

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ ТА НАУКИ УКРАЇНИ
Національний університет «Запорізька політехніка»

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

до виконання лабораторних робіт
з дисципліни «Хімія та основи екології»
для студентів усіх спеціальностей усіх форм навчання

2024

Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт з дисципліни «Хімія та основи екології» для студентів усіх спеціальностей усіх форм навчання / Укл.: О.А. Міт'яєв, д.т.н., проф., О.Ю. Воскобойнік, д.ф.н., проф., Ю.Ю. Петруша, к.б.н., доцент, В.М. Повзло, ст. викладач. – Запоріжжя: НУ «Запорізька політехніка», 2024. – 88 с.

Укладачі: О.А. Міт'яєв, д.т.н., проф.
О.Ю. Воскобойнік, д.ф.н., проф.
Ю.Ю. Петруша, к.б.н., доцент
В.М. Повзло, ст. викладач

Рецензент: В.О. Савченко, доцент, к.т.н.

Відповідальний за випуск: В.М. Повзло, ст. викладач

Затверджено
на засіданні
НМК ФБАД
Протокол № 1
від «30» серпня 2024 р.

Затверджено
на засіданні кафедри
«Композиційні матеріали, хімія та
технології»
Протокол № 1
від «06» серпня 2024 р.

ЗМІСТ

<i>Вступ</i>	c.4
<i>Лабораторна робота № 1</i>	
Добування кислот, гідроксидів та солей	c.5
<i>Лабораторна робота № 2</i>	
Визначення еквіваленту металу.....	c.12
<i>Лабораторна робота № 3</i>	
Окисно-відновні реакції.....	c.16
<i>Лабораторна робота № 4</i>	
Закономірності перебігу хімічних процесів.....	c.21
<i>Лабораторна робота № 5</i>	
Гальванічні елементи та електроліз.....	c.32
<i>Лабораторна робота № 6</i>	
Корозія та захист металів	c.38
<i>Лабораторна робота № 7</i>	
Легкі конструкційні матеріали та їх властивості.....	c.44
<i>Лабораторна робота № 8</i>	
Підгрупи хрому та мангану	c.49
<i>Лабораторна робота №9</i>	
Ферум, кобальт, нікол.....	c.52
<i>Лабораторна робота №10</i>	
Очистка забрудненої води за допомогою коагуляції.....	c.57
<i>Лабораторна робота №11</i>	
Визначення твердості води.....	c.62
<i>Лабораторна робота №12</i>	
Визначення сухого залишку (солевмісту) та мінерального складу вод.....	c.69
<i>Лабораторна робота №13</i>	
Визначення вмісту хлоридів та кількості «активного хлору» у воді.....	c.75
<i>Лабораторна робота №14</i>	
Визначення вмісту нітратів у рослинних продуктах.....	c.79
Рекомендована література	c.88

ВСТУП

Методичні вказівки мають метою допомогти студентам усіх спеціальностей та форм навчання підготуватися до виконання лабораторних робіт з курсу «Хімія та основи екології».

Методичні вказівки спрямовані на краще засвоєння теоретичного курсу, надання практичних навичок у виконанні досліджень, формування у студентів вміння планувати та виконувати науковий експеримент, виховання вміння аналізувати фактичний матеріал на теоретичній основі.

Внаслідок проведення лабораторних робіт студенти повинні знати основні теми теоретичного курсу, вміти виконувати досліджувальні експерименти, пояснювати явища, що мають місце у корозійних процесах; використовувати набуті знання при вивченні спеціальних дисциплін і в подальшій трудовій діяльності.

Кожна лабораторна робота виконується в аудиторії за схемою: настанови виконання роботи за темою, що вивчається, контроль знань студентів, виконання дослідів, захист звіту лабораторної роботи.

Лабораторна робота №1

ДОБУВАННЯ КИСЛОТ, ГІДРОКСИДІВ ТА СОЛЕЙ

Мета роботи: повторення матеріалу про загальну характеристику основних класів неорганічних сполук.

1.1 Загальні відомості

1.1.1 Добування та властивості оксидів

Добування	Хімічні властивості
<p>1. Взаємодія простих речовин з киснем (крім <i>Au, Pt, Hal₂</i> (<i>F₂, Cl₂, Br₂, I₂</i>)):</p> $2Ca + O_2 = 2CaO$ <p style="text-align: center;"><i>кальцій оксид</i></p> <p>2. Окиснення деяких складних речовин:</p> $4FeS_2 + 11O_2 = 4Fe_2O_3 + 8SO_2$ <p style="text-align: center;"><i>ферум (III) оксид</i></p> $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$ <p style="text-align: center;"><i>сульфур (IV) оксид</i> <i>сульфур (VI) оксид</i></p> <p>3. Розкладання оксидів:</p> $4CrO_3 = 2Cr_2O_3 + 3O_2$ <p style="text-align: center;"><i>хром (VI) оксид</i> <i>хром (III) оксид</i></p> <p>4. Розкладання гідроксидів:</p> $Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^{\circ}C} CuO + H_2O$ <p style="text-align: center;"><i>кальційгідроксид</i></p> <p>5. Розкладання кислот:</p> $H_2SO_3 = SO_2 + H_2O$ <p style="text-align: center;"><i>сульфатна (IV) кислота</i> <i>сульфур (IV) оксид</i></p> <p>6. Розкладання солей:</p> $CaCO_3 = CaO + CO_2$ <p style="text-align: center;"><i>кальційкарбонат</i> <i>карбон (IV) оксид</i></p> $(NH_4)_2Cr_2O_7 = Cr_2O_3 + N_2 + 4H_2O$ <p style="text-align: center;"><i>амонійдихромат</i></p> <p>7. Взаємодія кислот-окисників з металами та неметалами:</p>	<p>1. Взаємодіють з водою з утворенням гідроксидів або кислот:</p> $Na_2O + H_2O = 2NaOH$ <p style="text-align: center;"><i>натрійоксид</i> <i>натрійгідроксид</i></p> $MnO_3 + H_2O = H_2MnO_4$ <p style="text-align: center;"><i>манган(VI) оксид</i> <i>манганатна(VI) кислота</i></p> <p>2. Основні оксиди взаємодіють з кислотними та амфотерними оксидами (при нагріванні):</p> $3MgO + P_2O_5 = Mg_3(PO_4)_2$ <p style="text-align: center;"><i>магнійоксид</i> <i>фосфор (V) оксид</i> <i>магній ортофосфат</i></p> $MgO + Al_2O_3 = Mg(AlO_2)_2$ <p style="text-align: center;"><i>алюмінійоксид</i> <i>магнійєтаалюміат</i></p> <p>3. Основні та амфотерні оксиди взаємодіють з кислотами:</p> $Na_2O + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2O$ <p style="text-align: center;"><i>натрійсульфат</i></p> $Al_2O_3 + 3H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O$ <p style="text-align: center;"><i>алюмінійсультфат</i></p> <p>4. Амфотерні та кислотні оксиди взаємодіють з лугами:</p> $Al_2O_3 + 2NaOH = 2NaAlO_2 + H_2O$ <p style="text-align: center;"><i>натрійєтаалюміат</i></p> $CO_2 + NaOH = NaHCO_3$ <p style="text-align: center;"><i>натрійгідрокарбонат</i></p> $CO_2 + 2NaOH = Na_2CO_3 + H_2O$ <p style="text-align: center;"><i>натрійкарбонат</i></p>

$\text{Cu} + 4\text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;"> <small>нітратна кислота кутрум(II) нітрат нітроген(IV) оксид</small> </p> $\text{C} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CO}_2 + 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;"> <small>сульфатна(VI) кислота</small> </p> <p>8. Заміщення леткого оксиду менш летким при нагріванні:</p> $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2$ <p style="text-align: center;"> <small>натрій силікат силіцій(IV) оксид</small> </p>	<p>5. Деякі оксиди розкладаються:</p> $2\text{HgO} = 2\text{Hg} + \text{O}_2$ <p style="text-align: center;"><small>меркурій(II) оксид</small></p> $2\text{Ag}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ\text{C}} 4\text{Ag} + \text{O}_2$ <p style="text-align: center;"><small>аргентум(I) оксид</small></p>
---	---

1.1.2 Добування та властивості гідроксидів

Добування	Хімічні властивості
<p>1. Взаємодія активних металів з водою:</p> $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow$ $\text{Mg} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{H}_2 \uparrow$ <p style="text-align: center;"><small>магнійгідроксид</small></p> <p>2. Взаємодія оксидів лужних та лужноземельних металів з водою:</p> $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$ $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$ <p>3. Взаємодія розчинів солей з лугами:</p> $\text{FeCl}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + 2\text{NaCl}$ <p style="text-align: center;"> <small>ферум(III) хлорид ферум(III) гідроксид</small> </p> $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{BaCO}_3 \downarrow + 2\text{NaOH}$ <p style="text-align: center;"> <small>барій гідроксид барій карбонат</small> </p> <p>4. Електроліз водних розчинів солей (в розчині в катодному просторі накопичується NaOH):</p> <p style="text-align: center;"><small>ел-ліз</small></p> $2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2 + \text{Cl}_2$ <p style="text-align: center;"> <small>натрій хлорид</small> </p> <p>5. У результаті інших реакцій:</p>	<p>1. Гідроксиди лужних та лужноземельних металів дисоціюють в водних розчинах:</p> $\text{NaOH} \leftrightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ $\text{Ba}(\text{OH})_2 \leftrightarrow \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$ <p>2. Розчини гідроксидів металів та NH_4OH змінюють забарвлення індикаторів.</p> <p>3. Взаємодіють з кислотними оксидами та кислотами:</p> $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ <p style="text-align: center;"> <small>суспензія магнійгідроксидкарбонат</small> </p> $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;"><small>кальційсульфат</small></p> <p>4. Луги взаємодіють з неметалами (Si, Hal_2) та деякими металами (Zn, Al та ін.):</p> $6\text{KOH} + 3\text{Cl}_2 = \text{KClO}_3 + 5\text{KCl} + 3\text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;"> <small>калій гідроксид калій хлорат(V) калій хлорид</small> </p> $2\text{NaOH} + 2\text{Al} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2$ <p style="text-align: center;"> <small>натрійтетрагідрокси-алюмінат</small> </p> <p>5. Взаємодіють з амфотерними, оксидами та гідроксидами:</p>

$NaH + H_2O = NaOH + H_2$ <i>натрійгідрид</i>	$2NaOH + ZnO + H_2O = Na_2[Zn(OH)_4]$ <i>цинк оксид</i> <i>натрієтетрагідроксоцинкат</i>
$NH_3 + H_2O = NH_4OH$ <i>аміак</i> <i>амонійгідроксид</i>	$KOH + Cr(OH)_3 = K[Cr(OH)_4]$ <i>хром(III) гідроксид</i> <i>калійтетрагідроксохромат(III)</i>

1.1.3 Добування та властивості кислот

Добування	Хімічні властивості
<p>1. Взаємодія кислотних оксидів з водою:</p> $CrO_3 + H_2O = H_2CrO_4$ <i>хроматна(VI) кислота</i>	<p>1. В розчинах дисоціюють:</p> $HNO_3 \leftrightarrow H^+ + NO_3^-$ $H_2SO_4 \leftrightarrow H^+ + HSO_4^-$ $HSO_4^- \leftrightarrow H^+ + SO_4^{2-}$
$P_2O_5 + H_2O = 2HPO_3$ <i>метафосфатна кислота</i>	<p>2. Розчини кислот змінюють забарвлення індикаторів.</p>
<p>2. Окиснення деяких простих речовин:</p> $3P + 5HNO_3 + 2H_2O = 3H_3PO_4 + 5NO$ <i>ортофосфатна кислота</i>	<p>3. Кислоти-неокисники, реагують з металами, які стоять в ряду стандартних електродних потенціалів до водню, їх $E^0 < 0$:</p> $Mg + 2HCl = MgCl_2 + H_2$ <i>магнійхлорид</i>
<p>3. Взаємодія солей з кислотами (сильними чи менш леткими, ніж отримувана):</p> $NaCl + H_2SO_4(\kappa) = Na_2SO_4 + HCl \uparrow$	<p>4. Кислоти-окисники реагують майже з усіма металами, при цьому водень не виділяється:</p> $Cu + 2H_2SO_4 = CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$ <i>купрум(II) сульфат</i>
$NaNO_3 + H_2SO_4(\kappa) = NaHSO_4 + HNO_3 \uparrow$ <i>натрій нітрат</i> <i>натрій гідросульфат</i>	<p>5. Взаємодіють з оксидами та гідроксидами металів:</p> $CaO + 2HCl = CaCl_2 + H_2O$ <i>кальційхлорид</i>
<p>4. Безкисневі кислоти можуть бути отримані безпосередньо з водню та неметалу:</p> $H_2 + Cl_2 = 2HCl$ <i>хлоридна кислота</i>	$Ca(OH)_2 + 2HCl = CaCl_2 + 2H_2O$
$H_2 + S = H_2S$ <i>сульфідна кислота</i>	<p>6. Реагують з солями, якщо утворюються слабкі електроліти:</p> $AgNO_3 + HCl = AgCl \downarrow + HNO_3$ <i>аргентумнітрат</i> <i>аргентумхлорид</i>
<p>Водні розчини таких сполук є кислотами.</p>	
<p>5. Гідроліз галогенангідридів:</p> $PCl_5 + 4H_2O = H_3PO_4 + HCl$ <i>фосфор(V) хлорид</i>	

1.1.4 Добування та властивості солей

Добування	Хімічні властивості
1. Взаємодія металів та неметалів: $2Na + Cl_2 = 2NaCl$ 2. Взаємодія металів з кислотами: $Mg + H_2SO_4 = MgSO_4 + H_2$ <i>магнійсульфат</i>	1. Розчинні у воді солі, утворені сильними гідроксидами та сильними кислотами, дисоціюють за схемою: $NaCl \leftrightarrow Na^+ + Cl^-$
$Zn + 4HNO_3 = Zn(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$ <i>цинкнітрат</i> 3. Взаємодія основних та кислотних оксидів: $MgO + SiO_2 = MgSiO_3$ <i>магнійсилікат</i> 4. Взаємодія основних та амфотерних оксидів з кислотами: $CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$ <i>купрумсульфат</i>	Розчинні у воді солі, утворені слабкими гідроксидами та (або) слабкими кислотами, гідролізують: $FeCl_2 + H_2O \leftrightarrow FeOHCl + HCl$ <i>ферум(II) хлорид</i> <i>ферум(II) гідроксохлорид</i> $Fe^{2+} + H_2O \leftrightarrow FeOH^+ + H^+$ $Na_2CO_3 + H_2O \leftrightarrow NaHCO_3 + NaOH$ $CO_3^{2-} + H_2O \leftrightarrow HCO_3^- + OH^-$
5. Взаємодія гідроксидів з кислотними оксидами: $Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3 + H_2O$ 6. Взаємодія гідроксидів з кислотами: $3Ca(OH)_2 + 2H_3PO_4 = Ca_3(PO_4)_2 + 6H_2O$ <i>кальційортофосфат</i>	2. Розчини солей реагують з металами, що мають менше значення E° (стандартний електродний потенціал), ніж метал, що утворює катіон солі: $Zn + Hg(NO_3)_2 = Zn(NO_3)_2 + Hg$ <i>меркурій(II) нітрат</i>
$3Ca(OH)_2 + H_3PO_4 = (CaOH)_3PO_4 + 3H_2O$ <i>кальційгідроортофосфат</i> $Ca(OH)_2 + H_3PO_4 = CaHPO_4 + 2H_2O$ <i>кальційгідроортофосфат</i>	3. Розчини солей взаємодіють з лугами: $CoCl_2 + 2NaOH = Co(OH)_2 + 2NaCl$
7. Взаємодія металів з розчинами солей: $CuSO_4 + Fe = FeSO_4 + Cu$ <i>ферум(II) сульфат</i> 8. Взаємодія кислот з солями: $HCl + AgNO_3 = AgCl \downarrow + HNO_3$	4. Взаємодіють з кислотами: $Ba(NO_3)_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 + 2HNO_3$ 5. Розчини солей реагують між собою, якщо утворюються слабкі електроліти: $CaCl_2 + K_2SO_4 = CaCO_3 \downarrow + 2KCl$
9. Взаємодія двох солей: $K_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4 + KCl$ <i>калійсульфат</i>	6. Деякі солі розкладаються при нагріванні:

<p>10. Взаємодія лугів з амфотерними металами, оксидами, та гідроксидами:</p> $\text{Zn} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2$ $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$	$\text{MeNO}_3 \xrightarrow{\text{до Mg}} \text{MeNO}_2 + \text{O}_2$ $\text{MeNO}_3 \xrightarrow{\text{від Mg до Cu}} \text{MeO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$ $\text{MeNO}_3 \xrightarrow{\text{після Cu}} \text{Me} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$ $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;"><i>амонійнітрат</i></p> $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;"><i>амонійнітрит</i></p>
--	--

1.2 Завдання для самостійного розв'язання

Варіант	Скласти рівняння реакцій в молекулярному та іонному вигляді, дати назви всім речовинам			Скласти графічні (структурні) формули
	добування речовин	хімічних властивостей	взаємних перетворень	
1	AgNO_3	KOH	$\text{Zn} \rightarrow \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2$	$\text{Mg}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
2	RbOH	H_2SeO_4	$\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$	KMnO_4
3	$\text{Na}[\text{Cr}(\text{OH})_4]$	Fe_2O_3	$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow (\text{CaOH})_3\text{PO}_4$	H_2SeO_4
4	VCl_2	HNO_3	$\text{KOH} \rightarrow \text{KHSO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4$	Mn_2O_7
5	$\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$	HCl	$\text{V}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{KVO}_3 \rightarrow \text{HVO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{VO}_3)_2$	$\text{Al}(\text{OH})_3$
6	CoOHCl	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	$\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{NaAlO}_2 \rightarrow \text{AlCl}_3$	H_2SiO_3
7	CO_2	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	$\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag} \rightarrow \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag}_2\text{O}$	$(\text{BaOH})_2\text{SO}_4$
8	KOH	H_3PO_4	$\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$	$(\text{AlOH})_3(\text{PO}_4)_2$
9	NaNO_3	Mn_2O_7	$\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$	PbCrO_4
10	HNO_3	CuSO_4	$\text{Be} \rightarrow \text{BeCl}_2 \rightarrow \text{Be}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{K}_2[\text{Be}(\text{OH})_4]$	P_2O_5
11	NaHCO_3	SO_3	$\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_3$	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
12	$\text{Cr}(\text{OH})_3$	H_2CO_3	$\text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{ZnBr}_2 \rightarrow \text{ZnOHBr}$	$\text{Cr}_2(\text{HPO}_4)_3$
13	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	LiOH	$\text{CO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$	K_2MnO_4
14	MgCO_3	PbO	$\text{K} \rightarrow \text{KNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_2$	H_2SnO_3
15	$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	$\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu} \rightarrow \text{CuS} \rightarrow \text{CuO}$	CO_2
16	H_2SiO_3	AgNO_3	$\text{FeO} \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$	Na_2O_2
17	FeSO_4	Al_2O_3	$\text{AuCl}_3 \rightarrow \text{Au} \rightarrow \text{H}[\text{AuCl}_4] \rightarrow \text{Au}$	Na_2CrO_4

18	CuO	H_2SO_4	$CoBr_2 \rightarrow CoOHBr \rightarrow Co(OH)_2 \rightarrow CoO$	$MoOHBr_2$
19	H_2SO_4	$NiCl_2$	$Na \rightarrow NaH \rightarrow NaOH \rightarrow Na_2MoO_4$	$AgNO_3$
20	$(CuOH)_2SO_4$	Na_2O	$N_2 \rightarrow NH_3 \rightarrow NH_4Cl \rightarrow NH_3$	H_2TeO_4
21	$Zn(HSO_4)_2$	$Ba(OH)_2$	$H_2SO_4 \rightarrow SO_2 \rightarrow K_2SO_3 \rightarrow K_2SO_4$	HNO_3
22	HCl	ZnO	$FeO \rightarrow Fe(NO_3)_2 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow Fe(OH)_3$	$NaNbO_4$
23	Fe_2O_3	$Cu(OH)_2$	$HCl \rightarrow H_2 \rightarrow HBr \rightarrow AgBr$	$Ca_3(PO_4)_2$
24	$Ca_3(PO_4)_2$	$Cr(OH)_3$	$HNO_3 \rightarrow NH_3 \rightarrow NO \rightarrow NO_2$	$Sr(HSO_4)_2$
25	$KMnO_4$	Cr_2O_3	$Ba \rightarrow Ba(OH)_2 \rightarrow Ba[Zn(OH)_4] \rightarrow BaSO_4$	CH_3COOH

1.3 Обладнання та реактиви

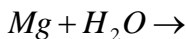
1. Обладнання: простий прилад для здобування та відводу газу.
2. Речовини: магній, магній гідроксид, плюмбум (II) оксид, індикатори: лакмус, фенолфталеїн.
3. Розчини: хлоридна кислота, сульфатна кислота, натрій гідроксид, кальцій гідроксид, нікол (II) сульфат, алюміній хлорид, натрій ацетат, плюмбум (II) ацетат, кобальт (II) нітрат.

1.4 Вказівки до техніки безпеки

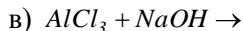
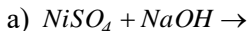
Дотримуватися правил роботи з хімічними речовинами: кислотами, лугами, солями; з нагрівальними приладами, скляним посудом.

1.5 Порядок проведення лабораторної роботи

Дослід 1. Добування гідроксидів активних металів. Отримати магній гідроксид $Mg(OH)_2$ взаємодією магнію з водою. Наявність іонів OH^- в розчині виявити індикатором.



Дослід 2. Добування нерозчинних у воді гідроксидів та вивчення амфотерних властивостей гідроксидів. Одержати гідроксиди $Ni(OH)_2$ та $Al(OH)_3$ взаємодією розчинів відповідних солей з лугами. Виявити, який з них є амфотерним гідроксидом, аналізуючи реакції даних гідроксидів з кислотами та лугами.

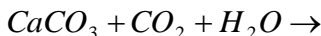
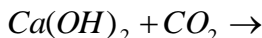
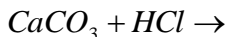




Дослід 3. Добування слабких кислот. Одержати етанову (оцтову) кислоту CH_3COOH витісненням її із ацетату сильною кислотою, підтвердити утворення кислоти.

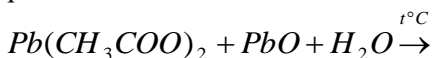


Дослід 4. Добування нормальних (середніх) та кислих солей. Отримати кислотний карбон (IV) оксид, провести реакцію його взаємодії з лугом з утворенням кальцій карбонату $CaCO_3$. Із кальцій карбонату одержати кислу сіль – кальцій гідрокарбонат $Ca(HCO_3)_2$.

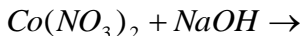


Дослід 5. Добування основних солей.

а) Одержати основну сіль плюмбум (II) гідроксоацетат $Pb(OH)CH_3COO$ із середньої солі плюмбум (II) ацетату та плюмбум (II) оксиду при нагріванні.



б) Одержати основну сіль кобальт (II) гідроксонітрат взаємодією кобальт (II) нітрату з лугом натрій гідроксидом у молярному співвідношенні 1:1.



Всі реакції записати в молекулярному та іонному вигляді, занотувати кольори осадів і розчинів.

1.6 Зміст звіту

1. Мета роботи.
2. Відповіді на контрольні запитання та рішення задач.
3. Аналіз хімічних дослідів.
4. Висновки.

Лабораторна робота №2 ВИЗНАЧЕННЯ ЕКВІВАЛЕНТУ МЕТАЛУ

Мета роботи: засвоєння основних понять і законів хімії, ознайомлення з одним із методів визначення молярної маси еквіваленту металу.

2.1 Загальні відомості

Маси (об'єми) реагуючих між собою речовин підкоряються закону еквівалентів. Згідно з цим законом маси (об'єми) реагуючих між собою речовин m_1 та m_2 (V_1 та V_2) пропорційні їх еквівалентним масам (молярним масам еквівалентів) $M_{екв1}$ та $M_{екв2}$ ($V_{екв1}$ та $V_{екв2}$):

$$\frac{m_1}{M_{екв1}} = \frac{m_2}{M_{екв2}} \quad \text{або} \quad \frac{V_1}{V_{екв1}} = \frac{V_2}{V_{екв2}}$$

Молярною масою еквіваленту або еквівалентною масою називається масова кількість елемента, яка сполучається з однією (точніше з 1,008) масовою частиною водню або вісьмома масовими частинами кисню чи заміщує їх у сполуках.

Об'єм, який має за даних умов молярна маса еквіваленту речовини у газовому стані, називається молярним об'ємом еквіваленту цієї речовини.

Виходячи з того, що молярний об'єм будь-якого газу за нормальних умов дорівнює $2,24 \cdot 10^{-2} \text{ м}^3$ (22,4 л), молярний об'єм еквіваленту водню $V_{екв}(H_2)$ дорівнює $\frac{2,24 \cdot 10^{-2}}{2} = 11,2 \cdot 10^{-2} \text{ м}^3$ (11,2 л); молярний об'єм еквіваленту кисню $V_{екв}(O_2)$ дорівнює $\frac{2,24 \cdot 10^{-2}}{2 \cdot 2} = 5,6 \cdot 10^{-2} \text{ м}^3$ (5,6 л). Молярна маса еквіваленту речовини (як

простої так і складної) може набувати різного значення і залежить від того, до якої реакції вступає ця речовина.

2.1.1 Взаємозв'язок між основними фізичними величинами, що використовуються в хімії.

Назва	Символ	Визначальне рівняння	Одиниці вимірювання
Відносна атомна маса	A_r	$A_r = m_a / (\frac{1}{12} m_a^{12}C)$ $1 \text{ а. о. м.} = \frac{1}{12} m_a^{12}C = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$	безрозмірна одиниця або а. о. м.
Відносна молекулярна маса	M_r	$M_r = m_m / (\frac{1}{12} m_a^{12}C)$ $M_r = n_1 A_{r1} + n_2 A_{r2} + n_3 A_{r3}$ <i>n – кількість атомів даного елемента</i>	безрозмірна одиниця або а. о. м.
Молярна маса	M	$M = m / \nu$	г / моль
Маса	m	$m = M \cdot \nu ; m = \rho \cdot V$	кг, г
Об'єм	V	$V = m / \rho ; V = V_m \cdot \nu$	м ³ , л
Молярний об'єм	V_m	$V_m = V / \nu ;$ за умов відмінних від нормальних: $V' = \frac{P^0 \cdot V^0 \cdot T'}{T^0 \cdot P'} \left(\frac{P' V'}{T'} = \frac{P^0 V^0}{T^0} \right),$ де P^0, V^0, T^0 - тиск, об'єм та температура за нормальних умов, $P^0 = 101,3 \text{ кПа} , T^0 = 273 \text{ К} (0^\circ\text{C})$	м ³ / моль; л / моль
Кількість речовини	ν	$\nu = m / M = V / V_m = N / N_A$	моль
Кількість частинок (молекул, атомів, іонів тощо)	N	$N = m / m_{\text{частинки}} ;$ $N = \nu \cdot N_A$	безрозмірна одиниця
Число Авогадро	N_A	$N_A = N / \nu ; N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$	1 / моль
Густина	ρ	$\rho = m / V ; \rho = M / V_m \text{ (для газів)}$	кг / м ³ , г / см ³ , г / л
Молярна маса еквіваленту	$M_{\text{екв}}$	$M_{\text{екв}} = M \cdot f_{\text{екв}}$ $M_{\text{екв}} (\text{оксиду}) = M_{\text{екв}} (\text{ел-та}) + M_{\text{екв}} (\text{O})$	г / моль

		$M_{екв}(основи) = M_{екв}(осн.зал.) + M_{екв}(ОН)$ $M_{екв}(кислоти) = M_{екв}(H) + M_{екв}(кисл. зал.)$ $M_{екв}(солі) = M_{екв}(осн.зал.) + M_{екв}(кисл. зал.)$	
Фактор еквівалентності	$f_{екв}$	$f_{екв}(простої. реч.) = 1 / (n_{ел-та} \cdot B_{ел-та})$ $f_{екв}(оксида) = 1 / (n_O \cdot B_O)$ $f_{екв}(кислоти) = 1 / основність$ $f_{екв}(основи) = 1 / кислотність$ $f_{екв}(солі) = 1 / (n_{осн.зал.} \cdot B_{осн.зал.}) = 1 / (n_{кисл. зал.} \cdot B_{кисл. зал.})$, де n - кількість часток, B - валентність	безрозмірна одиниця
Молярний об'єм еквіваленту	$V_{екв}$	$V_{екв} = f_{екв} \cdot V_m$	$м^3 / моль$; $л / моль$

Універсальна газова стала:

$$R = 62360 \text{ мл} \cdot \text{мм рт. ст.} (K^{-1} \cdot \text{моль}^{-1})$$

$$R = 0,082 \text{ л} \cdot \text{атм} / (\text{моль} \cdot \text{град})$$

$$R = 8,314 \text{ Дж} / (\text{моль} \cdot \text{град})$$

2.2 Контрольні запитання

1. Як визначити молярну масу еквіваленту простої речовини та складної сполуки (оксиду, кислоти, солі)?
2. Сформулювати закон еквівалентів і написати його математичний вираз.

2.3 Обладнання та реактиви

1. Обладнання: прилад для визначення еквіваленту металу; термометр; барометр; циліндри на 25 та 100 мл.
2. Реактиви: наважка металу; хлоридна кислота (15%).

2.4 Вказівки до техніки безпеки

1. Лабораторія повинна міститися в чистоті.
2. До робочого місця і приладів не допускаються сторонні особи.

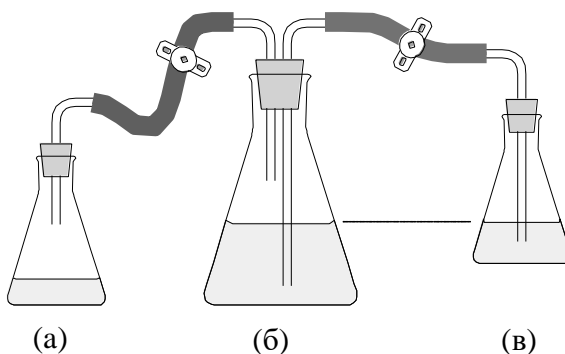
3. Робота студентів дозволяється тільки при повністю справному устаткуванні.

4. Необхідно стежити за справністю заземлення в лабораторії.

5. Уникати попадання хімічних реактивів на шкіру і слизові оболонки. Дотримуватися правил роботи з кислотами та скляним посудом.

2.5 Порядок проведення лабораторної роботи

1. Зібрати прилад за рисунком.

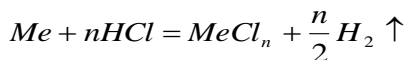


2. Перевірити прилад на герметичність: обережно від'єднати реакційну колбу (а) і, знявши затискач з гумової трубки, заповнити трубку водою з аспіратора (б) і затиснути затискачем.

3. У реакційну колбу налити 10 – 15 мл 4N розчину HCl , повернути її в горизонтальне положення і внести у горло колби наважку металу, потім зштовхнути її у кислоту.

4. Після початку реакції зняти затискач, щоб вода вільно витікала із аспіратора у приймач (в).

5. Після закінчення реакції затиснути трубку затискачем і обережно, щоб із неї не витікала вода, за допомогою циліндра виміряти об'єм води, витісненої із аспіратора у приймач.



6. Результати вимірювань записати за формою:

Маса металу m_{Me} , г ;

Об'єм водню, який витіснено V_{H_2} , мл ;

Температура $t, ^\circ\text{C}$;

Абсолютна температура T, K ;

Атмосферний тиск $P_{\text{атм}}, \text{мм рт.ст.}$;

Тиск насиченої водяної пари при температурі досліду $P_{\text{H}_2\text{O}}, \text{мм рт.ст.}$;

Тиск водню, $P_{\text{H}_2} = P_{\text{атм}} - P_{\text{H}_2\text{O}}, \text{мм рт.ст.}$;

Універсальна газова стала $R = 62360 \frac{\text{мл} \cdot \text{мм рт.ст.}}{\text{моль} \cdot \text{K}}$.

7. Розрахувати $M_{\text{екв}}$ металу двома методами:

1) Розрахувати масу водню, який витіснено, m_{H_2} за рівнянням Менделєєва-Клапейрона $P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$, а потім на основі закону

еквівалентів розрахувати молярну масу еквіваленту металу $M_{\text{екв}}(\text{Me})$.

2) Привести об'єм водню, який витіснено, до нормальних умов за рівнянням: $V_{\text{H}_2}^0 = \frac{V_{\text{H}_2} \cdot P_{\text{H}_2} \cdot T^0}{P^0 \cdot T}$ та за відомим еквівалентним об'ємом

водню, розрахувати молярну масу еквіваленту металу $M_{\text{екв}}(\text{Me})$.

3) Знайти теоретичне значення молярної маси еквівалента цинку, а також знайти відносну похибку знайденої молярної маси еквіваленту металу.

$$\eta = \frac{M_{\text{екв}}^{\text{теор}} - M_{\text{екв}}^{\text{експер}}}{M_{\text{екв}}^{\text{теор}}} \cdot 100\%$$

2.6. Зміст звіту

1. Мета роботи.
2. Відповіді на контрольні запитання та рішення задач.
3. Аналіз хімічних дослідів.
4. Висновки.

Лабораторна робота № 3 ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Мета роботи: навчитися визначати ступені окиснення елементів та складати рівняння окиснювально-відновних реакцій.

3.1 Загальні відомості

1. Окиснення і відновлення. Класифікація окисно-відновних реакцій.

Реакції, що відбуваються із зміною ступеня окиснення атомів, що входять до складу реагуючих речовин, називаються окисно-відновними. Окисно-відновні реакції поділяються на три типи:

1) *Міжмолекулярні реакції*. Ступінь окиснення змінюють атоми, що входять до складу різних вихідних речовин, наприклад:



2) *Внутрішньомолекулярні реакції*. Атоми, що змінюють ступінь окиснення, входять до складу однієї сполуки (іноді це атоми одного елемента з різними ступенями окиснення), наприклад:



3) Реакція *диспропорціювання*. Атоми одного й того самого елемента з певним ступенем окиснення є як окисниками, так і відновниками, наприклад:



Реакції диспропорціювання (або самоокиснення – самовідновлення характерні для речовин, що містять атоми з проміжними ступенями окиснення).

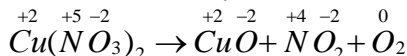
3.1.2 Метод електронного балансу.

Стехіометричні коефіцієнти у рівняннях окисно-відновних реакцій зручно визначати, користуючись методом електронного балансу. Цей метод ґрунтується на порівнянні ступенів окиснення атомів у початкових і кінцевих умовах. Для встановлення коефіцієнтів виходять з того положення, що число електронів, відданих відновником, повинно дорівнювати числу електронів, приєднаних окисником. Існує певний алгоритм складання рівнянь окисно-відновних реакцій.

1. Записати схему рівняння.

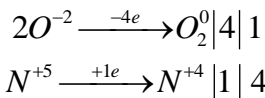


2. Визначити, які атоми змінюють ступінь окиснення.

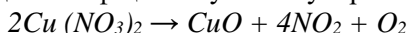


Отже, відновником є O^{-2} , окисником – N^{+5} .

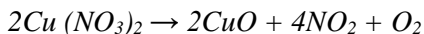
3. Скласти електронні рівняння процесів окиснення та відновлення. Підібрати коефіцієнти в цих схемах так, щоб загальне число електронів, які віддає відновник, дорівнювало загальному числу електронів, що приєднує окисник.



4. Розставити знайдені коефіцієнти у молекулярному рівнянні.



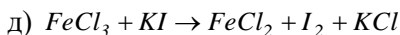
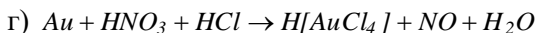
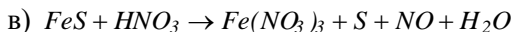
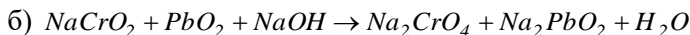
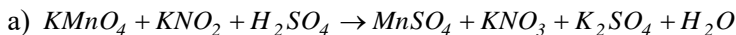
5. Підібрати інший коефіцієнт таким чином, щоб загальне число атомів кожного елемента було однаковим у лівій та правій частинах рівняння.



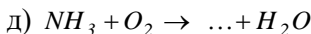
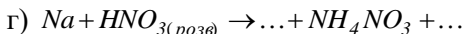
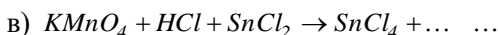
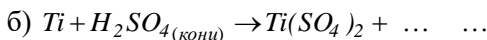
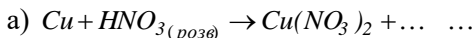
3.2 Контрольні запитання

1. Відповісти на запитання та виконати завдання.
2. Які реакції називають окисно-відновними? Що таке окисники, відновники, процеси окиснення, відновлення?
3. Які із сполук KMnO_4 , Br_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, Zn , H_2S , H_2O_2 , NaNO_2 , SO_3 , KI , FeSO_4 здатні бути тільки окисниками, які тільки відновниками, які здатні виявляти і окисні і відновні властивості в залежності від умов реакцій?
4. Привести приклади ОВР, що протікають в природі, в промисловості.

5. Користуючись методом електронного балансу розставити коефіцієнти в рівняннях окисно-відновних реакцій. Вказати окисник та відновник, процеси окиснення та відновлення. Визначити Мекв окисників і відновників.



6. Закінчити рівняння реакцій, за допомогою електронного балансу розставити коефіцієнти, вказати окисник і відновник.



3.3 Реактиви та обладнання

1. Розчини: сульфатна кислота (2N), купрум (II) сульфат, манган (II) сульфат, натрій гідроксид, бром, калій перманганат, ферум (II) сульфат, калій дихромат.

2. Речовини: цинк, залізо, кристалічні натрій сульфід або натрій нітрит, дистильована вода. 3. Обладнання: нагрівальний прилад.

3.4 Вказівки до техніки безпеки

Дотримуватися правил роботи з розчинами кислот, солей, лугів, нагрівальним приладом.

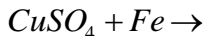
3.5 Порядок проведення лабораторної роботи

Дослід 1. Прості речовини як окисники та відновники.

а) У пробірку з розчином сульфатної кислоти внести гранулу цинку:



б) У пробірку з розчином купрум (II) сульфату насипати залізних ошурок, або опустити залізний цвях:

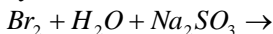


в) Одержати осад манган (II) гідроксиду, діючи лугом на розчин манган (II) сульфату. Спостерігати, як під дією кисню повітря гідроксид окиснюється до бурого манган (IV) оксиду.



Дослід 2. Складні іони в окисно-відновних процесах.

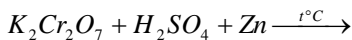
а) У пробірку з бромною водою (1 – 2 мл) додати натрій сульфід до повного знебарвлення розчину.



б) У пробірку з розчином калій перманганату додати декілька краплин розчину сульфатної кислоти, а потім додати 1 – 2 мл свіжо-приготованого розчину ферум (II) сульфату до знебарвлення розчину калій перманганату.



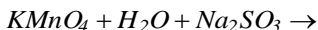
в) У пробірку з розчином калій дихромату (1 – 2 мл) додати декілька краплин сульфатної кислоти, гранулу цинку та трохи підігріти.



Дослід 3. Значення середовища в окисно-відновних процесах.

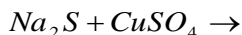
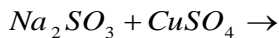
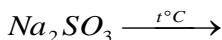
У три пробірки налити 1 - 2 мл розчину калій перманганату. В одну додати кілька краплин сульфатної кислоти, в другу – стільки ж води, в третю – таку ж кількість луку.

В усі три пробірки внести по одному мікрошпателю кристалічного натрій сульфиту або натрій нітриту та перемішати розчини до повного розчинення кристалів. Відзначити зміну кольору у кожній із пробірок.



Дослід 4. Реакції самоокиснення - самовідновлення.

У дві пробірки внести по одному мікрошпателю кристалічного натрій сульфіту. Одну пробірку залишити як контрольну, а другу підігрівати протягом 5 – 6 хвилин. Після того, як друга пробірка охолоне, додати в обидві 1 – 2 мл води та кілька краплин розчину купрум (II) сульфату. Відзначити колір осадів в обох пробірках.



До всіх дослідів написати рівняння реакцій в молекулярній та йонній формі, скласти схеми переходу електронів та розставити коефіцієнти.

3.6 Зміст звіту

1. Мета роботи.
2. Відповіді на контрольні запитання та рішення задач.
3. Аналіз хімічних дослідів.
4. Висновки.

Лабораторна робота №4 ЗАКОНОМІРНОСТІ ПЕРЕБІГУ ХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ

Мета роботи: навчитися експериментально визначати тепловий ефект хімічної реакції, вплив концентрації реагуючих речовин на швидкість хімічних реакцій та зміщення хімічної рівноваги, вести розрахунки за термохімічними рівняннями, визначати швидкість хімічних реакцій, виявляти умови зміщення хімічної рівноваги.

4.1. Загальні відомості

4.1.1. Енергетика хімічних процесів.

Взаємний перехід різних форм енергії у процесах, енергетику будь-якого процесу вивчає термодинаміка. Енергетичні зміни у хімічних системах (хімічні реакції, фазові переходи, адсорбція та ін.) вивчає хімічна термодинаміка. У більшості випадків ці зміни супроводжуються виділенням (екзотермічні процеси) або поглинанням (ендотермічні процеси) теплоти.

Хімічна термодинаміка вивчає системи, які характеризуються параметрами: тиск (P), температура (T), об'єм (V); властивостями (функціями): внутрішня енергія (U), ентальпія (H), ентропія (S), енергія Гіббса (G), які зумовлюються кінцевими і початковими станами системи і не залежать від шляху переходу.

Енергетичний ефект виникає за рахунок зміни внутрішньої енергії ΔU і ентальпії ΔH .

Теплота Q , що поглинається системою витрачається на зміну внутрішньої енергії ($\Delta U = U_2 - U_1$) і здійснення роботи A . Тобто $Q = \Delta U + A$.

При постійному об'ємі, в ізохорних процесах: $Q_{(V)} = \Delta U$

При постійному тиску в ізобарних процесах:

$$Q_{(P)} = \Delta U + A; \quad A = P\Delta V;$$

$$Q_{(P)} = \Delta U + P\Delta V.$$

Сума $U + PV$ має назву ентальпії (H). Отже теплота реакції при ізобарному процесі дорівнює зміні ентальпії $Q_{(P)} = \Delta H$. В екзотермічних процесах $\Delta H < 0$; в ендотермічних процесах $\Delta H > 0$.

В термохімічних рівняннях вказаний фазовий стан речовин, тепловий ефект і коефіцієнти, які можуть бути дробовими числами.



Теплоти утворення речовин за стандартних умов: $T = 298 \text{ K}$, $P = 101,325 \text{ кПа}$, табличні данні – $\Delta H_{298(\text{yme})}^0$ або ΔH_f^0 (f – утворення, від англ. formation).

Згідно закону Гесса тепловий ефект хімічної реакції

$$\Delta H_{p-ції} = \sum n \Delta H_f^0 \text{ прод. р-ції} - \sum n \Delta H_f^0 \text{ вихід. реч. кДж/моль}$$

(n – коефіцієнти рівняння).

ΔH_f^0 298 простих речовин, стійких у стандартному стані = 0.

Більшість процесів ґрунтується на двох явищах, які відбуваються одночасно: зміні упорядкування системи і передаванні енергії. Мірою неупорядкованості системи є ентропія (S). S зростає при розчиненні речовин, плавленні, випаровуванні, при ослабленні або розриві зв'язків між атомами, тощо. S зменшується з упорядкуванням системи: при конденсації, кристалізації, полімеризації, зміцненні зв'язків, тощо. Зміна ентропії хімічної реакції:

$$\Delta S_{p-ції} = \sum n S^0_{\text{прод. р-ції}} - \sum n S^0_{\text{вихід. реч.}}; S^0 = \text{Дж/моль}\cdot\text{К}$$

Рушійна сила процесу складається з одночасної дії ентальпійного та ентропійного факторів. За умов: $P\text{-const}$ і $T\text{-const}$, сумарний ефект цих факторів характеризується зміною енергії Гіббса ΔG – (ізобарно-ізотермічний або ізобарний потенціал) $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

$$\Delta G_{p-ції} = \sum n \Delta G_f^0_{\text{прод. р-ції}} - \sum n \Delta G_f^0_{\text{вихід. реч.}} \quad (\text{кДж/моль})$$

$\Delta G_{p-ції}$ визначає ймовірність самодовільного перебігу хімічних процесів.

$\Delta G < 0$ – ймовірний, чим менше значення ΔG – тим сильніше прагнення даної реакції до перебігу.

$\Delta G = 0$ – стан рівноваги і $\Delta H = T\Delta S$.

4.1.2. Основи хімічної кінетики

Вчення про швидкість і механізм хімічних реакцій називається *хімічною кінетикою*.

Для гомогенних процесів (система складається з однієї фази) що відбуваються без зміни об'єму, швидкість хімічної реакції ($V_{p-ції}$) визначають як зміну концентрації (ΔC) реагуючих речовин, або продуктів реакції в одиницю часу (Δt).

$$V_{p-ції} = \Delta C / \Delta t \quad (\text{моль/л}\cdot\text{с})$$

Для гетерогенних процесів (система складається з двох або більше фаз) – швидкість хімічних реакцій характеризує інтенсивність

хімічного процесу, тобто число елементарних актів взаємодії або розкладання за одиницю часу на одиницю поверхні поділу фаз.

Швидкість хімічної реакції залежить від:

1) *концентрації реагуючих речовин.*

Згідно закону діючих мас (М.М. Бекетов, К. Гульдберг, П. Вааге) швидкість хімічної реакції прямопропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин у ступенях, які дорівнюють коефіцієнтам. Для рівняння $aA_{(г)} + bB_{(г)} = cC_{(г)} + dD_{(г)}$, швидкість хімічної реакції дорівнює:

$$V_{p-цїї} = kC_A^a \cdot C_B^b \quad V_{p,-цїї} = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b,$$

де k – константа швидкості, чисельно дорівнює $V_{p-цїї}$, якщо $C_A = C_B = 1$ моль / л (C -концентрація, моль/л), $[A]$, $[B]$ - рівноважні концентрації реагентів, моль/л.

2) *температури.*

Підвищення температури реагуючих речовин внаслідок збільшення швидкості молекул зумовлює зростання загальної енергії системи, збільшення відносного вмісту активних молекул, що рівнозначно зростанню $V_{p-цїї}$. Залежність швидкості хімічної реакції від температури виражається правилом Вант-Гоффа: підвищення температури на кожні 10 градусів збільшує швидкість реакції в 2 – 4 рази.

$$V_{p-цїї}^{II} = V_{p-цїї}^I \cdot \gamma^{\frac{t^{II} - t^I}{10}}$$

γ – температурний коефіцієнт ($\gamma = 2 - 4$)

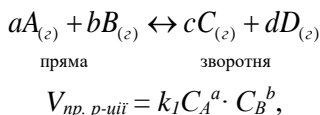
3) *використання спеціальних речовин*, які змінюють $V_{p-цїї}$, цей процес називається каталізмом; речовини які збільшують $V_{p-цїї}$ називаються каталізаторами, а які зменшують $V_{p-цїї}$ – інгібіторами.

4) *природа реагуючих речовин* – будова атомів, будова молекули, міцність хімічних зв'язків.

5) *інших факторів*: освітлення, опромінювання тощо.

4.1.3. Хімічна рівновага

Стан хімічної системи, коли швидкість прямої і зворотної реакцій однакові, називається хімічною рівновагою.



або при хімічній рівновазі: $V_{np. p-цiї} = k_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b$

$$V_{звор. p-цiї} = k_2 C_C^c \cdot C_D^d$$

або при хімічній рівновазі: $V_{звор. p-цiї} = k_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d$

K_p – константа рівноваги

$$K_p = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

У випадку хімічної реакції між газоподібними речовинами K_p процесу можна виразити за допомогою парціальних тисків (P) газів, що беруть участь у реакції:

$$K_p = \frac{P_{(C)}^c \cdot P_{(D)}^d}{P_{(A)}^a \cdot P_{(B)}^b}$$

Напрямок зміщення хімічної рівноваги при зміні концентрації реагуючих речовин, температури і тиску (для газових реакцій) якісно визначається принципом Ле-Шательє: якщо на систему, що перебуває у стані рівноваги, чиниться який-небудь зовнішній вплив (змінюється C , T , P), то він сприяє перебігу тієї з двох протилежних реакцій, яка послаблює цей вплив.

Розглянемо реакцію синтезу амоніаку:



Щоб змістити рівновагу в сторону прямої реакції утворення NH_3 необхідно:

- а) збільшити концентрацію N_2 або H_2 ;
- б) оскільки пряма реакція екзотермічна, необхідно знизити температуру;
- в) збільшити тиск тому, що реакція супроводжується утворенням меншої кількості газоподібних молекул.

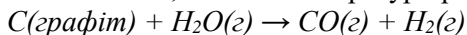
4.2. Завдання для самостійного розв'язання

Відповісти на запитання:

1. Як можна теоретично розрахувати та експериментально визначити:
 - а) тепловий ефект хімічної реакції;
 - б) швидкість хімічної реакції?
2. Привести приклади рівнянь необоротних реакцій, що протікають з утворенням слабких електролітів, газоподібних речовин; оборотних реакцій.
3. Охарактеризувати фактори та закономірності протікання хімічних процесів.

Розв'язати задачі:

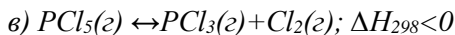
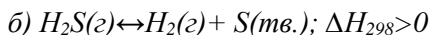
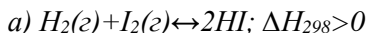
1. Визначити, за якої температури реакція:



стає термодинамічно можливою ($G_{298} \leq 0$) (980 К)

2. У скільки разів збільшиться швидкість реакції при збільшенні температури від 50°C до 90°C ? Температурний коефіцієнт реакції дорівнює 2,5. (39,06)

3. Як треба змінити температуру, тиск, концентрацію, щоб змістити хімічну рівновагу даних реакцій в сторону прямої реакції:



Виконати завдання.

Визначити стандартну зміну ізобарного потенціалу за стандартних умов та температури T , користуючись таблицями термодинамічних величин для процесів:

№ п/п	Вихідні речовини		Продукти реакції		T, K
	A	B	C	D	
1	$N_2O_{(г)}$	$NH_{3(г)}$	$H_2O_{(р)}$	$N_{2(г)}$	1435
2	$ZnO_{(к)}$	$H_{2(г)}$	$ZnS_{(к)}$	$H_2O_{(г)}$	972
3	$CuO_{(к)}$	$HCl_{(г)}$	$CuCl_{2(к)}$	$H_2O_{(г)}$	899
4	$CaO_{(к)}$	$C_{(граф)}$	$CaC_{2(к)}$	$CO_{(г)}$	2426
5	$HCl_{(г)}$	$O_{2(г)}$	$Cl_{2(г)}$	$H_2O_{(г)}$	277
6	$C_2H_5OH_{(к)}$	-	$C_2H_{4(г)}$	$H_2O_{(г)}$	679
7	$C_2H_{4(г)}$	$O_{2(г)}$	$CO_{2(г)}$	$H_2O_{(г)}$	3572
8	$NH_{3(г)}$	$H_2SO_{4(р)}$	$(NH_3)_2SO_{4(к)}$	-	1206
9	$H_{2(г)}$	$NO_{2(г)}$	$NH_{3(г)}$	$H_2O_{(г)}$	2747
10	$ZnS_{(к)}$	$O_{2(г)}$	$SO_{2(г)}$	$ZnO_{(к)}$	2499
11	$Na_2O_{(к)}$	$CO_{2(г)}$	$Na_2CO_{3(к)}$	-	291
12	$C_2H_{6(г)}$	$O_{2(г)}$	$CO_{2(г)}$	$H_2O_{(г)}$	1206
13	$NaNO_{3(к)}$	$H_2SO_{4(р)}$	$HNO_{3(р)}$	$Na_2SO_{4(к)}$	180
14	$Al_2O_{3(к)}$	$SO_{3(г)}$	$Al_2(SO_4)_{3(к)}$	-	288

15	$CH_4_{(г)}$	$H_2O_{(г)}$	$CO_{(г)}$	$H_2_{(г)}$	3059
16	$P_2O_5_{(к)}$	$CaO_{(к)}$	$Ca_3(PO_4)_2_{(к)}$	-	2236
17	$Fe_2O_3_{(к)}$	$CO_{(г)}$	$CO_2_{(г)}$	$FeO_{(к)}$	5114
18	$CaO_{(к)}$	$HCl_{(г)}$	$CaCl_2_{(к)}$	$H_2O_{(р)}$	2089
19	$H_2S_{(г)}$	$O_2_{(г)}$	$SO_2_{(г)}$	$H_2O_{(г)}$	1008
20	$Na_2CO_3_{(к)}$	$Ca(OH)_2_{(к)}$	$NaOH_{(к)}$	$CaCO_3_{(к)}$	876
21	$FeS_2_{(к)}$	$O_2_{(г)}$	$SO_2_{(г)}$	$Fe_2O_3_{(к)}$	425
22	$Fe_{(к)}$	$Al_2O_3_{(к)}$	$Al_{(к)}$	$Fe_2O_3_{(к)}$	1250
23	$CaCO_3_{(к)}$	-	$CaO_{(к)}$	$CO_2_{(г)}$	533
24	$NaCl_{(к)}$	$CaCO_3_{(к)}$	$Na_2CO_3_{(к)}$	$CaCl_2_{(к)}$	836
25	$NO_2_{(г)}$	$H_2O_{(г)}$	$HNO_3_{(г)}$	$NO_{(г)}$	288

4.3. Реактиви та обладнання

1. Розчини: хлоридна кислота (1М) або нітратна кислота (1М), натрій гідроксид (1М) або калій гідроксид (1М), натрій тіосульфат (2%), сульфатна кислота (2%), ферум (III) хлорид, амоній роданід, амоній хлорид кристалічний.

2. Обладнання: калориметр з термометром, хімічні склянки, пробірки, секундомір.

4.4. Вказівки до техніки безпеки

Дотримуватися правил роботи з розчинами кислот, лугів, солей, хімічним скляним посудом.

4.5 Порядок проведення лабораторної роботи

Дослід 1. Визначення теплового ефекту реакції нейтралізації одноосновної кислоти розчином лугу.

1. Для проведення досліду беремо кислоти – хлоридну або нітратну та натрій або калій гідроксид.

Робота виконується у спрощеному калориметрі, який складається з двох склянок: зовнішньої місткістю 250-300 мл та внутрішньої місткістю 100 мл, вкладених один в другий та накритих картонною кришкою з отвором для термометра.

Внутрішню склянку необхідно зважити з точністю до 0,1 г, потім налити в неї з бюретки 25 мл 1М розчину кислоти та помістити стакан знову у калориметр. Опустити термометр у кислоту та заміряти температуру з точністю до 0,1°C.

Не витягаючи з розчину кислоти термометр, швидко долити до неї 25 мл 1М розчину лугу, обережно помішуючи, спостерігати зміну температури. Коли підвищення температури припиниться, відзначити максимальну температуру розчину. Після охолодження розчину до кімнатної температури необхідно зважити внутрішню склянку калориметра з розчином.

2. Результати експерименту:

Вага внутрішньої склянки – $m_1 = 50,1 \text{ г}$.

Початкова температура – $t_1 = 22 \text{ }^\circ\text{C}$.

Кінцева температура – $t_2 = 28 \text{ }^\circ\text{C}$.

Вага внутрішньої склянки з розчином – $m_2 = 100,1 \text{ г}$.

3. Обчислення.

Теплота, виділена при реакції нейтралізації, витрачається на нагрів розчину: $q = c_n \cdot m \cdot (t_2 - t_1)$.

c_n – питома теплоємність розчину, приймається рівною питомій теплоємності води, тобто 4,18 Дж/г. Теплотою, витраченою на нагрівання калориметру, можна знехтувати.

Вагу розчину знаходимо як різницю:

$$m = m_2 - m_1 = 100,1 - 50,1 = 50 \text{ г}$$

Обчислена за результатом досліду кількість теплоти виділялась при нейтралізації 25 мл 1М розчину, тобто:

$$q = c_n \cdot m \cdot (t_2 - t_1) = 4,18 \cdot 50 \cdot (28 - 22) = 1254 \text{ (Дж/г)}$$

Перераховуємо її на один моль та виражаємо в кДж.

$$q = 25/1000 = 0,025 \text{ моль},$$

$$Q = \frac{q \cdot 10^{-3}}{0,025} = \frac{1254 \cdot 10^{-3}}{0,025} = 50,16 \text{ кДж / моль}$$

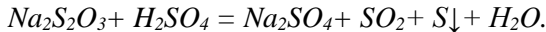
(Теоретичне значення цього теплового ефекту = 56,5 кДж/моль).

Відносно похибку обчислюємо за формулою:

$$K = \frac{Q_{\text{теор.}} - Q_{\text{експер.}}}{Q_{\text{теор.}}} \cdot 100\% = \frac{56,5 - 50,16}{56,5} \cdot 100\% = 11,2\%$$

Дослід 2. Вплив концентрації реагентів на швидкість хімічної реакції.

Залежність швидкості реакції від концентрації досліджується на прикладі реакції між натрій тіосульфатом і сульфатною кислотою:



Сірка, яка виділяється, викликає помутніння розчину. Зробити попередній якісний дослід, для чого внести в пробірку 5-10 крапель розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ з масовою часткою 2% та 3-5 крапель розчину H_2SO_4 з масовою часткою 2%, спостерігати утворення осаду.

Для проведення дослідів приготувати в трьох пробірках рівні об'єми розчинів різної концентрації, додати у дві пробірки воду, як показано в таблиці 4.1.

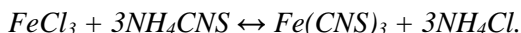
Таблиця 4.1 – Результати кінетичних досліджень

№ пробірки	Кількість крапель розчину $Na_2S_2O_3$	Кількість крапель H_2O	Кількість крапель розчину H_2SO_4	Умовна концентрація	Час ходу реакції с	Швидкість реакції, у.о.
1	4	8	1	1С		
2	8	4	1	2С		
3	12	-	1	3С		

У першу пробірку додати 1 краплю розчину H_2SO_4 з масовою часткою 2%, перемішати розчин і одночасно включити секундомір. Відрахувати час з моменту додавання кислоти до помутніння розчину. Виміри виконати почергово з останніми пробірками. Записати дані в таблицю. Побудувати графік залежності швидкості реакції від концентрації $Na_2S_2O_3$, для чого по вісі абсцис відкласти відносну концентрацію, а по вісі ординат – швидкість в умовних одиницях.

Дослід 3. Вплив концентрації реагентів на хімічну рівновагу.

Вплив концентрації вивчається на прикладі оборотної реакції:



Один з компонентів цієї реакції – $Fe(CNS)_3$ – ферум(III) роданід – забарвлений в червоний колір, а останні – безбарвні. Це дозволяє по зміні інтенсивності забарвлення розчину судити про зміщення хімічної рівноваги в системі. Для приготування рівноважної суміші налити в склянку 50 мл дистильованої води, додати 8-10 крапель розчину $FeCl_3$, стільки ж крапель розчину NH_4CNS і перемішати (повинен утворитись прозорий світло-червоний розчин). Розлити розчин із склянки в чотири пробірки, одну із яких залишити для контролю.

В першу пробірку внести декілька крапель концентрованого розчину $FeCl_3$, в другу – декілька крапель концентрованого розчину NH_4CNS , в третю – небагато кристалічного NH_4Cl , і перемішати розчини. Порівняти інтенсивність забарвлення розчинів з контрольною пробіркою і пояснити зміну кольору на основі принципу Ле-Шательє. Написати вираз для константи рівноваги даної реакції.

4.6 Зміст звіту

1. Мета роботи.
2. Відповіді на контрольні запитання та рішення задач.
3. Аналіз хімічних дослідів.
4. Висновки.

Лабораторна робота № 5 ГАЛЬВАНІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ ТА ЕЛЕКТРОЛІЗ

Мета роботи: ознайомитися з основними принципами роботи хімічних джерел електричної енергії, з процесами, що відбуваються при проходженні електричного струму через розчин електроліту.

5.1 Загальні відомості

5.1.1 Електродні потенціали. Гальванічні елементи.

Пристрій, в якому енергія окисно-відновних реакцій перетворюється на електричну, називається гальванічним елементом. При цьому окисно-відновну реакцію необхідно здійснити так, щоб процеси окиснення і відновлення було розділено у просторі і створити можливість перебігу електронів від відновника (анод) до окисника (катод) по зовнішньому провіднику.

Суттєвим для перетворення хімічної енергії на електричну є наявність двох різнорідних провідників з електронною провідністю, занурених у розчин з йонною провідністю (розчини електролітів); ці останні сполучаються між собою напівпроникною перегородкою, соляним або електрохімічним місточком, який необхідний для замикання ланцюжка між двома електродами та забезпечення електронейтральності розчинів. На аноді протікає процес окиснення $Me^0 - n\bar{e} \rightarrow Me^{n+}$, на катоді – відновлення $Me^{n+} + n\bar{e} \rightarrow Me^0$.

На межі: метал – розчин (вода, розчин електроліту) виникає подвійний електричний шар і з'являється різниця електричних потенціалів, який заміряти неможливо. Однак можна заміряти різницю потенціалів двох хімічно різних електродів, прийнявши один з них за електрод порівняння, це – електродний потенціал порівняння $E_{(ф)}$. Звичайно, за електрод порівняння беруть водневий, нульовий електрод, занурений в *IM* розчин H_2SO_4 при $T = 298 K$, $P = 101,3 kPa$ (стандартні умови), його електродний потенціал $E_{H_2/2H^+}^0 = 0 V$.

Різниця потенціалів стандартного водневого електрода та будь-якого електрода за стандартних умов називається стандартним електродним потенціалом E^0 (табличні дані). Значення E^0 усіх можливих процесів створюють *ряд стандартних електродних потенціалів*, де вказані $E^0 (B)$ – редокс-потенціали розповсюджених окисно-відновних процесів (Додаток В). Якщо умови процесів відрізняються від стандартних, для визначення електродних потенціалів використовують рівняння Нернста:

$$E = E^0 + \frac{2.3RT}{nF} \lg a = E^0 + \frac{0,059}{n} \lg a$$

R – універсальна газова стала $8,314 \text{ Дж/моль}$;

T – термодинамічна температура, K ;

n – заряд йону (кількість електронів);

F – стала Фарадея 96485 Кл/моль ;

a – активність йонів в розчині.

Різниця потенціалів, яка виникає між металом і розчином його солі (E) може служити мірою його активності. Чим більше від'ємне значення E^0 металу, тим він активніший, чим більша різниця в значеннях E між електродами, що створюють гальванічний елемент, тим більша його електрорушійна сила:

$$EPC(\Delta E) = E_K - E_A \qquad \Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$\Delta G = -nF\Delta E \qquad \Delta E = -\frac{\Delta H - T\Delta S}{nF}$$

5.1.2 Електроліз

Процес протікання окиснювально-відновних реакцій під дією постійного електричного струму в розчинах або розплавах електродів називається *електролізом*.

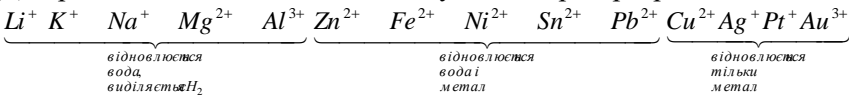
На *катоді* протікають процеси відновлення:



На *аноді* протікають процеси окиснення:



Для розповсюджених *катіонів* існує такий ряд розрядження накатоді



Для розповсюджених *аніонів* – ряд розрядження на аноді:

легко розряджаються I^- , Br^- , Cl^- , OH^- ;

важко розряджаються SO_4^{2-} , NO_3^- , SO_3^{2-} та т.п.

Кількісною характеристикою електролізу є закони Фарадея (1833р):

$$I \cdot \tau = (m/M_{екв}) \cdot F,$$

де I – сила струму, A ;

τ – час, s ;

m – маса речовини, g ;

$M_{екв}$ – молярна маса еквівалента, $g/моль$;

F – стала Фарадея (96500 Кл; 26,8 А/год)

Практично маси (об'єми) речовин, виділених на електродах менші від розрахованих за законами Фарадея, внаслідок перенапруги, яка виникає з різних причин. Розраховують величину η – вихід за струмом

$$\eta = m_{\text{практик}}/m_{\text{теор}} \cdot 100\%$$

$$\eta = V_{\text{практик}}/V_{\text{теор}} \cdot 100\%$$

Найбільший вихід за струмом мають легко розряджувальні метали *Cu*, *Ag*, *Au* та ін.

5.2 Контрольні запитання

1. Пояснити вираз: «окисно-відновні реакції можуть бути як джерелами, так і споживачами електричного струму».
2. Чому практичні значення ЕРС гальванічного елемента, маси (об'єми) речовин, що виділяються на електродах при електролізі, відрізняються від теоретично розрахованих?
3. Охарактеризувати практичне використання процесів, які протікають в гальванічних елементах, при електролізі.

5.3 Прилади та реактиви

1. Прилади: гальванічний елемент, електролізери з графітовими електродами.
2. Речовини: метали магній, залізо, цинк, мідь.
3. Розчини: хлоридна кислота (2N), купрум(II) сульфат, цинк сульфат, плюмбум(II) нітрат, нікол(II) сульфат, калій йодид, розчин крохмалю.

5.4 Вказівки з техніки безпеки

1. Дотримуватися правил роботи з розчинами кислот та солей.
2. При роботі з електролізером дотримуватися наступних правил:
 - вмикати і вимикати випрямляч струму лише після перевірки викладачем правильності приєднання електродів до клем випрямляча;
 - виймати та занурювати електроди до електролізу дозволяється лише при вимкненому випрямлячі струму.

5.5 Порядок проведення лабораторної роботи

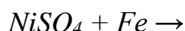
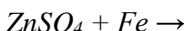
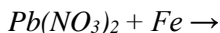
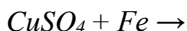
Дослід 1. Витиснення водню із кислот металами

У чотири пробірки налити по 4-5 крапель 2N розчину хлоридної кислоти і помістити в них по шматочку магнію, цинку, заліза і міді. Які з цих металів витісняють водень із кислоти? Написати рівняння реакцій в молекулярному та йонному вигляді. Показати в кожному випадку перехід електронів і роль металів. Назвати окисник та відновник.



Дослід 2. Визначення різної електрохімічної активності металів.

Налити у пробірки по 5-6 крапель розчинів солей: купрум(II) сульфату, цинк сульфату, плюмбум(II) нітрату, нікол(II) сульфату. Занурити в кожен пробірку залізну пластинку. Яке явище має місце? Із розчинів яких солей залізо витісняє метал? Написати рівняння в молекулярній та йонній формах. Назвати окисник та відновник.



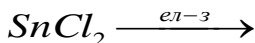
Дослід 3. Виготовлення мідно-цинкового гальванічного елемента (елемента Якобі-Даніеля)

В одну склянку налити 1M розчину цинк сульфату і занурити в нього цинкову пластинку, в другу склянку налити 1M розчину купрум(II)сульфату і занурити мідну пластинку. Обидва напівелементи поставити на підставку і з'єднати розчини електролітичним місточком, наповненим насиченим розчином калій хлориду в суміші з агар-агаром. Зовнішнім провідником з'єднати занурені в електроліти металічні пластинки з гальванометром. Спостерігати відхилення стрілки гальванометра, що свідчить про виникнення електричного струму. Написати рівняння реакцій, які мають місце на електродах, і сумарне рівняння окисно-відновного процесу, внаслідок якого виникає електричний струм в даному

гальванічному елементі. Написати схему даного гальванічного елементу і вирахувати його електрорушійну силу (ЕРС).

Дослід 4. Електроліз водного розчину електроліту з нерозчинним анодом

Дослід провести в електролізері, який являє собою U-подібну скляну трубку висотою 10-12 см; електродами служать графітові стержні. Постійний струм одержати із змінного за допомогою випрямляча. Налити в електролізер розчину станум (II) хлориду, занурити в обидва коліна графітові електроди, і з'єднати їх провідниками з полюсами випрямляча. Через 2-4 хвилини спостерігати на катоді утворення блискучих кристалів металічного олова. Після цього вийняти графітовий анод і в анодний простір прилити по 3-4 краплі розчину калій йодиду і крохмалю. Спостерігати появу синього забарвлення розчину електроліту. Які процеси мають місце на катоді, на аноді? Чому з'явилося синє забарвлення розчину в анодному просторі при введенні калій йодиду та крохмалю?



Дослід 5. Електроліз водних розчинів електролітів з розчинним анодом.

Налити в електролізер розчину купрум(II) сульфату. Опустити в одно коліно електролізеру графітовий електрод і з'єднати його з катодом випрямляча. В друге коліно занурити мідний електрод, який буде правити за анод, з'єднати його з додатнім полюсом випрямляча. Через 2-3 хвилини спостерігати на графітовому катоді появу червоного нальоту міді. Написати рівняння реакцій, які мають місце на катоді та на аноді. Після цього мідний електрод зробити катодом, а графітовий з нальотом міді – анодом. Що сталося з нальотом міді? Після повного розчинення міді на аноді починає виділятися газ. Який це газ? Скласти відповідні рівняння реакцій.

5.6. Зміст звіту

1. Мета роботи.
2. Відповіді на контрольні запитання та рішення задач.
3. Аналіз хімічних дослідів.

Лабораторна робота № 6 КОРОЗІЯ ТА ЗАХИСТ МЕТАЛІВ

Мета роботи: Ознайомитись з особливостями проходження корозійних процесів та принципами захисту металів від корозії.

6.1 Загальні відомості

Поверхнєве руйнування металів, викликане хімічним або електрохімічним впливом середовища називається корозією.

Процеси корозії дуже різноманітні і дуже поширені. Одним з прикладів корозії є іржавіння металів. Корозія завдає величезних збитків народному господарству країни.

Розрізняють корозію хімічну, коли метали піддаються дії різних газів, пари, води, рідин, що не проводять електричного струму, і електрохімічну, яка відбувається під дією розчинів різних електролітів.

Зміна блискучої поверхні металів на повітрі пояснюється тим, що поверхня металів вкривається найтоншою плівкою оксидів.

Підвищення температури прискорює цей процес. Якщо утворена на поверхні металу плівка оксиду щільна, як, наприклад, у алюмінію або цинку, то вона зберігає метал від подальшого окиснення. На інших металах, зокрема на залізі, поверхнева плівка має пори, крізь які проникає кисень повітря, внаслідок чого така плівка не перешкоджає подальшому руйнуванню металу.

В тому разі, коли метали занурити в електроліти (розчини кислот, лугів і солей) спостерігатимемо електролітичну корозію.

Дуже важко провести межу між хімічною і електролітичною корозіями. Так, наприклад, гази, розчиняючись у плівці води, яка майже завжди є на поверхні металу, створюються умови для електролітичної корозії.

Електролітична корозія, по суті, нагадує роботу гальванічних елементів, тому що будь-який метал не є однорідним. Різні включення в метал можуть бути і є електродами. Одні з них є анодними ділянками, інші – катодними. Анодні ділянки розчинятимуться, на катодних – виділятиметься водень.

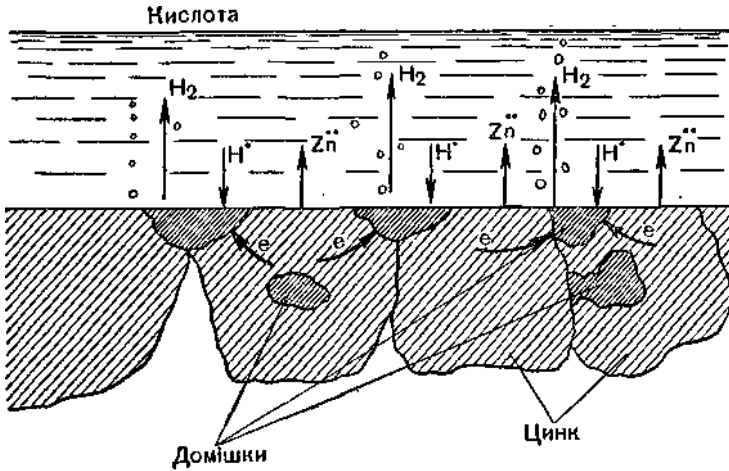


Рисунок 6.1 – Розчинення цинку у кислоті

Давно вже було помічено, що чим чистіший метал, наприклад цинк, тим важче він розчиняється в кислоті. Отже, розчинення цинку в кислоті можна розглядати як результат роботи колосальної кількості мікроскопічних гальванічних елементів, у яких анодами є постійні домішки металу, а катодами – сам цинк (рис. 6.1).

Спроби показують, що в міру розчинення цинку швидкість його руйнування збільшується. Це пояснюється тим, що число катодних ділянок в міру розчинення металу збільшується.

В окремих випадках корозія зосереджується на дуже маленькій площі, утворюючи так звані корозійні виразки.

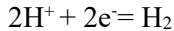
При електрохімічній корозії найбільш розповсюдженим окисниками є розчинений в нейтральному або лужному середовищі кисень і катіони гідрогену в кислому середовищі.

Розчинений у воді та лужних розчинах кисень відновлюється на катодних ділянках металу за рівнянням:



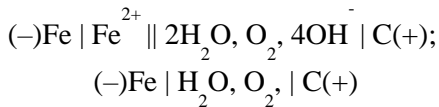
Таким чином, деполяризація здійснюється за рахунок розчиненого кисню, прискорюється руйнування металу за рахунок корозії з кисневою деполяризацією

Катіони гідрогену в кислих розчинах (кисень в кислому середовищі не розчиняється) відновлюються за рівнянням:

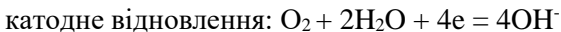


Відбувається воднева деполяризація гідрогену і прискорюється руйнування металу.

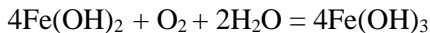
Корозійний гальванічний мікроелемент, на відміну від звичайного гальванічного елемента, є короткозамкненим мікроелементом. Форма його запису не відрізняється від запису електрохімічної схеми звичайного гальванічного елемента, але для скорочення в ній не вказують окислену форму. Повна і скорочена форма запису такого елемента має вигляд:



Корозія заліза є результатом роботи цього елемента. При корозії заліза ідуть наступні процеси:



Ферум (II) гідроксид, що утворився, легко окислюється киснем повітря:



Продукт корозії заліза бура іржа.

Залежно від умов, в яких перебувають металеві вироби, від природи металів і способів виготовлення виробів застосовуються різні способи боротьби з корозією. Всі відомі методи захисту металів від корозії зводяться до такого:

а) покриття металів (металеві і неметалеві): металізація, гальваностегія, фарбування, утворення окисних плівок на поверхні металу, гумування та ін.;

б) обробка зовнішнього середовища, наприклад: обробка води, що живить котельні установки з метою видалення кисню; введення в

середовище газів, які утворюють на поверхні металів захисні плівки (інгібітори); введення в рідкі середовища речовин, так званих сповільнювачів, що гальмують процес розчинення металів в розчинах електролітів і неелектролітів і т. д.;

в) електрохімічні методи захисту: протекторний захист, електродренаж, катодний і ін.

6.2 Контрольні запитання

1. Дайте визначення явища корозії.
2. Пояснити відмінності механізмів хімічної та електрохімічної корозії.
3. Перелічити можливі причини виникнення різниці потенціалів між різними частинами поверхні металів і металевих конструкцій, занурених у розчин електроліту.
4. Написати рівняння анодних та катодних процесів, які відбуваються під час корозії вуглецевої сталі у водному розчині сульфатної кислоти та нейтральному водному розчині натрій хлориду.
5. Дати визначення явища пасивації. Перерахувати основні елементи, які входять до складу легованих сталей.
6. Назвати основні методи захисту металів від корозії.

6.3 Реактиви та обладнання

Зразки металів: залізо, цинк, алюміній, оцинковане залізо, луджене залізо; розчини: сульфатна та хлоридна кислоти, калій гексаціаноферат (III), натрій хлорид, натрій гідроксид, фенолфталеїн.

6.4 Вказівки до техніки безпеки

Дотримуватися правил роботи з хімічними речовинами: кислотами, лугами, солями; скляним посудом.

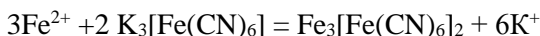
6.5 Порядок проведення лабораторної роботи

Дослід 1. Корозія заліза в різних електролітах.

1. Налити у чотири пробірки на 1/3 об'єму: у першу – дистильовану воду; в другу – розчин HCl, в третю – розчин NaCl, в четверту – розчин NaOH.

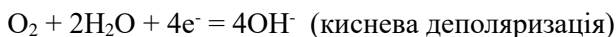
2. Додати в кожен пробірку по 2 краплини розчину калій гексаціаноферату (III) $K_3[Fe(CN)_6]$ та перемішати.

3. В усі пробірки одночасно опустити по зразку заліза. Через деякий час візуально оцінити швидкість корозії заліза в різних електролітах за інтенсивністю синього забарвлення розчину. Синє забарвлення зумовлене появою у розчині (внаслідок корозії заліза) іонів Fe^{2+} , які утворюють з калій гексаціаноферату (III) «турнбулеву синь» $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$ за реакцією:



Дослід 2. Гальванокорозія металів у розчинах електролітів.

Налити у 7 пробірок на 1/3 їх об'єму розчин з масовою часткою NaCl 3 %. В кожену пробірку додати по 2 краплини розчину фенолфталеїну, перемішати і занурити в них зразки гальванічних пар: у першу залізо обкручене мідним дротом, у другу алюміній, обкручений мідним дротом, у третю – цинк, обкручений мідним дротом, а в решту пробірок для порівняння окремо залізо, алюміній, цинк, мідь. Через деякий час за інтенсивністю малинового забарвлення розчинів візуально оцінити швидкість корозії різних металів та гальванічних пар в однакових умовах. Скласти рівняння анодних та катодних реакцій для кожної гальванічної пари, враховуючи, що малинове забарвлення обумовлене реакцією фенолфталеїну з гідроксид-йонами, які утворюються на катодних ділянках за реакцією:



Дослід 3. Приготування фероксіліндикатору.

Фероксіліндикатор є універсальним індикатором, який застосовують для визначення стійкості заліза та залізних сплавів для електрохімічної корозії. Для його приготування налити у склянку 100 мл розчину з масовою часткою натрію хлориду 3 % додати декілька краплин розчину фенолфталеїну та 10 крапель розчину калій гексаціаноферату (III) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ та перемішати. Досліджуваний зразок занурити у розчин і спостерігати зміну забарвлення біля поверхні заліза. У випадку корозії заліза в розчин переходять іони Fe^{2+} , які реагуючи з калій гексаціаноферату (III), забарвлюють анодні ділянки в синій колір (див. дослід 1). На катодних ділянках

з'являється малинове забарвлення завдяки утворенню гідроксид-іонів з фенолфталеїном (див. дослід 2).

Дослід 4. Захисні властивості катодних та анодних металевих покриттів.

Узяти зразок лудженого заліза (покритего оловом) і нанести за допомогою гострого предмету декілька глибоких подряпин на одному боці його поверхні таким чином, щоб подряпини досягли заліза. Таке ж саме зробити зі зразком оцинкованого заліза. Налити в дві склянки по 25 мл фероксіліндикатора і занурити в них повністю зразки догори подряпинами. Через 20-25хв візуально визначити анодні та катодні ділянки. Для кожного випадку записати рівняння анодних та катодних реакцій. Вказати, яке покриття – катодне, а яке анодне.

Дослід 5. Протекторний захист заліза.

Узяти два залізні зразки та накрутити на один з них 1-2 витки алюмінієвого дроту. Налити у склянку 50 мл фероксіліндикатора і опустити в неї підготовлені зразки, щоб проміж них не було контакту. Через деякий час візуально визначити, який зразок кородує швидше. Написати рівняння катодних і анодних процесів. Перелічити метали, придатні для протекторного захисту заліза.

Дослід 6. Захист від корозії за допомогою інгібіторів.

Налити в дві пробірки на $\frac{1}{2}$ їх обсягу розчин з масовою часткою сульфатної кислоти 25 % і опустити в кожен по залізному зразку. Коли виділення водню стане досить інтенсивним, додати в одну пробірку мікрошпатель уротропіну. Через деякий час порівняти швидкість виділення водню в обох пробірках. Провести аналогічний дослід з тіосечовиною. Пояснити сутність явища.

6.6 Зміст звіту

1. Мета роботи.
2. Відповіді на контрольні запитання та рішення задач.
3. Аналіз хімічних дослідів.
4. Висновки.

Лабораторна робота №7

ЛЕГКІ КОНСТРУКЦІЙНІ МАТЕРІАЛИ ТА ЇХ ВЛАСТИВОСТІ

Мета роботи: ознайомитись із методами одержання та основними хімічними властивостями магнію, алюмінію, титану та деяких їхніх сполук.

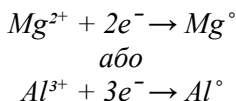
7.1 Загальні відомості

7.1.1 Деякі властивості металів.

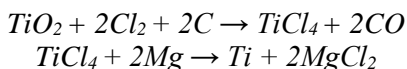
Магній, алюміній і титан сріблясто-білі, легкі, пластичні метали, легко піддаються механічній обробці. Сплави магнію, алюмінію, титану займають перше місце по використанню їх як легких конструкційних матеріалів. Магній, алюміній, титан здатні утворювати сплави з цінними властивостями: легкі, тверді, міцні, пластичні, хімічно-стійкі, мало кородують. Сплави застосовують в авіа-, ракето-, суднобудуванні, громадському будівництві, військовій справі, транспортному машинобудуванні.

7.1.2 Добування.

а) *Електрометалургійний спосіб* – електроліз розплавів солей (відновлення на катоді):



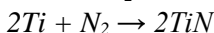
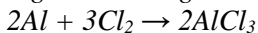
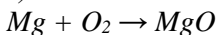
б) *Металотермічний спосіб* здобування титану:



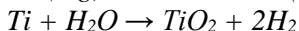
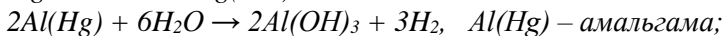
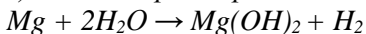
7.1.3 Хімічні властивості.

В ряду Mg - Al - Ti зменшується хімічна активність металів. При нагріванні реакційна здатність збільшується. Прості речовини метали взаємодіють:

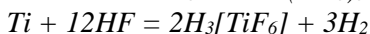
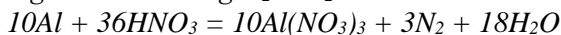
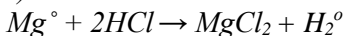
а) з неметалами:



б) з водою при нагріванні:



в) з кислотами:



Оксиди та гідроксиди Магнію мають основний характер властивостей, Алюмінію – амфотерний; сполуки Титану (III) – мають більш основні властивості; титану (IV) – амфотерні. Сполуки Титану(III) – сильні відновники: $\text{Ti}^{3+} - 1e^- \rightarrow \text{Ti}^{4+}$

7.2. Завдання для самостійного розв'язання

1. Написати електронні формули атомів Магнію, Алюмінію, Титану. Вказати характерні ступені окиснення, властиві сполукам цих елементів.

2. Написати основні мінерали та руди, які містять в собі Магній, Алюміній, Титан.

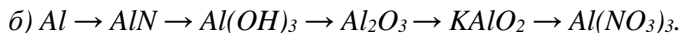
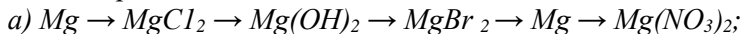
3. Навести рівняння реакцій, які відбуваються на електродах при електролітичному одержанні магнію.

4. Написати рівняння реакцій одержання титану методом металотермії.

5. Скласти рівняння реакцій взаємодії магнію з киснем, воднем, хлором та водою.

6. При прожарюванні металічного титану на повітрі утворюється білий порошок Титан(IV) оксиду, який розчиняється в концентрованій Сульфатній кислоті і сплавляється з лугами. Скласти рівняння реакцій: а) прожарювання титану на повітрі; б) розчинення Титан (IV) оксиду в Сульфатній кислоті; в) сплавлення Титан(IV) оксиду з лугом.

7. Скласти рівняння реакцій для здійснення перетворень по схемі, назвати речовини:



7.3 Вказівки до техніки безпеки

Дотримуватися правил роботи з розчинами кислот, лугів, солей, хімічним склом, нагрівальним приладом.

7.4 Реактиви та обладнання

1. Речовини: магній, алюміній, губчатий титан.
2. Розчини: сульфатна кислота(2N), хлоридна кислота (2N, конц.), нітратна кислота (2N, конц.), натрій гідроксид(2N), магній хлорид, алюміній нітрат, титан(III) хлорид, гідраргіум (II) нітрат.
3. Індикатори: фенолфталеїн, лакмус.
4. Обладнання: нагрівальний прилад, скляний посуд.

7.5 Хід роботи

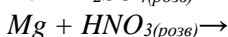
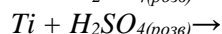
Дослід I. Властивості металічного магнію, алюмінію та титану

а) Відношення магнію до води. Стрічку магнію (1-2 см), добре очищену від магній оксиду наждачним папіром, занурити у пробірку з 5-7 краплями дистильованої води. Пробірку закріпити в штативі, відзначити відсутність реакції при кімнатній температурі і нагріти. Слідкувати за змінами, охолодити і додати 2-3 краплі розчину фенолфталеїну. Як змінюється колір розчину? Які йони утворюються при взаємодії води з магнієм? Який газ при цьому виділяється? Скласти рівняння реакцій:



б) Відношення магнію, алюмінію та титану до кислот та лугів. Провести реакції взаємодії магнію, алюміній, титану з розведеними кислотами: хлоридною, сульфатною, нітратною без нагріву та з нагріванням. Що відбувається з магнієм, алюмінієм, титаном? Який газ виділяється в кожному випадку? Скласти рівняння відповідних реакцій:





Відзначити колір розчинів. Чим відрізняються у відношенні до кислот магній, алюміній та титан? Випробувати дію лугів на вказані метали і скласти рівняння реакції взаємодії алюмінію з натрій гідроксидом:

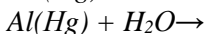
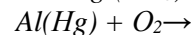
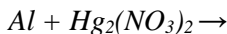


в) Пасивування алюмінію. Шматочок алюмінієвого дроту, зачищеного наждачним папером, занурити в пробірку з 5-10 краплями концентрованої нітратної кислоти. Чи реагує алюміній з концентрованою нітратною кислотою?



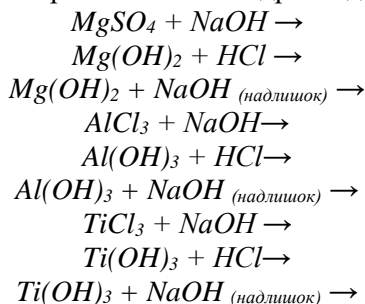
Через 2-3 хв. вилити кислоту з пробірки і обережно, не струшуючи металу, промити його водою, після чого внести в пробірку 5-10 крапель концентрованої хлоридної кислоти. Чи реагує алюміній з хлоридною кислотою? Відзначити пасивуючу дію концентрованої нітратної кислоти на алюміній.

г) Корозія алюмінію. Алюмінієва платівка з водою не реагує. Якщо поверхню алюмінієвої платівки змочити розчином $Hg_2(NO_3)_2$ та потерти скляною паличкою, відбудеться реакція. Поверхню пластинки протерти фільтрувальним папером. Якщо тепер таку пластинку залишити на повітрі, вона зробиться теплою і на ній з'явиться пухка шапка оксиду. Якщо занурити таку платівку в теплу воду, то інтенсивно виділяється водень. Написати рівняння реакції утворення амальгами алюмінію і взаємодії амальгованого алюмінію з водою:



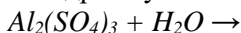
Дослід 2. Одержання магнію, алюмінію, титану гідроксидів і дослідження їх властивостей

Одержати магнію, алюмінію та титану гідроксиди дією лугу на солі Mg^{2+} , Al^{3+} , Ti^{3+} . Уникати надлишку лугу. Чому? Одержані осаді випробувати на амфотерність. Скласти рівняння відповідних реакцій. Зробити висновок про властивості гідроксидів.



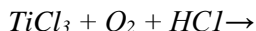
Дослід 3. Гідроліз солей алюмінію

В пробірку з нейтральним розчином лакмусу (5-10 крапель) внести 2-3 краплі розчину алюмінія сульфату або нітрату. Відзначити зміну забарвлення лакмусу. Скласти в молекулярній та йонній формах рівняння першого ступеня гідролізу:

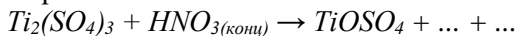


Дослід 4. Окиснення солей титану (III)

Окиснити йон титану(III) до йону титану (IV) в кислому середовищі:
а) на повітрі



б) за допомогою нітратної кислоти



Визначити зміну забарвлення. Скласти рівняння відповідних реакцій.

7.6 Зміст звіту

1. Мета роботи.
2. Відповіді на контрольні запитання та рішення задач.
3. Аналіз хімічних дослідів.
4. Висновки.

Лабораторна робота № 8 ПІДГРУПИ ХРОМУ ТА МАНГАНУ

Мета роботи: ознайомитись зі способами добування і властивостями сполук хрому та марганцю в різних ступенях окислення. Установити їх спільні властивості.

8.1 Контрольні запитання та задачі

1. Скласти електронні формули хрому, молібдену, вольфраму, мангану, технецію та ренію. Визначити, який підрівень заповнюється останнім у цих металів.

2. В чому відмінні електронні структури і властивості елементів головної та побічної підгруп в VI та VII групах періодичної системи?

3. Вказати методи добування металів підгрупи хрому та мангану.

4. Які положення займають в ряду напруг металів елементи підгрупи хрому та мангану? Як взаємодіють вони з кислотами? Написати рівняння відповідних реакцій.

5. Як змінюються властивості хрому та мангану оксидів та гідроксидів в залежності від їх ступеню окиснення? Написати рівняння відповідних реакцій.

6. Які ступені окиснення проявляють хром та манган? Які їх сполуки найбільш стійкі? Навести приклади і назвати сполуки хрому та мангану різних ступенів окиснення.

7. Які сполуки хрому та мангану у хімічних реакціях постають:

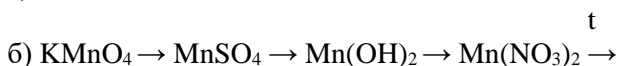
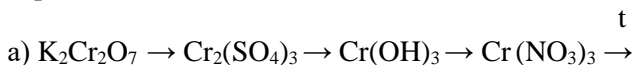
а) тільки відновниками;

б) тільки окисниками;

в) окисниками і відновниками?

Пояснити це з допомогою рівнянь відповідних хімічних реакцій.

8. Скласти рівняння реакцій для здійснення перетворень по схемі, назвати речовини:

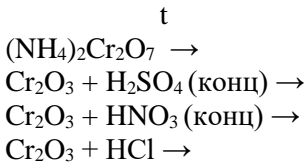


8.2 Реактиви

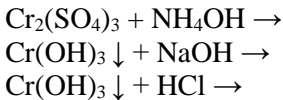
1. Концентровані та розведені кислоти: сульфатна, хлоридна, нітратна. 2. Розчини (концентрований і розведений) натрій гідроксиду. 3. Розчини солей хрому та мангану: калійно-хромовий галун, хром (III) хлорид, калій хромат, калій дихромат, амоній дихромат, манган (II) сульфат, калій перманганат. 4. Розчини солей: натрій нітрит, натрій сульфат, калій йодид, натрій карбонат, натрій сульфід. 5. Манган (IV) оксид. 6. Бромна вода. 7. Пероксид водню.

8.3 Хід роботи

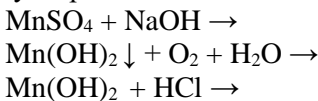
Дослід 1. Помістити в суху пробірку декілька кристаликів амоній дихромату і нагріти до розкладання. На частину отриманого оксиду подіяти концентрованими кислотами: сульфатною, хлоридною, нітратною.

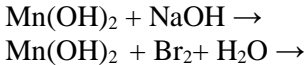


Дослід 2. На сіль хрому (III) подіяти розчином амоній гідроксиду. Здобутий осад розділити на дві частини. На одну частину подіяти розчином луку, на другу – розведеною хлоридною кислотою до повного розчинення осаду. Які властивості проявляє хром (III) гідроксид?

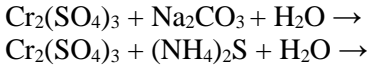


Дослід 3. Виходячи з розчину солі мангану (II), добути манган (II) гідроксид, вивчити його властивості: відношення до кисню повітря, до кислот та лугів. До невеликої кількості осадженого манган (II) гідроксиду додати бромної води або пероксиду водню. Що при цьому утворюється?





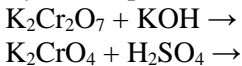
Дослід 4. На розчини солей хрому (III) подіяти в окремих пробірках розчином натрій карбонату і амоній сульфїду. Доказати, що в осад в обох випадках випадає хром (III) гідроксид, а не солі карбонатної та сульфїдної кислот. Пояснити наслідки дослїду.



Дослід 5. Налити в одну пробїрку 1–2 мл концентрованої сульфатної кислоти, в другу – стїльки ж концентрованої хлоридної. В кожную пробїрку насипати по щїпці манган (IV) оксиду. Вміст пробїрок нагріти (у витяжній шафі). По забарвленню, запаху, за допомогою жевріючої скалки і паперу, змоченого розчином калїй іодиду, визначити, які гази виділяються.

Дослід 6. До 3 – 4 мл розчину калїй перманганату прилити 1 мл концентрованого розчину лугу і нагріти до появи зеленого забарвлення. Зробити висновок відносно впливу реакції середовища на стїкїсть сполук мангану (VI) та мангану (VII).

Дослід 7. Налити в пробїрку 2–3 мл розчину калїй дихромату. В другу пробїрку налити таку ж кїлькїсть розчину калїй хромату і підкислити розведеною сульфатною кислотою. Порівняти колїр розчинів в обох пробїрках. До одержаного розчину калїй дихромату додати розчин лугу. Звернути увагу на змїну забарвлення. Пояснити причину спостережених явищ.

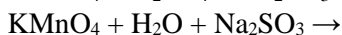


Дослід 8. Налити в три пробїрки по 1 мл розчину калїй дихромату і підкислити сульфатною кислотою. У першу пробїрку прилити розчин натрій нїтрату, в другу – натрій сульфїту, в третю – калїй іодиду. Нагріти розчини в пробїрках і спостерїгати змїну забарвлення.





Дослід 9. В три пробірки налити розчин калій перманганату, створивши у першій кисле середовище за допомогою сульфатної кислоти, в другій – нейтральне за допомогою води, а в третій – лужне за допомогою натрій гідроксиду. В кожну з них прилити розчин натрій сульфїту. Зробити висновок про вплив середовища на характер відновлення калій перманганату.



8.4 Зміст звіту

1. Мета роботи.
2. Відповіді на контрольні запитання та рішення задач.
3. Аналіз хімічних дослідів.
4. Висновки.

Лабораторна робота № 9 ФЕРУМ, КОБАЛЬТ, НІКОЛ

Мета роботи: ознайомитись із методами одержання і властивостями заліза, кобальту та нікелю.

9.1 Загальні відомості

Метали становлять переважну більшість хімічних елементів і мають найрізноматніші галузі застосування. У природі метали досить поширені і майже всі, за винятком благородних, існують тільки у вигляді сполук, що входять до складу мінералів. У металах головним чином здійснюється особливий тип хімічного зв'язку – металічний зв'язок, однак може бути і ковалентний зв'язок. Будова атомів і структура кристалічної ґратки металів визначають сукупність фізичних властивостей: механічних, теплових, електричних, оптичних, магнітних тощо. Хімічна поведінка металів зумовлюється положенням в періодичній системі, низькими значеннями потенціалів іонізації та достатньо великими радіусами атомів за наявності малої

кількості валентних електронів. Хімічні властивості реалізуються при взаємодії металів із елементарними окисниками, кислотами, водними розчинами солей інших металів, а також відносно води, лугів та інших класів сполук. Про активність металів у реакціях, що відбуваються у водних середовищах, можна зробити висновок за положенням певного металу в електрохімічному ряді напруг. Взаємодія металів один із одним відбувається, як правило, при високих температурах і приводить до утворення сплавів, які залежно від співвідношення параметрів металів можуть мати різну природу. Для фізико-хімічного аналізу сплавів використовують діаграми плавкості, що відображають залежність температур плавлення та кристалізації від складу і характеризують особливості кожної групи сплавів: механічних сумішей (у тому числі евтектику), інтерметалідів і твердих розчинів. При добуванні металів проводять попереднє збагачення руди флотаційним, гравітаційним чи магнітним способом. Для вилучення металів із збагаченої руди застосовують пірометалургійні, гідрометалургійні та електрометалургійні методи, а для одержання чистих металів – хімічні та фізико-хімічні методи.

9.1 Контрольні запитання та задачі

1. Написати рівняння реакцій, що відбуваються під час доменного процесу.
 2. Написати рівняння хімічних перетворень, що відбуваються під час окиснення заліза повітрям під дією води.
 3. Скласти структурну формулу сполуки Fe_3O_4 .
 4. Як одержують чистий кобальт і нікель з природних сполук?
 5. Скласти рівняння розчинення кобальту в нітратній кислоті.
 6. Який з іонів – Fe^{2+} , Co^{2+} чи Ni^{2+} найбільш сильний відновник?
- Навести рівняння, що підтверджують цю різницю.
7. Чи можуть існувати разом в розчині
 - а) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ і H_2O_2 ;
 - б) $\text{Co}(\text{OH})_2$ і H_2O_2 ;
 - в) $\text{Ni}(\text{OH})_2$ і H_2O_2 ;
 - г) FeCl_3 і H_2S ?
 8. Пояснити, як діє концентрована нітратна кислота на залізо.

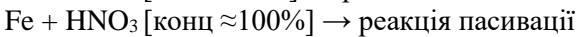
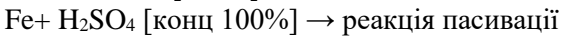
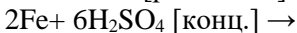
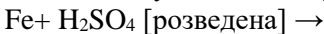
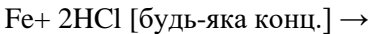
9.2 Реактиви

1. Залізні ошурки.
2. Солі феруму (II), (III), кобальту (II), ніколу (II).
3. Розчини: калій йодиду, крохмалю, сульфатної кислоти (2н), хлоридної кислоти (2н), натрій гідроксиду (2н), калій роданіду (0,5н) або амоній роданіду (0,5н), червоної кров'яної солі $K_3[Fe(CN)_6]$ (1н), жовтої кров'яної солі $K_4[Fe(CN)_6]$ (1н), амоній гідроксиду (конц.), диметилгліоксиму, пероксиду водню (з масовою часткою H_2O_2 3 %), бромна вода.

9.3 Хід роботи

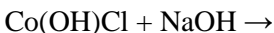
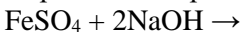
Дослід 1. Дія на залізо кислот і лугів

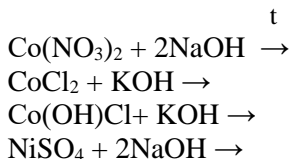
За допомогою виданих реактивів визначити дію на залізо розчинів кислот і лугів. Довести за допомогою хімічних реакцій, який ступінь окиснення набуває при цьому ферум? Яке середовище найбільш сприяє корозії заліза? Який вплив на корозію заліза мають аніони хлору? Навести рівняння реакцій.



Дослід 2. Властивості гідроксидів феруму (II), кобальту (II), ніколу (II)

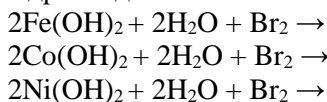
Маючи солі феруму (II), кобальту (II) і ніколу (II), одержати гідроксиди цих металів. Як перетворити синій осад основної солі кобальту, що утворилася, на його гідроксид? Чому треба готувати свіжий розчин солі феруму (II) безпосередньо перед додаванням розчину лугу? Скласти рівняння реакцій, що відбуваються. Одержані гідроксиди зберегти для наступних дослідів.





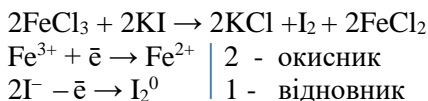
Дослід 3. Окиснення гідроксидів феруму (II), кобальту (II) ніколу (II)

Гідроксиди, добуті у попередньому досліді, піддати легкому нагріву та дії бромної води (Обережно! Краплями! На протязі!). Відзначити явища, що відбуваються. Яка хімічна сполука ніколу утворюється при нагріванні його гідроксиду з бромною водою? Привести рівняння реакцій, зробити висновок щодо стійкості гідроксидів:



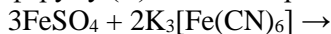
Дослід 4. Окисник – йон феруму (III)

Довести, що йон феруму(III) в реакції взаємодії ферум(III) хлориду з іодидом калію – окисник. Додавши розчин крохмалю, переконатися, що відбулося відновлення феруму. Скласти рівняння реакції, назвати окисник і відновник.



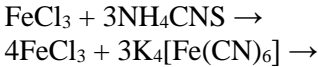
Дослід 5. Якісні реакції катіонів феруму(II), (III), кобальту (II) і ніколу (II)

а) Маючи на увазі, що катіон Fe^{2+} з червоною кров'яною сіллю утворює інтенсивно-синю речовину – турнбулеву синь $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$, визначити, в якій з виданих вам пробірок знаходиться розчин солі феруму (II). Записати рівняння реакції.

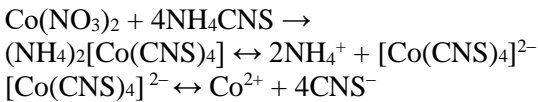


б) Солі феруму (III) при взаємодії з розчинами жовтої кров'яної солі $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ і амоній або калій роданіду утворюють характерні

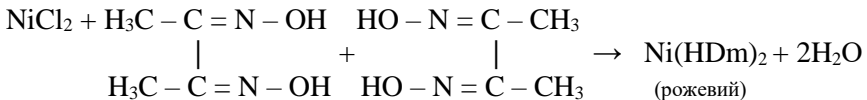
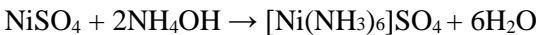
речовини: 1) осад "берлінської лазури"; 2) ряд сполук (комплексні солі), що забарвлюють розчин у криваво-червоний колір. За допомогою згаданих речовин визначити, в яких з виданих вам пробірок, містяться розчини солей феруму(III). Записати рівняння в молекулярному та йонному вигляді.



в) До насиченого розчину солі кобальту додати насичений розчин амоній роданіду до одержання розчину комплексної солі $(\text{NH}_4)_2[\text{Co}(\text{CSN})_4]$. Якого кольору ці іони? Написати рівняння дисоціації комплексної солі, рівняння дисоціації комплексного аніону. Чому дорівнює його константа нестійкості?



г) Нікол (II) утворює амінокомплекс (координаційне число 6) при взаємодії насиченого розчину солі ніколу (II) з розчином з масовою часткою аміаку 25 %. Колір розчину при цьому зміниться. Як? Написати рівняння реакцій утворення амінокомплексу ніколу і його дисоціації. При дії на солі ніколу (II) реактиву Чугаєва (диметилгліоксиму) утворюється осад комплексного диметилгліоксимату ніколу:

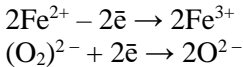
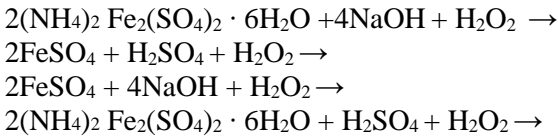


Завдяки інтенсивному і яскравому забарвленню цю реакцію використовують, щоб виявити навіть дуже малі концентрації йонів ніколу (II) в розчині. За допомогою реактиву Чугаєва встановити, в

якій з виданих вам пробірок є сіль ніколу (II). Якого кольору осад нікол(II) гліоксимату? Написати рівняння реакцій.

Дослід 6. Відновні властивості сполук феруму(II)

Провести реакцію взаємодії свіжого розчину солі Мора $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ в кислому середовищі (2-3 краплини 2н розчину H_2SO_4) з розчином пероксиду водню з масовою часткою 3 %. Як встановити, що змінився ступінь окиснення феруму? Перевірити дослідним шляхом, як відбувається відновлення пероксиду водню сіллю феруму(II) в лужному середовищі. Звернути увагу на утворення осаду ферум (II)гідроксиду і написати рівняння реакцій.



9.4 Зміст звіту

1. Мета роботи.
2. Відповіді на контрольні запитання та рішення задач.
3. Аналіз хімічних дослідів.
4. Висновки.

Лабораторна робота № 10

ОЧИСТКА ЗАБРУДНЕНОЇ ВОДИ ЗА ДОПОМОГОЮ КОАГУЛЯЦІЇ

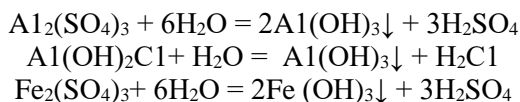
Мета роботи: ознайомитися з одним із методів водопідготовки та очищення стічних вод.

10.1 Загальні відомості

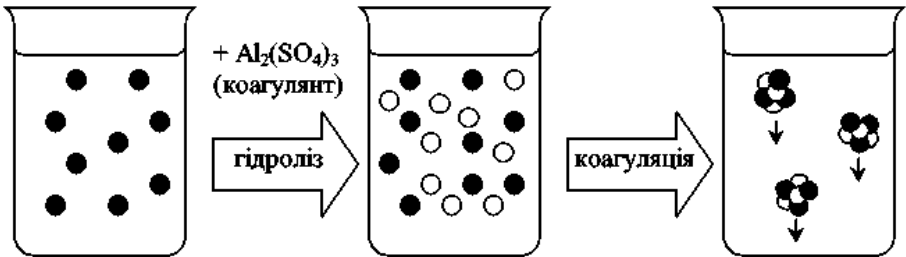
Природні води перед їх використанням для технічних і побутових потреб, а також стічні води перед їх скиданням у водойми

повинні бути, по можливості, максимально очищені від забруднень. Природні, а тим більше стічні води, крім розчинених домішок, містять нерозчинні речовини органічної і неорганічної природи у вигляді колоїднодисперсних частинок розміром від 0,1 до 0,0001 мм (суспензії ґрунту, емульсії жиру, мікроорганізми й т.п.), видалити які досить складно. Маса цих частинок настільки мала, що броунівського руху молекул води достатньо для постійної підтримки їх у диспергованому стані, тому видалити їх відстоюванням практично неможливо. Складним є також фільтрування, оскільки грубопористі фільтри не затримують колоїдні часточки, а тонкопористі – швидко замулюються.

Найбільш ефективним методом очищення великої кількості води від колоїднодисперсних частинок є *коагуляція* (від лат. *coagulum* – згусток) – об'єднання дрібних частинок дисперсної фази у великі агрегати з наступним їх осадженням. Втім, самоплинне злипання цих частинок часто ускладнюється або внаслідок їх взаємного відштовхування завдяки наявності на їх поверхні однойменного електричного заряду (теорія Дерягіна-Ландау-Фервея-Овербека, ДЛФО), або внаслідок формування між ними структурно-механічного бар'єру з адсорбованих молекул поверхнево-активних речовин (теорія Ребіндера). Тому у воду додають *коагулянт* – речовину, яка здатна викликати або прискорювати коагуляцію. В якості коагулянтів широко застосовуються солі алюмінію й заліза ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$, NaAlO_2 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, FeCl_3 , а також їх суміші), які при розчиненні у воді піддаються гідролізу і утворюють нерозчинні гідроксиди:

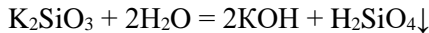


Частинки гідроксиду утворюють колоїд, який взаємодіє з часточками забруднень і викликає їх коагуляцію. У цьому випадку має місце так звана *гетерокоагуляція*, при якій дві колоїдні системи коагулюють одна одну. Далі відбувається досить швидка *седиментація* (від англ. *sedimentation* – осадження) укрупнених частинок дисперсної фази і вода освітлюється.

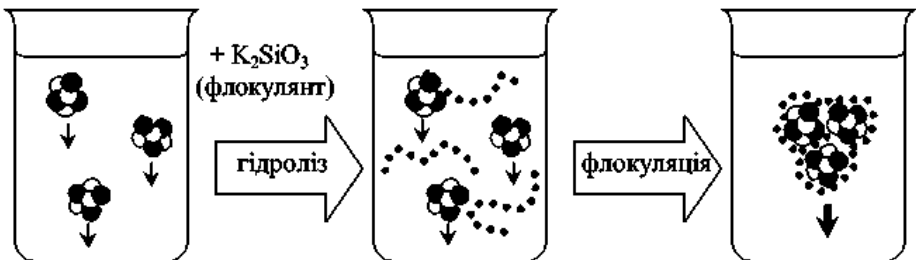


Найменша концентрація C_n коагулянту, що викликає коагуляцію, називається *порогом коагуляції*.

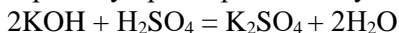
Для прискорення седиментації у воду після коагулянту додають *флокулянт* (від англ. *flocks* – пластівці) – високомолекулярну речовину, молекули якої внаслідок великої довжини поєднують агломеровані частки у тривимірні пластівці більшого розміру. Одним з найбільш доступних флокулянтів є розчин калій силікату (силікатного клею), який при розведенні водою гідролізує з утворенням силікатної кислоти:



Молекули кремнієвої кислоти легко полімеризуються і з'єднують пластівці коагулянту, внаслідок чого прискорюється осадження й ущільнюється осад.



Крім того, луг, що утворився внаслідок гідролізу калій силікату, нейтралізує кислоту, отриману при гідролізі коагулянту:



10.2 Контрольні запитання

1. Коротко сформулюйте принципи класифікації дисперсних систем. Яка різниця між колоїдами, суспензіями, емульсіями й пінами? Наведіть приклади стійких дисперсних систем, з якими ви стикаєтесь у повсякденному житті.

2. Чому в якості коагулянтів використовують саме солі алюмінію та заліза?

3. Які технологічні процеси застосовуються для переробки осаду, одержаного після коагуляційного очищення води?

10.3 Матеріали, інструмент, прилади, обладнання

Скляний балон ємністю 3 літра, 6 склянок місткістю 500 мл, вимірювальні циліндри на 25 та 200 мл, скляні палички. Наважка $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$, розчин силікатного клею.

10.4 Вказівки з техніки безпеки

Дотримуватися правил роботи з хімічними речовинами та склом. Розмішувати розчини, не торкаючись стінок посуду скляною паличкою.

10.5 Порядок проведення лабораторної роботи

Дослід 1. Визначення ефективної концентрації коагулянту.

Приготувати необхідну для дослідження кількість забрудненої води, для чого жменю ґрунту заколотити у трьох літрах води. Приготувати розчин коагулянту, для чого зважити на технічних терезах 1 г кристалічного $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ і розчинити його в 200 мл води. Після чого налити по 400 мл забрудненої води в шість склянок місткістю 500 мл. Одну склянку залишити для контролю, а в п'ять інших додати відповідно 5, 10, 15, 20 і 25 мл розчину коагулянту. Відразу ж після внесення коагулянту вміст кожної склянки необхідно інтенсивно перемішувати протягом 1 хвилини, потім залишити розчин відстоюватися. Через 5-10 хвилин оцінити процес освітлення води візуально у порівнянні з контрольною склянкою. Заповнити таблицю, користуючись якісними оцінками коагуляції: "відсутня", "задовільно", "добре", "відмінно". Обчислити концентрацію коагулянту в розчині в мг/л.

Найменша концентрація, якій відповідає помітна коагуляція, є *ефективною* концентрацією, придатною для очищення води.

Таблиця 10.1 – Результати визначення ефективної концентрації коагулянту

№	Об'єм проби води (мл)	Об'єм розчину коагулянту (мл)	Загальний об'єм розчину (мл)	Маса коагулянту (мл)	Концентрація коагулянту (мг/л)	Оцінка процесу коагуляції
1	400	5	405			
2	400	10	410			
3	400	15	415			
4	400	20	420			
5	400	25	425			
6	400	–	400	–		

Дослід 2. Використання флокулянту для прискорення процесу седиментації.

Налити по 400 мл забрудненої води у дві склянки місткістю 500 мл, додати в кожен визначену вами ефективну кількість коагулянту й перемішати вміст протягом 1 хвилини. Після цього одну колбу залишити відстоюватися, а в другу додати краплину силікатного клею й перемішати. Через 3-5 хвилин візуально порівняти швидкість коагуляції й щільність осаду в обох склянках.

Дати оцінку процесів коагуляції, визначити ефективну концентрацію коагулянту. Зробити висновки щодо використання флокулянту. Розв'язати задачу.

Задача. Використавши отримане у роботі значення ефективної концентрації коагулянту, розрахуйте щоденну витрату коагулянту для забезпечення побутового водопостачання міста з населенням 800 тисяч при середній нормі водоспоживання 200 літрів за добу на одну людину.

10.6 Зміст звіту

1. Мета роботи.
2. Відповіді на контрольні запитання та рішення задач.
3. Аналіз хімічних дослідів.
4. Висновки.

Лабораторна робота № 11 ВИЗНАЧЕННЯ ТВЕРДОСТІ ВОДИ

Мета роботи: навчитися визначати твердість води, як одного з найважливіших показників її якості.

11.1 Загальні відомості

У природній воді завжди є солі. Від вмісту у воді розчинених солей кальцію і магнію залежить її твердість (жорсткість). Коли їх багато, то вода називається твердою, коли дуже мало – м'якою. Загальна твердість природних вод коливається у широких межах (табл.11.1). В одній тій самій річці вона змінюється протягом року (мінімальна під час повені).

В Україні за одиницю твердості води прийнято моль/м³ або ммоль/л; 1 ммоль/л твердості відповідає 20,04 мг/л Ca²⁺ або 12,15 мг/л Mg²⁺. Якщо аналіз води показав, що один її літр містить x мг Ca²⁺ та y мг Mg²⁺, то загальна твердість T_z такої води дорівнюватиме:

$$T_z = \frac{x}{20,04} + \frac{y}{12,15}, \text{ ммоль/л}$$

Вода Дніпра має загальну твердість близько 4 ммоль/л, Чорного моря – 65,5 ммоль/л, середнє значення твердості світового океану – 130,5 ммоль/л (причому на Ca²⁺ припадає 22,5 ммоль/л, а на Mg²⁺ – 108 ммоль/л).

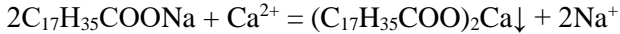
Таблиця 11.1 – Класифікація води за ступенем твердості

Дуже м'яка	до 1,5 ммоль/л
М'яка	1,5 – 3 ммоль/л
Середньої твердості	3 – 6 ммоль/л
Тверда	6 – 10 ммоль/л
Дуже тверда	понад 10 ммоль/л

Твердість мінеральної води може бути виражена у градусах твердості ($1^\circ T = 0,357$ ммоль Ca²⁺ і Mg²⁺).

Застосування твердої води у промисловості чи побуті веде до збільшення затрат палива, мила, лугів, у ряді випадків – до зниження якості продукції. При застосуванні твердої води у чайниках, бойлерах, котлах з'являється накип, що завдає значних економічних збитків (порушення роботи опалювальних систем, необхідність міняти труби

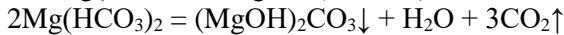
чи промивати їх кислотою), а також може призвести до аварії. Жорстка вода ускладнює процеси миття і прання, оскільки іони кальцію й магнію утворюють сполуки з солями пальмітинової та стеаринової кислот, які містяться у милі і утворюють при цьому нерозчинні у воді згустки:



Твердою водою не можна користуватися при проведенні деяких технологічних процесів, наприклад, при фарбуванні.

У жорсткій воді погано розварюються м'ясо, овочі, крупи; заварюється чай. Слід зазначити, що висока твердість води не погіршує її смаку. Навпаки, вода, що містить $Ca(HCO_3)_2$, на смак приємніша за м'яку воду.

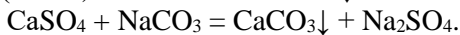
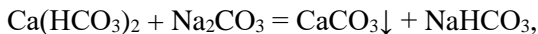
Розрізняють загальну, тимчасову і постійну твердість води. Для кожного виду твердості існують методи визначення та усунення. Тимчасова (карбонатна) твердість зумовлена присутністю у воді розчинних бікарбонатів кальцію та магнію $Ca(HCO_3)_2$ та $Mg(HCO_3)_2$. При довгому кип'ятінні води її твердість зменшується (термічний засіб пом'якшення). Усунення твердості відбувається за рахунок перетворення бікарбонатів на карбонати, що випадають в осад:



Тимчасову твердість повністю можна усунути реагентним способом, наприклад, при додаванні гашеного вапна $Ca(OH)_2$ або натрій гідроксиду $NaOH$. Під час цих реакцій іони кальцію і магнію виводяться з води також у вигляді нерозчинних карбонатів.

Постійна (стала) твердість води залежить від вмісту в ній кальцієвих і магнієвих солей сильних кислот (головним чином сульфатів і хлоридів). Щоб усунути постійну твердість, необхідна дистиляція або хімічна обробка води.

Загальна твердість води дорівнює сумі тимчасової і постійної твердості. Додаванням соди Na_2CO_3 усувають і тимчасову і постійну твердість води:



Для пом'якшення води замість соди часто використовують тринатрійфосфат Na_3PO_4 , який зв'яже іони двовалентних металів у

важкорозчинні фосфати. За рахунок того, що осади фосфатів кальцію і магнію адсорбують з води деякі іони та колоїдні часточки (наприклад SiO_2), цей спосіб дає можливість не тільки пом'якшити воду, а й частково звільнити її від деяких шкідливих домішок. У промисловості для пом'якшення води використовують катіонний обмін.

Твердість води можна визначити *титрометричним* методом.

Сутність методу. Титриметричний аналіз – це класичний хімічний метод кількісного аналізу, який ґрунтується на вимірюванні об'єму розчину реагенту точно відомої концентрації (стандартного розчину або *титранту*), що витрачається на взаємодію з речовиною, яку визначають. *Титрування* – це процес додавання невеликими порціями титранта до розчину речовини, яку аналізують. Титрант наливають у *бюретку*, а розчин, що титрують – *титрований розчин* – у конічну колбу. Момент титрування, коли додана кількість речовини титранту хімічно еквівалентна кількості титрованої речовини, називається *точкою еквівалентності*.

Оскільки речовини між собою реагують в еквівалентних кількостях, то для двох стехіометрично реагуючих речовин справедливо співвідношення:

$$c_1V_1 = c_2V_2,$$

де c_1 і c_2 – молярні концентрації еквівалента титранту і титрованого розчину відповідно,

V_1 і V_2 – об'єми цих розчинів.

Молярна концентрація еквівалента – це відношення числа молей еквівалентів розчиненої речовини до об'єму розчину. Еквівалент кислоти або лугу – це така умовна частка речовини, яка в кислотно-основній реакції може витискувати один іон водню або з'єднуватися з ним, чи будь-яким чином, бути еквівалентною йому. Еквівалент окиснюючої або відновної речовини – умовна частинка речовини, яка може приєднувати або віддавати один електрон або бути будь-яким чином еквівалентною електрону. Фактор еквівалентності ($f_{екв}$) – число, що показує яка частка реальної частинки речовини еквівалентна одному іону водня у кислотно-основній реакції або одному електрону у окисно-відновній реакції.

11.2 Контрольні запитання

1. Яку воду називають твердою? Якими солями обумовлена тимчасова та постійна твердість води?

2. Які існують методи усунення твердості води?
3. Чому кип'ятіння води повністю не усуває її твердість?
4. Чи впливає тривале споживання води з високим вмістом іонів кальцію та магнію на здоров'я людини і як саме?

11.3 Матеріали, інструмент, прилади, обладнання

Колби конічні на 250 мл, воронки скляні ($d = 50$ мм), фільтри, ножиці, піпетки, бюретки на 25 мл, мірний циліндр на 100 мл, електроплита. Розчини: 0,1М NaOH, 0,1М ($1/2\text{Na}_2\text{CO}_3$), 0,1М HCl, 0,1М ($1/2$ EDTA), амонійний буферний розчин, індикатори: метилоранж та кислотний хром темно-синій.

11.4 Вказівки з техніки безпеки.

Дотримуватись правил роботи з електронагрівальними приладами, скляним посудом, розчинами лугу та кислот.

11.5 Порядок проведення лабораторної роботи

Дослід 1. Титриметричне визначення тимчасової твердості.

Метод ґрунтується на реакціях:



При титруванні твердої води кислотою доданий у воду індикатор метилоранж змінює свій колір, коли у розчині з'являється невеликий надлишок кислоти.

Відміряти по 100 мл водопровідної води в дві колби, одна з яких є контрольною. Додати по 5-6 крапель метилоранжу в кожную з них. З бюретки в одну з колб краплями додавати розчин хлоридної кислоти, доки від однієї краплі кислоти розчин із жовтого стане жовтогарячим. Забарвлення розчину порівнювати з контрольною пробою. Дослід повторити тричі, бюретку щоразу доливати до нульової позначки.

Розрахунок зробити за формулою:

$$T_T = \frac{c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) \cdot 1000}{V_v}, \text{ ммоль/л}$$

де T_T – тимчасова твердість води, ммоль/л;

$V(\text{HCl})$ – середній об'єм розчину хлоридної кислоти, який витрачено на титрування, мл;

$c(HCl)$ – молярна концентрація еквівалента розчину кислоти, моль/л;
 V_B – об'єм води (проби), мл.

Дослід 2. Визначення загальної твердості води комплексометричним методом.

Метод спирається на реакцію утворення міцних комплексних сполук іонів кальцію та магнію з дінатрієвою сіллю етилендіамінтетраоцтової кислоти Na_2H_2Y (*ЕДТА*, комерційна назва – *трилон Б*) в амонійному середовищі.

Приготувати амонійну буферну суміш, змішавши 250 мл 0,1 М розчину амоній гідроксиду з 250 мл 0,1 М розчину амоній хлориду в колбі на 500 мл.

Відміряти по 100 мл водопровідної води в дві колби, одна з яких є контрольною. Додати 10 мл амонійної буферної суміші, 0,03 г індикатора (кислотний хром темно-синій) і титрувати розчином трилону Б до зміни фіалкового забарвлення на блакитне. Дослід повторити 2-3 рази.

За формулою визначити загальну твердість води:

$$T_3 = \frac{c(1/2 \text{ЕДТА}) \cdot k \cdot V(\text{ЕДТА}) \cdot 1000}{V_B}, \text{ ммоль/л}$$

де T_3 – загальна твердість води, ммоль/л;

$V(\text{ЕДТА})$ – середній об'єм розчину *ЕДТА*, який витрачено на титрування, мл;

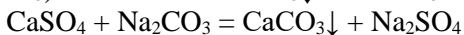
$c(1/2 \text{ЕДТА})$ – молярна концентрація еквівалента розчину *ЕДТА*, моль/л;

k – поправковий коефіцієнт для приведення концентрації розчину до 0,1 М (1/2 *ЕДТА*);

V_B – об'єм води, мл.

Дослід 3. Визначення постійної твердості води за допомогою лужної суміші.

Визначення полягає в осадженні Ca^{2+} і Mg^{2+} розчином лужної суміші (0,1 М NaOH і 0,1 М (1/2 Na_2CO_3)):



Лужна суміш береться у надлишку. Частина суміші, що не прореагувала, визначається титруванням 0,1 М розчином HCl.

В конічну колбу відміряти 100 мл досліджуваної води, додати до неї 20 мл розчину лужної суміші (10 мл 0,1 М NaOH і 10 мл 0,1 М (1/2 Na₂CO₃) і прокип'ятити протягом трьох хвилин, охолодити, відфільтрувати крізь складчастий фільтр. До розчину фільтрату (100 мл) додати 3 краплі індикатора метилоранжу і титрувати розчином хлоридної кислоти до зміни жовтого забарвлення на жовтогаряче. Загальну твердість обчислити за формулою:

$$T_3 = \frac{(c_{\text{лужн}} \cdot V_{\text{лужн}} - c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})) \cdot 1000}{V_{\text{в}}}, \text{ ммоль/л}$$

де T_3 – загальна твердість води, ммоль/л;

$V_{\text{лужн}}$ – об'єм розчину лужної суміші, мл;

$C_{\text{лужн}}$ – молярна концентрація еквівалентів розчину лужної суміші, ммоль/л;

$V(\text{HCl})$ – середній об'єм розчину хлоридної кислоти, який витрачено на титрування, мл;

$c(\text{HCl})$ – молярна концентрація еквівалента розчину хлоридної кислоти, ммоль/л;

$V_{\text{в}}$ – об'єм досліджуваної води, мл.

Обчислити загальну, тимчасову та постійну твердість досліджуваної води. Визначити, до якого типу за прийнятою класифікацією належить ця вода. Розв'язати задачі.

Приклад 1. Розрахувати твердість води, якщо 500 л цієї води містять 202,5 г Ca(HCO₃)₂.

Розв'язок: В 1 л води міститься 202,5:500 = 0,405 г Ca(HCO₃)₂. Молярна маса еквіваленту $E(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2)$ складає:

$$\frac{M(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2)}{2} = \frac{40+(1+12+48) \cdot 2}{2} = 81 \text{ г/моль}$$

Знаходимо кількість еквівалентних мас у 0,405 г Ca(HCO₃)₂:

$$0,405 : 81 = 0,005 \text{ екв. мас, або } 5 \text{ ммоль/л.}$$

Відповідь: 5 ммоль/л.

Приклад 2. Яку масу Na_3PO_4 треба додати до 200 л води, щоб усунути загальну твердість у 5 ммоль/л?

Розв'язок: Для розв'язання можна використати формулу:

$$T = \frac{m}{E \cdot V},$$

де m – маса речовини, що обумовлює твердість води або застосовується для її пом'якшення, мг;

E – молярна маса еквіваленту цієї речовини, г/моль;

V – об'єм води, л.

$$m = T \cdot E \cdot V;$$

$$E = \frac{M(\text{Na}_3\text{PO}_4)}{3} = \frac{23 \cdot 3 + 31 + 16 \cdot 4}{3} = 54,7 \text{ г/моль}$$

$$m = 5 \cdot 54,7 \cdot 200 = 54700 \text{ мг} = 54,7 \text{ г Na}_3\text{PO}_4.$$

Відповідь: 54,7 Na_3PO_4 .

Задача 1. Розрахуйте скільки грамів солі необхідно додати до V л води, щоб усунути її твердість.

Умови задач:

№	Сіль, що усуває твердість води	Об'єм води, л	Твердість води, ммоль/л	№	Сіль, що усуває твердість води	Об'єм води, л	Твердість води, ммоль/л
1	Na_2CO_3	200	11	8	Na_3PO_4	100	8
2	Na_2CO_3	400	10	9	Na_3PO_4	300	12
3	Na_2CO_3	500	6	10	Na_3PO_4	400	9
4	Na_2CO_3	600	7	11	Na_3PO_4	500	9
5	Na_2CO_3	600	8	12	Na_3PO_4	500	8
6	Na_2CO_3	800	7	13	Na_3PO_4	650	9
7	Na_2CO_3	850	7	14	Na_3PO_4	1000	6

Задача 2. Чому дорівнює твердість води, якщо у V літрах цієї води міститься m_1 і m_2 грамів солей?

Умови задач:

№	Об'єм води V, л	Солі, що обумовлюють твердість води			
		сіль 1	m ₁ , г	сіль 2	m ₂ , г
1	100	MgSO ₄	20	CaCl ₂	40
2	50	Mg(HCO ₃) ₂	20	CaCl ₂	10
3	100	MgCl ₂	10	Ca(NO ₃) ₂	30
4	70	Ca(HCO ₃) ₂	10	CaCl ₂	10
5	100	Mg(HCO ₃) ₂	50	–	–
6	50	CaSO ₄	40	–	–
7	100	MgSO ₄	30	Ca(HCO ₃) ₂	25
8	150	MgSO ₄	65	–	–
9	60	Ca(HCO ₃) ₂	10	MgSO ₄	15
10	80	MgSO ₄	10	CaCl ₂	35
11	90	MgSO ₄	35	Ca(HCO ₃) ₂	15
12	120	MgSO ₄	75	CaCl ₂	10
13	60	Ca(HCO ₃) ₂	12	MgSO ₄	15
14	100	MgSO ₄	15	Ca(NO ₃) ₂	25

11.6 Зміст звіту

1. Мета роботи.
2. Відповіді на контрольні запитання та рішення задач.
3. Аналіз хімічних дослідів.
4. Висновки.

Лабораторна робота № 12 ВИЗНАЧЕННЯ СУХОГО ЗАЛИШКУ (СОЛЕВМІСТУ) ТА МІНЕРАЛЬНОГО СКЛАДУ ВОД

Мета роботи: навчитись визначати сухий залишок, кислотність та іонний склад води.

12.1 Загальні відомості

Нормування якості води в нашій країні здійснюється за відповідними правилами й нормативними актами. Вимоги до складу води встановлено «Правилами охорони поверхневих вод від забруднень стічними водами». Деякі з них:

- вода не повинна мати запаху, інтенсивнішого ніж 2 бали (при 20°C та 60°C);

Інтенсивність запаху	Відсутній	Дуже слабкий	Слабкий	Помітний	Виразний	Дуже сильний
Бал	0	1	2	3	4	5

- кислотна реакція води повинна залишатись в межах рН 6,5–8,5, тобто бути слабкокислою, нейтральною або слабколужною;

- мінеральний склад за сухим залишком не повинен перевищувати 1000 мг/л (в окремих випадках допускається до 1500 мг/л), у тому числі хлоридів – 300 мг/л, сульфатів – 500 мг/л, нітратів – 10 мг/л (за азотом), загальна твердість – 7 ммоль/л (до 10 ммоль/л).

Неочищені або недостатньо очищені стічні води, потрапляючи в природні водойми, призводять до зміни їх фізичного і хімічного стану, забруднюють їх, пригнічують здатність природних вод до самоочищення. Відповідно до Закону України «Про охорону навколишнього середовища» та Водного кодексу України затверджено загальні вимоги до складу і властивостей стічних вод. Стічні води, які підлягають прийманню до міської каналізаційної мережі не повинні містити:

- кислоти, горючі суші, токсичні гази;
- нерозчинні масла, смоли, мазут;
- будівельне, промислове, господарське побутове сміття, ґрунт, абразивні речовини;
- радіоактивні речовини, епідеміологічно небезпечні бактеріальні та вірусні забруднення;
- забруднюючі речовини з перевищенням допустимих концентрацій.

Стічні води не повинні мати:

- температуру вище 40⁰ С;
- рН нижче 6,5 або вище 9,0;
- біологічне споживання кисню, яке перевищує вказане в проєкті очисних споруд.

Такі стічні води повинні бути знешкоджені та знезаражені на локальних очисних спорудах з обов'язковою утилізацією або похованням утворених осадів. Оремо наголошується на захоронення скидання у водойми стічних вод, що містять цінні відходи, сировину, які можуть бути вилучені шляхом раціональної технології.

12.2 Контрольні запитання

1. Від яких чинників залежить каламутність води? Як впливає прозорість води на процеси фотосинтезу водних рослин?
2. Який іонний склад природних вод ?
3. Які показники якості стічних вод контролює водоканал?
4. За які порушення у скиді стічних вод підприємствам нарахо-вують додаткові стягнення?

12.3 Матеріали, інструмент, прилади, обладнання

Сушильна шафа, термометр, терези аналітичні, порцелянові чашки для випарювання рідини, мірні циліндри на 25 і 100 мл, скляні лійки, колби конічні, ексикатор, фільтри, папір універсальний індикаторний. Розчини: мила, $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$, BaCl_2 , AgNO_3 з масовими частками 5%; конц. розчини: HCl , HNO_3 ; дистильована вода; проби води для дослідження.

12.4 Вказівки з техніки безпеки

Дотримуватися правил роботи з електронагрівачами, кислотами та скляним посудом. Беретися опіків.

12.5 Порядок проведення лабораторної роботи

Дослід 1. Визначення сухого залишку, фізичних показників та кислотності води.

Відібрати 25-50 мл досліджуваної води і вилити її у заздалегідь зважену порцелянову чашку. Чашку з водою накрити зваженою скляною лійкою, поставити на асбестову сітку і нагрівати доти, доки лійка не стане зовсім сухою. Чашку з залишком разом з лійкою остудити в ексикаторі з силікагелем і знову зважити.

Вміст сухого залишку X обчислити за формулою:

$$X = \frac{a - b}{V_B}, \text{ г/л}$$

де a – маса чашечки з лійкою та сухим залишком, г;

b – маса порожньої чашечки з лійкою, г;

V_B – об'єм проби стічної води, л.

Смужку індикаторного паперу занурити в досліджувану воду, витягти і зараз же порівняти її забарвлення зі шкалою універсального індикатора. Зробити висновок про кислотність води, виходячи з того,

що при $pH < 6,5$ воду називають кислою, при $pH > 7,5$ – лужною, а при $6,5 < pH < 7,5$ – нейтральною.

Результати досліджень занести в табл. 12.1. Зробити висновок про мінералізацію досліджуваної води згідно з табл. 12.2.

Таблиця 12.1 – Результати досліджень

Досліджувана вода	Запах, бал	pH	Сухий залишок, г/л	Ступінь води за мінералізацією

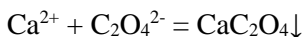
Таблиця 12.2 – Сучасна класифікація води за мінералізацією

Загальна мінералізація, г/л	Ступінь води за мінералізацією
< 0,2	Надпрісна
0,2 – 0,5	Прісна
0,5 – 1,0	З відносно підвищеною мінералізацією
1,0 – 3,0	Солонувата
3,0 – 10,0	Солоня
> 10,0	Підвищено солоня

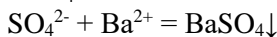
Дослід 2. Експрес-визначення іонного складу води.

Відібрати з кожної проби досліджуваної води по 3-4 мл у чотири пробірки. В інші чотири пробірки помістити таку ж кількість дистильованої води. Досліди проводити, порівнюючи пари: досліджувана вода – дистильована вода. До першої пари рідин додати мильний розчин і добре струшувати, спостерігаючи утворення піни. Зробити висновки про твердсть проб води, враховуючи, що тверда вода утворює з милом нерозчинні згустки, а стійка піна при цьому не з'являється.

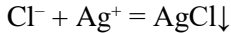
До другої пари пробірок додати декілька крапель амоній оксалату. Присутність у воді іонів Ca^{2+} визначити за появою білого осаду:



До третьої пари пробірок додати по декілька крапель барій хлориду та конц. хлоридної кислоти, поява білого осаду свідчить про присутність у розчині іонів SO_4^{2-} :



До четвертої пари пробірок додати 2-3 краплі аргентум нітрату і переконатися у присутності іонів Cl^- , якщо утворюється білий осад:



Занести свої спостереження до табл. 12.3.

Таблиця 12.3 – Результати експрес-визначення іонного складу води

Проба досліджуваної води	Твердість за милом	Вміст Ca^{2+}	Вміст SO_4^{2-}	Вміст Cl^-

Обчислити вміст сухого залишку (солевміст), зробити висновок про мінералізацію, іонний склад та твердість досліджуваної води. Розв'язати задачу.

Задача. Розрахуйте розмір збитку, заподіяного акваторії внаслідок скиду стічних вод промислових підприємств, що містять забруднювальну речовину масою M при лімітній масі M_l , скориставшись формулою:

$$P_{зб} = [(H_{бi} \cdot M_l) + (H_{бi} \cdot K_k \cdot M_{пл})] \cdot K_{б}, \text{ грн.}$$

де $H_{бi}$ – норматив платні за скид у водний басейн забруднювальної речовини, грн/т (табл. 11.4);

M_l – маса скиду речовини за рік в межах ліміту, т (табл. 12.4);

$M_{пл}$ – маса понадлімітного скиду, т;

K_k – коефіцієнт кратності платежу за скид у водний басейн забруднюючих речовин понад ліміту ($K_k = 5$);

$K_{б}$ – басейновий коефіцієнт, що враховує територіальні, екологічні та соціально-економічні особливості регіону (табл. 12.5).

Таблиця 12.4 – Базові нормативи за скид у водний басейн деяких забруднювальних речовин

Шкідлива речовина	Маса скиду за рік в межах ліміту M_l , т	Базовий норматив платні $H_{бi}$, грн/т
амоніак	0,5	52,5
нафтапродукти	1,2	309
сполуки заліза	0,8	35
феноли	0,5	275,2

Таблиця 12.5 – Регіональний (басейновий) коефіцієнт K_6 , що враховує територіальні, екологічні та соціально-економічні особливості регіону

<i>Басейни морів і річок</i>	K_6	<i>Басейни морів і річок</i>	K_6
Азовське море	2	Десна	2,5
Дністер	2,8	Прип'ять	2,5
Чорне море	2	Сіверський Донець	2,2
Дунай	2,2	Міус	2,2
Тиса	3	Кальміус	2,2
Дніпро(м. Київ включно – до Каховського гідровузла)			2,2
Дніпро(Каховський гідровузол включно до Чорного моря)			1,8
Західний Буг та ріки басейну Вісли			2,5
Південний Буг та Інгул			2,2
Ріки Кримського півострова			2,8

Умови задач

№	<i>Акваторія</i>	<i>Шкідлива речовина</i>	<i>Маса М,т</i>
1	Дніпро (м. Київ – до Каховського гідрозула)	феноли	0,6
2	Дунай	сполуки заліза	1,1
3	Десна	феноли	0,55
4	Азовське море	нафтопродукти	1,3
5	Чорне море	нафтопродукти	1,5
6	Ріки Кримського півострова	феноли	0,65
7	Дніпро (кордон України – до м. Києва)	сполуки заліза	1,5
8	Дністер	амоніак	0,6
9	Прип'ять	сполуки заліза	0,9
10	Дністер	феноли	0,62
11	Чорне море	нафтопродукти	1,2
12	Дунай	сполуки заліза	0,11
13	Десна	феноли	0,5
14	Азовське море	амоніак	0,7
15	Чорне море	феноли	0,55
16	Сіверський Донець	амоніак	0,6

12.6 Зміст звіту

1. Мета роботи.
2. Відповіді на контрольні запитання та рішення задач.
3. Аналіз хімічних дослідів.
4. Висновки.

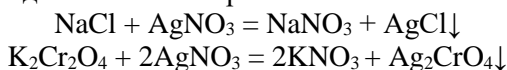
Лабораторна робота № 13 ВИЗНАЧЕННЯ ВМІСТУ ХЛОРИДІВ ТА КІЛЬКОСТІ «АКТИВНОГО ХЛОРУ» У ВОДІ

Мета роботи: навчитися визначати вміст хлорид-іонів у воді та кількість залишкового хлору після хлорування води.

13.1 Загальні відомості

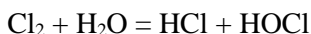
Більшість солей, що містять хлорид-іони, добре розчинні у воді, тому Cl^- -іони присутні майже у всіх водах. Іони потрапляють до водойм, по-перше, з атмосферними опадами, що формуються над океаном. Оскільки морська вода містить переважно іони Cl^- і Na^+ , вони випадають з опадами в найбільшій кількості – декілька тон на 1 км^2 на рік. По-друге, частина опадів просочується в ґрунт, а потім потрапляє до річок. По-третє, в наслідок діяльності людини. Так, наприклад, хлориди натрію та кальцію застосовують для того, щоб узимку розтоплювати лід на дорогах. Протягом одного сезону на 1 км^2 доріг приходиться до 100 кг солей, які потім разом з талою водою надходять до водойм. Вміст Cl^- -іонів у питній воді не повинен перевищувати 250 мг/л, бо його присутність надає воді гірко-солоний присмак і така вода придатна для пиття лише окремим видам тварин (вівці, верблюди).

Хлорид-іони визначають титруванням розчином аргентум нітрату в присутності калій хромату, який наприкінці реакції змінює забарвлення з лимонно-жовтого на червонувато-жовтогаряче через його взаємодію з надлишком іонів срібла.



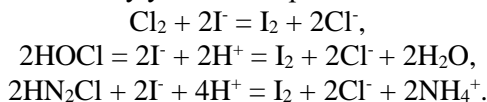
Цей метод визначення хлоридів (*метод Мора*) має чутливість 2 мг/л.

Особливо небезпечними у воді є біологічні забруднювачі. Найчастіше це трапляється тоді, коли вода стає життєвим середовищем для патогенних мікроорганізмів, кількість яких постійно збільшується. Якщо перед використанням для пиття таку воду не дезінфікувати, то й мінімальна кількість може спричинити вибух хвороб, що легко передаються саме через воду (холера, тиф, дизентерія, гепатит, поліомієліт, шистосоміаз та інші). Знезараження води проводять за допомогою хлорування, озонування, обробкою іонами срібла, пероксидом водню, радіаційним та іншими методами. У зв'язку з тим, що хлорування води може призвести до утворення помітних кількостей хлорвуглеводнів, які шкідливі для здоров'я людини, концентрація залишкового хлору у питній воді не повинна перевищувати 0,5 мг/л, але бути не меншою за 0,3 мг/л. У воді хлор гідролізує:

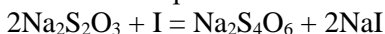


Саме хлорноватиста кислота HOCl впливає на бактерії та віруси. Ефективність бактерицидної дії хлору залежить від початкової дози і тривалості його присутності у воді.

Визначення хлору, що залишився після хлорування води, проводять за методом йодометрії. Вільний хлор Cl_2 , хлорноватиста кислота HOCl , гіпохлорит-іони ClO^- , хлораміни NH_2Cl і NHCl_2 , об'єднуються терміном «*активний хлор*». При підкисленні води та додаванні до неї калій йодиду усі названі речовини виділяють йод:



Йод титрують натрій тіосульфатом в присутності крохмалю, розчин у точці еквівалентності знебарвлюється.



Визначенню «активного хлору» не заважають нітрити, залізо і марганець, якщо титрувати в присутності оцтової кислоти.

13.2 Контрольні запитання

1. Для чого і якими методами знезаражують воду?
2. Які ГДК хлорид-іонів та хлору для водних об'єктів?
3. Назвіть переваги і недоліки хлорування води?
4. Що таке «активний хлор», в яких формах може бути хлор у воді?

5. Чи має вплив на водопостачальну мережу вміст хлору та його сполук?

13.3 Матеріали, інструмент, прилади, обладнання

Конічні колби на 200 мл з притертими корками, бюретки на 25 мл, мірні циліндри на 25 мл, піпетки.

Реактиви: наважка KI, розчини: 0,02 M AgNO₃, K₂CrO₄ з масовою часткою 5%, 0,01 M (1/2 Na₂S₂O₃), CH₃COOH з масовою часткою 30%, крохмаль з масовою часткою 0,3%.

13.4 Вказівки з техніки безпеки

Дотримуватися правил роботи з пахучими речовинами та кислотами.

13.5 Порядок проведення лабораторної роботи

Дослід 1. Визначення вмісту хлоридів у воді.

У конічну колбу відібрати 50-100 мл профільтрованої проби води, додати 1 мл калій хромату і відтитрувати розчином аргентум нітрату до зміни забарвлення. Якщо досліджувана проба має рН < 7, то її заздалегідь треба нейтралізувати розчином 0,1 M NaOH за фенолфталеїном до слабо-рожевого забарвлення, а потім проводити визначення, як зазначено вище. Вміст хлорид-іонів визначити за формулою:

$$c(Cl^-) = \frac{c(AgNO_3) \cdot V(AgNO_3) \cdot E(Cl^-) \cdot 1000}{V_B}, \text{ мг/л}$$

де $c(AgNO_3)$ – молярна концентрація еквівалента розчину AgNO₃, моль/л;

$V(AgNO_3)$ – об'єм розчину AgNO₃, що витрачений на титрування, мл;

$E(Cl^-)$ – молярна маса еквівалента хлорид-іону, $E(Cl^-) = 35,45$ г/моль;

V_B – об'єм води, який взято для аналізу, мл.

Дослід 2. Визначення кількості «активного хлору».

В конічну колбу з пришліфованим корком відібрати 50-100 мл досліджуваної води, внести 0,5 г KI і додати 10 мл CH₃COOH з масовою часткою 30%. Через 5 хвилин відтитрувати йод, що виділився, розчином Na₂S₂O₃. Наприкінці титрування додати 1-2 мл розчину крохмалю для більш точнішого встановлення точки еквівалентності. Вміст «активного хлору» обчислити за формулою:

$$X = \frac{c(1/2 Na_2S_2O_3) \cdot V(Na_2S_2O_3) \cdot E(Cl^-) \cdot 1000}{V_B}, \text{ мг/л}$$

де $c(1/2 Na_2S_2O_3)$ – молярна концентрація еквівалента розчину $Na_2S_4O_3$, моль/л;

$V(Na_2S_2O_3)$ – об'єм розчину $Na_2S_2O_3$, який витрачено на титрування, мл;

V_B – об'єм води, який взято для аналізу, мл;

$E(Cl^-)$ – молярна маса еквівалента хлорид-іону, $E(Cl^-) = 35,45$ г/моль.

Обчислити вміст хлоридів та кількість «активного хлору» у досліджуваній воді, порівняти з ГДК. Розв'язати задачі.

Приклад 1. Для знезараження води від залізобактерій використовують розчин хлору з концентрацією 25 мг/л. Скільки хлору необхідно витратити для такої операції на ділянці довжиною 20 км, якщо діаметр водопровідних труб 40 см?

$$c(Cl_2) = 25 \text{ мг/л} = 25 \text{ г/м}^3$$

$$l = 20 \text{ км} = 20000 \text{ м}$$

$$d = 0,4 \text{ м}$$

$$m(Cl_2) = ?$$

1. Визначаємо, який об'єм труб на ділянці:

$$V = Sh; S = \pi R^2 = \pi d^2/4; V = \pi d^2 h/4;$$

$$V = 3,14 \cdot 0,4^2 \cdot 20000/4 = 2512 \text{ м}^3.$$

2. Який об'єм води знезаражується?

$$V(H_2O) = V(\text{труби}) = 2512 \text{ м}^3$$

3. Яку масу хлору потрібно витратити?

В $1 \text{ м}^3 H_2O$ міститься – 25 г Cl_2

в $2512 \text{ м}^3 H_2O$ – x г Cl_2

$$x = 25 \cdot 2512 = 62800 \text{ г} = 62,8 \text{ кг}$$

Відповідь: 62,8 кг хлору.

Задача. Розрахуйте масу хлору, яка необхідна для хлорування 1000 м^3 питної води, якщо ГДК хлору 0,4 мг/л. При обчисленнях врахуйте, що 0,3% хлору витрачаються на окиснювальні процеси, а виробничі втрати становлять 8%.

13.6 Зміст звіту

1. Мета роботи.
2. Відповіді на контрольні запитання та рішення задач.
3. Аналіз хімічних дослідів.
4. Висновки.

Лабораторна робота №14 ВИЗНАЧЕННЯ ВМІСТУ НІТРАТІВ У РОСЛИННИХ ПРОДУКТАХ

Мета роботи: ознайомитись з методами якісного та кількісного визначення вмісту нітратів у рослинах.

14.1 Загальні відомості

Нітрати – солі нітратної кислоти, є необхідними у живленні рослин. Потрапляючи у рослини з ґрунту, нітрати відновлюються до амоніаку через ряд стадій під каталітичною дією рослинних ферментів, потім амоніак утворює первинні амінокислоти. Перебіг цих реакцій схематично можна зобразити наступним чином:



При достатньому вмісті розчинних вуглеводів і високій якості відповідних ферментів вказані біологічні перетворення протікають у корінні. Але частина нітратів може потрапити крізь коріння у незмінному вигляді і накопичуватися у різних частинах рослин.

У невеликих дозах нітрати нічим не загрожують людині, навпаки, беруть участь у життєдіяльності організму. Вони малотоксичні, але у шлунково-кишковому тракті під дією мікрофлори нітрати відновлюються до нітритів – солей азотистої кислоти, що набагато токсичніші, особливо для людей похилого віку та дітей з серцево-судинними хворобами. Надлишки нітратів в організмі беруть участь в утворенні нітросоамінів, які є канцерогенами і можуть спричинити захворювання на рак. Крім того, вони, взаємодіючи з гемоглобином крові, перетворюють двовалентне залізо на тривалентне, зменшуючи транспорт кисню, перешкоджаючи нормальному диханню тканин.

Норма нітратів, що може засвоїти організм людини без шкоди для себе залежить від віку, стану здоров'я та інших чинників. Запобігти утворенню нітросполук можуть танін та вітамін С, тому необхідно споживати харчі, багаті на вітаміни. За даними ВОЗ допустиме щодобове вживання нітратів не повинно перевищувати 5 мг/кг ваги людини. Рівень вмісту нітратів у рослинах залежить від їх виду, надлишку вологи, інтенсивності сонячної радіації та ін. У закритому ґрунті нітрати накопичуються більшою мірою, ніж у

відкритому. Гранично допустимі концентрації для рослин наведено у табл.14.1.

Таблиця 14.1 – ГДК нітратів для овочей та фруктів, мг/кг

<i>Вид рослинного продукту</i>	<i>ГДК, мг/кг</i>	
Картопля	250	
Капуста білокачанна	рання пізня	900 500
Морква	рання пізня	400 250
Томати	150-300 *	
Огірки	150- 400 *	
Цибуля ріпка	80	
Буряк столовий	1400	
Цибуля зелена	600-800 *	
Зеленні овочі типу салату, кропу, шпинату, щавлю, петрушки та інші	2000	
Перець солодкий	200	
Кабачки	400	
Дині	90	
Кавуни	60	
Виноград столових сортів	60	
Яблука, груші	60	

*- для закритого ґрунту.

Для компенсації втрат мінеральних речовин у ґрунт вносять мінеральні добрива. Азотні та фосфорні добрива сприяють азотофіксації, активують діяльність ґрунтових бактерій, грибів, що руйнують рештки рослин і тварин, формуючи гумус. Однак, при внесенні добрив не завжди враховують хімічний склад ґрунту, агротехніку культури, терміни й норми внесення добрив. Такі дії призводять до перезбагачення ґрунтів хімікатами, надходження їх із стоком до водойм і можуть спричинити евтрофікацію останніх.

Для якісного визначення нітратів використовують реакцію з дифеніламіном, який в присутності NO_3^- дає синє забарвлення.

Кількісно вміст нітратів можна визначити *потенціометричним* методом.

Сутність методу. Потенціометрія – це метод фізико-хімічного аналізу, що базується на вимірюванні потенціалу електрода, який залежить від концентрації речовини у досліджуваному розчині. За допомогою іономіра визначається електрорушійна сила (ЕРС) гальванічного елемента, що виникає між індикаторним (іон-селективним) електродом і електродом порівняння. Як електроди порівняння найчастіше використовують хлоридосрібний і насичений каломельний.

14.2 Контрольні запитання

1. Які природні та антропогенні джерела надходження нітросполук до ґрунту?
2. Назвіть фактори, що сприяють накопиченню нітратів у рослинах.
3. До яких наслідків призводить перезбагачення ґрунтів і водою сполуками азоту?
4. Як впливають нітрати на здоров'я людини?
5. Якими способами можна зменшити кількість нітратів у рослинних продуктах?

14.3 Матеріали, інструмент, прилади, обладнання

Іономір універсальний ЕВ-74, електроди: хлоридосрібний і іоноселективний на нітрат-іон ЕІМ-11, терези технічні, важки, терка, фільтри, електрична плитка, термостійкий стакан ємністю 500 мл, стакани ємністю 100 мл, гумові корки, піпетки, мірні колби на 100 мл, мірний циліндр на 50 мл, порцелянова ступка, товкачик, пробірки, предметне скло, марлеві серветки, скальпель.

Зразки рослин (морква, буряк, картопля, капуста, огірок або інші), розчини: дифеніламіну і $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ з масовою часткою 1% у конц. H_2SO_4 ; 0,1М KNO_3 .

14.4 Вказівки з техніки безпеки

При роботі з іономером суворо дотримуватись інструкції до приладу. Дотримуватись правил роботи з кислотами.

14.5 Порядок проведення лабораторної роботи

Дослід 1. Експрес-визначення забруднення продуктів нітрами.

Овочі розділити на частини: зону, близьку до плодоніжки, шкірку, периферійну частину, середину, центр, листя. Подрібнити ножем та розтерти у ступці товкачиком. З утвореної маси вичавити сік крізь два – три шари марлі. Піпеткою нанести 2–3 краплі соку на предметне скло, під яке потрібно покласти білий аркуш паперу. До соку додати декілька крапель розчину дифеніламіну у концентрованій сульфатній кислоті. Описати свої спостереження, порівнюючи з реакцією стандартного розчину з відомим вмістом нітратів.

Провести термічну обробку овочів протягом 10–15 хвилин. Овочі охолодити і провести аналіз на вміст нітратів, як описано вище. Результати занести до табл. 14.2, враховуючи дані табл. 14.3.

Таблиця 14.2 – Результати експрес-визначення нітратів у рослинах

Вид рослини	Частина	Масова частка нітратів, мг/кг		Бали	
		у сирій продукції	після термічної обробки	у сирій продукції	після термічної обробки
Капуста	Листя обг. Качан				

Таблиця 14.3 – Експрес-визначення кількості нітратів

<i>Характер забарвлення зразка рослинного продукту під дією розчину дифеніламіну у конц. сульфатній кислоті</i>	<i>Бал</i>	<i>Вміст нітратів, мг/кг</i>
Забарвлення немає. На цілих рослинах бувають рожеві плями внаслідок обуглення тканини рослин H_2SO_4	0	0
Сліди блакитного забарвлення, що швидко зникають.	1	100
Забарвлення зникає швидко, залишаючись переважно по краях, плями.	2	250
Забарвлення світло-синє, зникає через 2-3 хв.	3	500

Сік або зріз забарвлюється інтенсивно в синій колір. Забарвлення з'являється через деякий проміжок часу	4	1000
Сік або зріз забарвлюється швидко й інтенсивно в синьо-чорний колір. Забарвлення зберігається недовго.	5	3000
Сік або зріз забарвлюється швидко й інтенсивно в синьо-чорний колір. Забарвлення стійке і не зникає.	6	>3000

Дослід 2. Іонометричне визначення нітратів у рослинах.

Визначення вмісту нітратів провести за допомогою градуального графіка. Для цього із стандартного 0,1 М розчину KNO_3 приготувати серію робочих розчинів з концентраціями 0,01; 0,001 і 0,0001 моль/л. Для одержання 0,01 М розчину відібрати піпеткою 10 мл стандартного 0,1 М розчину у мірну колбу ємністю 100 мл і довести до риски розчином $KAl(SO_4)_2$ з масовою часткою 1%. Аналогічно приготувати 0,001 М і 0,0001 М розчини.

За допомогою іономіра визначити електрорушійну силу (E , мВ), що виникає між іоноселективним електродом і електродом порівняння, які необхідно занурювати по черзі у робочі розчини. За результатами вимірювань побудувати графік залежності $E = f(p_c)$, де $p_c - \lg c(NO_3^-)$, наприклад, $p_c = -\lg 0,001 = -\lg 10^{-3} = 3$, якщо концентрація розчину 0,001 моль/л.

Хід визначення. Наважку продукту 10 г подрібнити на терці до однорідної маси і перенести у стакан на 100, додати 50 мл розчину $KAl(SO_4)_2$ з масовою часткою 1% (відміряти циліндром) і ретельно перемішати протягом 3 хвилин за допомогою скляної палички для більш повного вилучення нітратів. Промиті та висушені фільтрувальним папером електроди занурити у досліджуваний розчин і зняти показник E_x . За допомогою графіка визначити p_{c_x} досліджуваного розчину, а потім розрахувати вміст нітратів за

$$\text{формулою: } X(NO_3^-) = \frac{c(NO_3^-) \cdot 50 \cdot M(NO_3^-) \cdot 10^6}{10^4}, \text{ мг/кг}$$

де $c(NO_3^-)$ – молярна концентрація нітрат-іонів, моль/л;

50 – об'єм розчину розчину $KAl(SO_4)_2$ для вилучення нітрат-іонів з рослинних продуктів, мл;

$M(NO_3^-)$ – мольна маса нітрат-іону, $M(NO_3^-) = 62$ г/моль.

Результати занести до табл. 14.4.

Таблиця 14.4 – Результати кількісного визначення вмісту нітратів

Досліджуваний Об'єкт	E , мВ	pc	$c(NO_3^-)$, моль/л	$X(NO_3^-)$, мг/кг	ГДК, мг/кг

Визначити вміст нітратів у рослинних продуктах, зробити висновки. Розв'язати задачу.

Приклад. Розрахуйте кількість сечовини та фосфат-шлаку марте-нівського, які необхідно внести восени у вигляді основних добрив під картоплю на площі 0,1 га, маючи на увазі, що середня норма поживних елементів під сільськогосподарську культуру і їх вміст у мінеральних добривах наведено у табл.14.5 – 14.6.

Таблиця 14.5 – Середня норма поживних елементів під с/г культуру

№	Культура	Поживні речовини, кг/га	
		N_2	P_2O_5
1	картопля	45	42
2	конюшина	-	45
3	жито	30	45
4	овес	30	45
5	ячмінь	30	45
6	капуста	90	90
7	огірки	60	60
8	помідори	60	60
9	цибуля	40	60
10	квасоля, горох	20	40
11	ягідні кущі	60	60
12	суніця	30	60

Таблиця 14.6 – Вміст головних поживних елементів у мінеральних добривах

Мінеральне добриво		Вміст поживних елементів, %	
№	Назва	N_2	P_2O_5
1	рідкий амоніак	80,2	-
2	аміачна селітра	34,0-34,5*	-
3	кальцієва селітра	17,5	-
4	амоній сульфат	21	-
5	карбомід (сечовина)	46	-
6	фосфоритна мука	-	19-30*
7	суперфосфат простий	-	20
8	суперфосфат подвійний	-	49
9	фосфат-шлак мартенівський	-	10-12*
10	калій хлорид	-	-
11	калійна сіль	-	-
12	калій сульфат	-	-
13	амофос	10-12*	42-52*
14	діамофос	19	52
15	нітроамофоска	17	17
16	нітрофоска	11	10
17	рідкі комплексні	10	34

* - у розрахунках брати середнє значення наведених даних

Розв'язок. Користуючись даними табл.14.5-14.6 для зручності представляємо умову задачі у вигляді наступної таблиці.

Культура	Режим внесення	Середня норма поживних елементів під культуру, кг/га		Мінеральні добрива	Вміст поживних елементів у мін. добривах, %	
		N_2	P_2O_5		N_2	P_2O_5
картопля	основний	45	42	сечовина фосфат-шлак мартенівський	46	10-12

Знаходимо кількість поживних елементів, що необхідно внести як основні на площу 0,1 га, маючи на увазі, що у основному режимі вносять 75 % річної норми добрив:

$$m(N_2) = 0,75 \cdot 45 \text{ кг/га} \cdot 0,1 \text{ га} = 3,38 \text{ кг.}$$

$$m(P_2O_5) = 0,75 \cdot 42 \text{ кг/га} \cdot 0,1 \text{ га} = 3,15 \text{ кг.}$$

Знаючи потребу с/г культури в поживних елементах, визначаємо за пропорцією необхідну кількість мінеральних добрив:

$$m(\text{сечовини}) = \frac{100 \cdot 3,38}{46} = 7,35 \text{ кг.}$$

$$m(\text{фосфат-шлак март.}) = \frac{100 \cdot 3,15}{11} = 28,64 \text{ кг.}$$

Відповідь: 7,35 кг сечовини і 28,64 кг фосфат-шлаку мартенівського.

Задача. Розрахуйте необхідну кількість мінеральних добрив, що потрібно внести під сільськогосподарську культуру, враховуючи дані табл. 14.5-14.6.

Варіанти завдань:

№ вар	Мін. добрива, № у табл. 14.6		Режим внесення добрив, % від річної норми	С/г куль- тура	Площа, га
	N_2	P_2O_5			
1	2	6	основний, 75 %	картопля	0,01
2	5	9	припосівний, 15 %	картопля	0,06
3	15	15	основний, 75 %	капуста	0,005
4	4	6	припосівний, 15 %	капуста	0,01
5	3	8	підживлення, 10 %	капуста	0,02
6	2	8	основний, 75 %	огірки	0,01
7	15	15	підживлення, 10 %	огірки	0,02
8	16	16	основний, 75 %	помідор	0,01
9	15	15	припосівний, 15 %	помідор	0,02
10	3	6	основний, 75 %	цибуля	0,005
11	5	8	припосівний, 15 %	цибуля	0,01
12	2	6	основний, 75 %	квасоля	0,03
13	3	7	припосівний, 15 %	горох	0,02

14	4	8	підживлення,	10 %	квасоля	0,03
15	4	7	основний,	75 %	жито	1,0
16	-	9	основний,	75 %	конюшина	0,5
17	17	8	основний,	75 %	овес	2,0
18	4	8	основний,	75 %	ячмінь	5,0

14.6 Зміст звіту

1. Мета роботи.
2. Відповіді на контрольні запитання та рішення задач.
3. Аналіз хімічних дослідів.
4. Висновки.

Рекомендована література

1. Яворський В.Т. Основи теоретичної хімії: підручник / В.Т. Яворський. – 3-тє вид., доп. та доопрац. – Львів: Видавництво Львівської політехніки, 2016. – 380 с.
2. Яворський В.Т. Неорганічна хімія: підручник / В.Т. Яворський. – 2-ге вид., доп. і доопр. – Львів: Видавництво Львівської політехніки, 2016. – 324 с.
3. Мітрясова О.П. Хімічна екологія: Навчальний посібник / О.П. Мітрясова. Херсон: Олді-плюс, 2016. – 316 с.
4. Соломенко Л. І., Боголюбов В. М., Волох А. М. Загальна екологія: підручник. Одеса: ОЛДІ-ПЛЮС, 2024. 346 с.
5. Федішин Б.М., Дорохов В.І., Павлюк Г.В. Екологічна хімія: навчальний посібник. Одеса: ОЛДІ-ПЛЮС, 2024. 516 с.
6. Кучерявий В.П. Загальна екологія: підручник. Частина 1. Львів: Видавництво ПП «Новий Світ – 2000», 2023. 290 с.
7. Маленко Я.В., Ворошилова Н.В., Кобрюшко О.О., Перерва В.В. Загальна екологія: навчальний посібник. Кривий Ріг: КДПУ, 2023. 231 с.
8. Романко В.О., Дудинська А.Т. Основи екології. Конспект лекцій. Ужгород: УжНУ «Говерла», 2022. 90 с.
9. Юрченко Л.І. Екологія. Київ: Центр учбової літератури, 2020. 304 с.
10. Державний стандарт якості води питної № 24481-80.

Інформаційні ресурси

1. <https://mon.gov.ua/ua/osvita/visha-osvita/naukovo-metodichna-rada-ministerstva-osviti-i-nauki-ukrayini/zatverdzhenni-standarti-vishoyi-osviti>
2. http://univer.nuczu.edu.ua/tmp_metod/924/MZTM_KONSP_LEK.pdf
3. Хімічна корозія та захист металів : навчальний посібник / [П. І. Стоєв, С. В. Литовченко, І. О. Гірка, В. Т. Грицина]. – Х. : ХНУ імені В. Н. Каразіна, 2019. – 216 с. ISBN 978-966-285-548-7