

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
«ЗАПОРІЗЬКА ПОЛІТЕХНІКА»**

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ
до лабораторних робіт з дисципліни
"ХІМІЯ"
для студентів усіх форм навчання**

2022

Методичні вказівки до лабораторних робіт з дисципліни "Хімія" для студентів технічних спеціальностей денної та заочної форм навчання. / Укл.: В. М. Повзло, О. О. Швець, Т. В. Сохрякова. - Запоріжжя: НУ «Запорізька політехніка», 2022. -50с.

Укладачі: В. М. Повзло, ст. викладач
О. О.Швець, асистент
Т. В. Сохрякова, зав. лаб.

Рецензент: О. А. Мітяєв, д. т. н., проф.

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

Затверджено
на засіданні кафедри
"Композиційні матеріали,
хімія та технології"
протокол № 10
від «06» липня 2021р.

Рекомендовано до видання
НМК факультету БАД
Протокол № 2
від «02» вересня 2021 р.

ЗМІСТ

	стор.
<i>Вступ</i>	4
<i>Лабораторна робота № 1</i>	
Здобування кислот, гідроксидів та солей	5
<i>Лабораторна робота № 2</i>	
Визначення еквіваленту металу	13
<i>Лабораторна робота № 3</i>	
Окисно-відновні реакції	18
<i>Лабораторна робота № 4</i>	
Закономірності перебігу хімічних процесів	23
<i>Лабораторна робота № 5</i>	
Гальванічний елемент та електроліз.....	32
<i>Лабораторна робота № 6</i>	
Корозія та захист металів.....	38
<i>Лабораторна робота № 7</i>	
Легкі конструкційні матеріали та їх властивості.....	44
<i>Рекомендована література</i>	50

ВСТУП

Методичні вказівки мають метою допомогти студентам підготуватися до виконання лабораторних робіт з курсів «Хімія», спрямовані на краще засвоєння теоретичного курсу, надання практичних навичок у виконанні хімічних досліджень, формування у студентів вміння планувати та виконувати науковий експеримент, виховання вміння аналізувати фактичний матеріал на теоретичній основі.

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

Лабораторна робота №1 ЗДОБУВАННЯ КИСЛОТ, ГІДРОКСИДІВ ТА СОЛЕЙ

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

1.1 Загальні відомості

Загальні відомості до даної лабораторної роботи містять матеріали, що викладено в джерелах [1-8].

1.1.1 Здобування та властивості оксидів

Здобування	Хімічні властивості
1. Взаємодія простих речовин з киснем (крім Au, Pt, Hal_2 (F_2, Cl_2, Br_2, I_2)): $2Ca + O_2 = 2CaO$ кальцій оксид 2. Окиснення деяких складних речовин: $4FeS_2 + 11O_2 = 4Fe_2O_3 + 8SO_2$ ферум (III) оксид $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$ сульфур (IV) оксид сульфур (VI) оксид 3. Розкладання оксидів: $4CrO_3 = 2Cr_2O_3 + 3O_2$ хром (VI) оксид хром (III) оксид 4. Розкладання гідроксидів: $Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ C} CuO + H_2O$ кальцій гідроксид 5. Розкладання кислот: $H_2SO_3 = SO_2 + H_2O$ сульфатна (IV) кислота сульфур (IV) оксид	1. Взаємодіють з водою з утворенням гідроксидів або кислот: $Na_2O + H_2O = 2NaOH$ натрій оксид натрій гідроксид $MnO_3 + H_2O = H_2MnO_4$ манган(VI) оксид манганатна(VI) кислота 2. Основні оксиди взаємодіють з кислотними та амфотерними оксидами (при нагріванні): $3MgO + P_2O_5 = Mg_3(PO_4)_2$ магній оксид фосфор (V) оксид магній ортофосфат $MgO + Al_2O_3 = Mg(AlO_2)_2$ алюміній оксид магній металалюмінат 3. Основні та амфотерні оксиди взаємодіють з кислотами: $Na_2O + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2O$ натрій сульфат $Al_2O_3 + 3H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O$ алюміній сульфат

6. Розкладання солей: $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$ кальцій карбонат карбон(IV) оксид $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ амонійдихромат 7. Взаємодія кислот-окисників з металами та неметалами: $\text{Cu} + 4\text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ нітратна кислота купрум (II) нітрат нітроген(IV) оксид $\text{C} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CO}_2 + 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ сульфатна(VI) кислота 8. Заміщення леткого оксиду менш летким при нагріванні: $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2$ натрій силікат кремнієвий(IV) оксид	4. Амфотерні та кислотні оксиди взаємодіють з лугами: $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ натрій металалюмінат $\text{CO}_2 + \text{NaOH} = \text{NaHCO}_3$ натрійгідрокарбонат $\text{CO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ натрійкарбонат 5. Деякі оксиди розкладаються: $2\text{HgO} = 2\text{Hg} + \text{O}_2$ меркурій(II) оксид $2\text{Ag}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ\text{C}} 4\text{Ag} + \text{O}_2$ аргентум(I) оксид
---	---

1.1.2 Здобування та властивості гідроксидів

Здобування	Хімічні властивості
1. Взаємодія активних металів з водою: $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow$ $\text{Mg} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{H}_2 \uparrow$ магнійгідроксид 2. Взаємодія оксидів лужних та лужноземельних металів з водою: $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$ $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$ 3. Взаємодія розчинів солей з лугами: $\text{FeCl}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + 2\text{NaCl}$ ферум (III) хлорид ферум (III) гідроксид	1. Гідроксиди лужних та лужноземельних металів дисоціюють в водних розчинах: $\text{NaOH} \leftrightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ $\text{Ba}(\text{OH})_2 \leftrightarrow \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$ 2. Розчини гідроксидів металів та NH_4OH змінюють забарвлення індикаторів (див. додаток А). 3. Взаємодіють з кислотними оксидами та кислотами: $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ суспензія магнійгідрокарбонат $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ кальцій сульфат

$Na_2CO_3 + Ba(OH)_2 = BaCO_3 \downarrow + 2NaOH$ барій гідроксид барій карбонат 4. Електроліз водних розчинів солей (в розчині в катодному просторі накопичується $NaOH$): $2NaCl + H_2O \xrightarrow{\text{ел-ліз}} 2NaOH + H_2 + Cl_2$ натрій хлорид натрій гідроксид хлор 5. У результаті інших реакцій: $NaH + H_2O = NaOH + H_2$ натрій гідрид натрій гідроксид водень $NH_3 + H_2O = NH_4OH$ аміак амонійгідроксид	4. Луги взаємодіють з неметалами (Si, Hal_2) та деякими металами (Zn, Al та ін.): $6KOH + 3Cl_2 = KClO_3 + 5KCl + 3H_2O$ калій гідроксид хлор калій хлорат(V) калій хлорид $2NaOH + 2Al + 6H_2O = 2Na[Al(OH)_4] + 3H_2$ натрійгідроксид алюміній натрійтетрагідроксо- алюмінат водень 5. Взаємодіють з амфотерними, оксидами та гідроксидами: $2NaOH + ZnO + H_2O = Na_2[Zn(OH)_4]$ натрійгідроксид цинк оксид натрійтетрагідроксо- цинкат $KOH + Cr(OH)_3 = K[Cr(OH)_4]$ калійгідроксид хром (III) гідроксид калійтетра- гідроксохромат(III)
--	---

1.1.3 Здобування та властивості кислот

Здобування	Хімічні властивості
1. Взаємодія кислотних оксидів з водою: $CrO_3 + H_2O = H_2CrO_4$ хроматна(VI) кислота $P_2O_5 + H_2O = 2HPO_3$ метафосфатна кислота 2. Окиснення деяких простих речовин: $3P + 5HNO_3 + 2H_2O = 3H_3PO_4 + 5NO$ фосфор ортофосфатна кислота оксид азоту(I) 3. Взаємодія солей з кислотами (сильними чи менш леткими, ніж отримувана): $NaCl + H_2SO_4(\kappa) = Na_2SO_4 + HCl \uparrow$ натрій нітрат натрій гідросульфат $NaNO_3 + H_2SO_4(\kappa) = NaHSO_4 + HNO_3 \uparrow$ натрій нітрат натрій гідросульфат водень нітрат	1. В розчинах дисоціюють $HNO_3 \leftrightarrow H^+ + NO_3^-$ $H_2SO_4 \leftrightarrow H^+ + HSO_4^-$ $HSO_4^- \leftrightarrow H^+ + SO_4^{2-}$ 2. Розчини кислот змінюють забарвлення індикаторів (див. додаток А) 3. Кислоти – неокисники, реагують з металами, які стоять в ряду стандартних електродних потенціалів до водню, їх $E^\circ < 0$: $Mg + 2HCl = MgCl_2 + H_2$ магній хлорид 4. Кислоти - окисники реагують майже з усіма металами, при цьому водень не виділяється: $Cu + 2H_2SO_4 = CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$ мідь купрум (II) сульфат диоксид сера вода

4. Безкисневі кислоти можуть бути отримані безпосередньо з водню та неметалу: $H_2 + Cl_2 = 2HCl$ <i>хлоридна кислота</i> $H_2 + S = H_2S$ <i>сульфідна кислота</i> Водні розчини таких сполук є кислотами. 5. Гідроліз галогенангідридів: $PCl_5 + 4H_2O = H_3PO_4 + 5HCl$ <i>фосфор (V) хлорид</i>	5. Взаємодіють з оксидами та гідроксидами металів: $CaO + 2HCl = CaCl_2 + H_2O$ <i>кальцій хлорид</i> $Ca(OH)_2 + 2HCl = CaCl_2 + 2H_2O$ 6. Реагують з солями, якщо утворюються слабкі електроліти: $AgNO_3 + HCl = AgCl \downarrow + HNO_3$ <i>аргентум нітрат аргентум хлорид</i>
--	--

1.1.4 Здобування та властивості солей

Здобування	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>магній сульфат</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>цинк нітрат</i> 3. Взаємодія основних та кислотних оксидів: $MgO + SiO_2 = MgSiO_3$ <i>магній силікат</i> 4. Взаємодія основних та амфотерних оксидів з кислотами: $CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$ <i>купрум сульфат</i> 5. Взаємодія гідроксидів з	2. Розчинні у воді солі, утворені слабкими гідроксидами та (або) слабкими кислотами, гідролізують: $FeCl_2 + H_2O \leftrightarrow FeOHCl + HCl$ <i>ферум (II) хлорид ферум (II) гідроксохлорид</i> $Fe^{2+} + H_2O \leftrightarrow FeOH^+ + H^+$ $Na_2CO_3 + H_2O \leftrightarrow NaHCO_3 + NaOH$ $CO_3^{2-} + H_2O \leftrightarrow HCO_3^- + OH^-$

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>кальцій ортофосфат</i> $3Ca(OH)_2 + H_3PO_4 = (CaOH)_3PO_4 + 3H_2O$ <i>кальцій гідроксоортофосфат</i> $Ca(OH)_2 + H_3PO_4 = CaHPO_4 + 2H_2O$ <i>кальцій гідроортофосфат</i> 7. Взаємодія металів з розчинами солей: $CuSO_4 + Fe = FeSO_4 + Cu$ <i>ферум (II) сульфат</i> 8. Взаємодія кислот з солями: $HCl + AgNO_3 = AgCl \downarrow + HNO_3$ 9. Взаємодія двох солей: $K_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4 + 2KCl$ <i>калій сульфат</i> 10. Взаємодія лугів з амфотерними металами, оксидами, та гідроксидами: $Zn + 2NaOH + 2H_2O = Na_2[Zn(OH)_4] + H_2$ $ZnO + 2NaOH + H_2O = Na_2[Zn(OH)_4]$ $Zn(OH)_2 + 2NaOH = Na_2[Zn(OH)_4]$	2. Розчини солей реагують з металами, що мають менше значення E° (стандартний електродний потенціал), ніж метал, що утворює катіон солі: $6H_2O \quad Zn + Hg(NO_3)_2 = Zn(NO_3)_2 + Hg$ <i>меркурій (II) нітрат</i> 3. Розчини солей взаємодіють з лугами: $3H_2O \quad CoCl_2 + 2NaOH = Co(OH)_2 + 2NaCl$ 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: $CaCl_2 + K_2SO_4 = CaSO_4 \downarrow + 2KCl$ 6. Деякі солі розкладаються при нагріванні: $MeNO_3 \xrightarrow{\text{до } Mg} MeNO_2 + O_2$ $MeNO_3 \xrightarrow{\text{від } Mg \text{ до } Cu} MeO + NO_2 + O_2$ $MeNO_3 \xrightarrow{\text{після } Cu} Me + NO_2 + O_2$ $NH_4NO_3 \rightarrow N_2O + 2H_2O$ <i>амонійнітрат</i> $NH_4NO_2 \rightarrow N_2 + 2H_2O$ <i>амонійнітрит</i>
---	---

1.2 Контрольні запитання

Варіант	Скласти рівняння реакцій в молекулярному та іонному вигляді, дати назви всім речовинам			Скласти графічні формули
	здобування речовин	хімічних властивостей	взаємних перетворень	
1	$AgNO_3$	KOH	$Zn \rightarrow K_2[Zn(OH)_4] \rightarrow ZnCl_2 \rightarrow Zn(OH)_2$	$Mg(H_2PO_4)_2$
2	$RbOH$	H_2SeO_4	$Cu \rightarrow Cu(NO_3)_2 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow [Cu(NH_3)_4](OH)_2$	$KMnO_4$
3	$Na[Cr(OH)_4]$	Fe_2O_3	$Ca(H_2PO_4)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow (CaOH)_3PO_4$	H_2SeO_4
4	VCl_2	HNO_3	$KOH \rightarrow KHSO_4 \rightarrow K_2SO_4 \rightarrow BaSO_4$	Mn_2O_7
5	$Ba(HCO_3)_2$	HCl	$V_2O_5 \rightarrow KVO_3 \rightarrow HVO_3 \rightarrow Ca(VO_3)_2$	$Al(OH)_3$
6	$CoOHCl$	$Ca(OH)_2$	$Al \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow NaAlO_2 \rightarrow AlCl_3$	H_2SiO_3
7	CO_2	$Cu(NO_3)_2$	$AgNO_3 \rightarrow Ag \rightarrow AgNO_3 \rightarrow Ag_2O$	$(BaOH)_2SO_4$
8	KOH	H_3PO_4	$S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4$	$(AlOH)_3(PO_4)_2$
9	$NaNO_3$	Mn_2O_7	$Ca \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow H_3PO_4$	$PbCrO_4$
10	HNO_3	$CuSO_4$	$Be \rightarrow BeCl_2 \rightarrow Be(OH)_2 \rightarrow K_2[Be(OH)_4]$	P_2O_5
11	$NaHCO_3$	SO_3	$Ni \rightarrow Ni(NO_3)_2 \rightarrow Ni(OH)_2 \rightarrow Ni(OH)_3$	$K_2Cr_2O_7$
12	$Cr(OH)_3$	H_2CO_3	$ZnSO_4 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow ZnBr_2 \rightarrow ZnOHBr$	$Cr_2(HPO_4)_3$
13	$Al(NO_3)_3$	$LiOH$	$CO_2 \rightarrow K_2CO_3 \rightarrow CO_2 \rightarrow H_2CO_3$	K_2MnO_4
14	$MgCO_3$	PbO	$K \rightarrow KNO_3 \rightarrow KNO_2 \rightarrow HNO_2$	H_2SnO_3
15	$Ba(NO_3)_2$	$Zn(OH)_2$	$CuSO_4 \rightarrow Cu \rightarrow CuS \rightarrow CuO$	CO_2
16	H_2SiO_3	$AgNO_3$	$FeO \rightarrow Fe \rightarrow Fe(NO_3)_3 \rightarrow Fe(OH)_3$	Na_2O_2
17	$FeSO_4$	Al_2O_3	$AuCl_3 \rightarrow Au \rightarrow H[AuCl_4] \rightarrow Au$	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

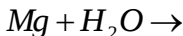
1. Обладнання: простіший прилад для здобування та відводу газу. 2. Речовини: магній, магній гідроксид, плумбум (II) оксид, індикатори: лакмус, фенолфталеїн. 3. Розчини: хлоридна кислота, сульфатна кислота, натрій гідроксид, кальцій гідроксид, нікол (II) сульфат, алюміній хлорид, натрій ацетат, плумбум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

1.4 Вказівки з техніки безпеки

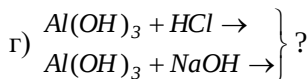
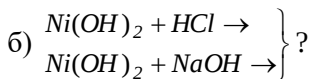
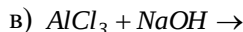
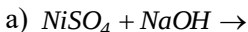
Дотримуватися правил роботи з хімічними речовинами: кислотами, лугами, солями; з нагрівальними приладами, скляним посудом.

1.5 Порядок проведення лабораторної роботи

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



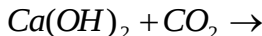
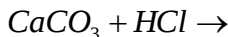
Дослід 2. Здобування нерозчинних у воді гідроксидів та вивчення амфотерних властивостей гідроксидів. Здобути гідроксиди $Ni(OH)_2$ та $Al(OH)_3$ взаємодією розчинів відповідних солей з лугами. Виявити який з них є амфотерним гідроксидом, аналізуючи реакції даних гідроксидів з кислотами та лугами.



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

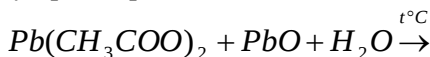


Дослід 4. Здобування нормальних (середніх) та кислих солей.
Здобути кислотний карбон (IV) оксид, провести його взаємодію з лугом з утворенням Кальцій карбонату $CaCO_3$. Із кальцій карбонату здобути кислу сіль – кальцій гідрокарбонат $Ca(HCO_3)_2$.

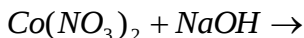


Дослід 5. Здобування основних солей.

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



б) Здобути 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 видах, занотувати кольори осадів і розчинів.

1.6 Зміст звіту

1.6.1 Назва роботи.

1.6.2 Мета роботи.

1.6.3 Вивчення загальних відомостей.

1.6.4 Виконання завдань для самостійного розв'язання

1.6.5 Аналіз хімічних дослідів (хід виконання, спостереження, рівняння хімічних реакцій).

1.6.6 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

Загальні відомості до даної лабораторної роботи містять матеріали, що викладено в джерелах [1-8].

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	$M_r = m_m / (\frac{1}{12} m_a^{12}C)$ $M_r = n_1 A_{r1} + n_2 A_{r2} + n_3 A_{r3}$ n – кількість атомів даного елемента	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: $V' = \frac{P^0 \cdot V^0 \cdot T'}{T^0 \cdot P'}$ ($\frac{P' V'}{T'} = \frac{P^0 V^0}{T^0}$), 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°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	$\rho = m/V$; $\rho = M/V_m$ (для газів)	$\text{кг} / \text{м}^3$, $\text{г} / \text{см}^3$, $\text{г} / \text{л}$
Молярна маса еквіваленту	$M_{\text{екв}}$	$M_{\text{екв}} = M \cdot f_{\text{екв}}$ $M_{\text{екв}}(\text{оксиду}) = M_{\text{екв}}(\text{ел-та}) + M_{\text{екв}}(\text{О})$ $M_{\text{екв}}(\text{основи}) = M_{\text{екв}}(\text{осн.зал.}) + M_{\text{екв}}(\text{ОН})$ $M_{\text{екв}}(\text{кислоти}) = M_{\text{екв}}(\text{Н}) + M_{\text{екв}}(\text{кисл. зал.})$ $M_{\text{екв}}(\text{солі}) = M_{\text{екв}}(\text{осн.зал.}) + M_{\text{екв}}(\text{кисл. зал.})$	$\text{г} / \text{моль}$
Фактор еквівалент- ності	$f_{\text{екв}}$	$f_{\text{екв}}(\text{простої, реч.}) = 1/(n_{\text{ел-та}} \cdot B_{\text{ел-та}})$ $f_{\text{екв}}(\text{оксида}) = 1/(n_{\text{О}} \cdot B_{\text{О}})$ $f_{\text{екв}}(\text{кислоти}) = 1 / \text{основність}$ $f_{\text{екв}}(\text{основи}) = 1 / \text{кислотність}$ $f_{\text{екв}}(\text{солі}) = 1/(n_{\text{осн.зал.}} \cdot B_{\text{осн.зал.}}) =$ $1/(n_{\text{кисл. зал.}} \cdot B_{\text{кисл. зал.}})$, де n - кількість часток, B - валентність	безрозмірна одиниця
Молярний об'єм еквіваленту	$V_{\text{екв}}$	$V_{\text{екв}} = f_{\text{екв}} \cdot V_m$	$\text{м}^3 / \text{моль}$; $\text{л} / \text{моль}$

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 таскладної 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.

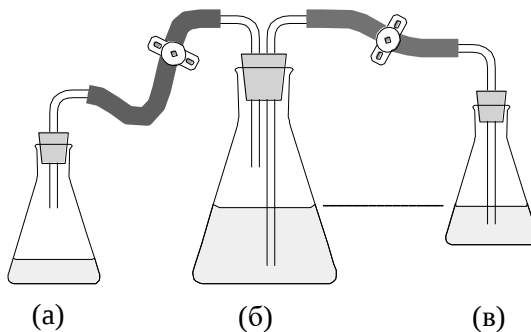
2. Реактиви: наважка металу; хлоридна кислота (15%).

2.4 Вказівки з техніки безпеки

1. Лабораторія повинна міститися в чистоті.
2. До місця роботи 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, скляним посудом.

2.5 Порядок проведення лабораторної роботи

1. Зібрати прилад за рисунком

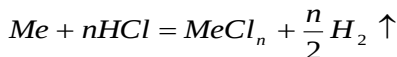


2. Перевірити прилад на герметичність: обережно від'єднати реакційну колбу (а) і, знявши затискач з гумової трубки, заповнити трубку водою з аспіратора (б) і затиснути затискачем.

3. В реакційну колбу налити 10 – 15 мл 15% 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 зміряти об'єм води, витісненої із аспіратора у приймач.



6. Результати вимірювань записати по формі:

- Маса металу m_{Me} , г ;
- Об'єм водню, який витіснено V_{H_2} , мл ;
- Температура t , °C ;
- Абсолютна температура T , K ;
- Атмосферний тиск $P_{атм}$, мм рт.ст. ;
- Тиск насиченої водяної пари при температурі дослідів P_{H_2O} , мм рт.ст. ;
- Тиск водню, $P_{H_2} = P_{атм} - P_{H_2O}$, мм рт.ст. ;
- Універсальна газова стала $R = 62360 \frac{\text{мл} \cdot \text{мм рт.ст.}}{\text{моль} \cdot \text{K}}$.

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

1) Розрахувати масу водню, який витіснено, m_{H_2} по рівнянню Менделєєва - Клапейрона $p \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$, а потім на основі закону еквівалентів розрахувати молярну масу еквіваленту металу $M_{екв}(Me)$.

2) Привести об'єм водню, який витіснено, до нормальних умов за рівнянням: $V_{H_2}^0 = \frac{V_{H_2} \cdot P_{H_2} \cdot T^0}{P^0 \cdot T}$ та за відомим еквівалентним об'ємом водню, розрахувати молярну масу еквіваленту металу $M_{екв}(Me)$.

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

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

2.6. Зміст звіту

2.6.1 Назва роботи.

2.6.2 Мета роботи.

2.6.3 Вивчення загальних відомостей.

2.6.4 Виконання завдань для самостійного розв'язання.

2.6.5 Аналіз досліду, математична обробка результатів експерименту.

2.6.6 Висновки

Лабораторна робота № 3 ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

Мета роботи: навчитися визначати ступені окислення елементів та складати рівняння окислювально-відновних реакцій.

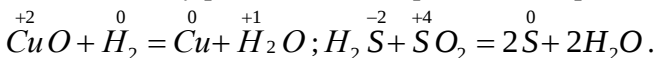
3.1 Загальні відомості

Загальні відомості до даної лабораторної роботи містять матеріали, що викладено в джерелах [1-8].

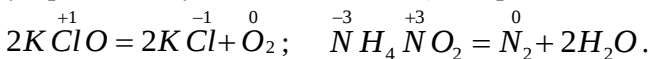
3.1.1 Окислення і відновлення. Класифікація окисно-відновних реакцій.

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

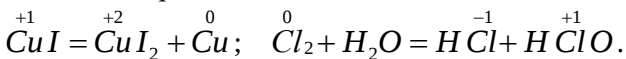
1. *Міжмолекулярні реакції*. Ступінь окиснення змінюють атоми, що входять до складу різних вихідних речовин, наприклад:



2. *Внутрішньомолекулярні реакції*. Атоми, що змінюють ступінь окиснення, входять до складу однієї сполуки (іноді це атоми одного елементу 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 самоокислення – самовідновлення характерні для речовин, що містять атоми з проміжними ступенями окиснення).

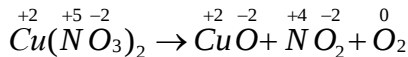
3.1.2 Метод електронного балансу

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.

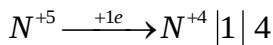
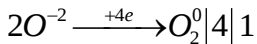


2. Визначити, які атоми змінюють ступінь окиснення.



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

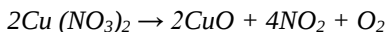
3. Скласти електронні рівняння процесів окиснення та відновлення. Підібрати коефіцієнти в цих схемах так, щоб загальне число електронів, які віддає відновник, дорівнювало загальному числу електронів, що приєднує окисник.



4. Розставити знайдені коефіцієнти у молекулярному рівнянні.



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



3.2 Контрольні запитання

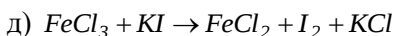
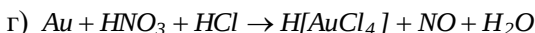
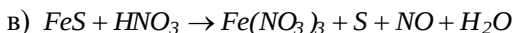
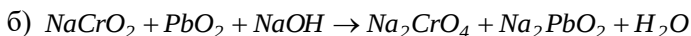
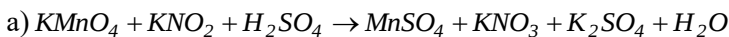
3.2.1 Відповісти на запитання та виконати завдання

3.2.1.1. Які реакції називають окисно-відновними? Що таке окисники, відновники, процеси окиснення, відновлення?

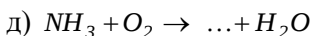
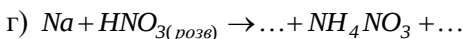
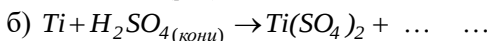
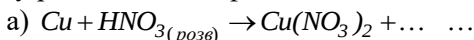
3.2.1.2. Які із сполук $KMnO_4$, Br_2 , $K_2Cr_2O_7$, Zn , H_2S , H_2O_2 , $NaNO_2$, SO_3 , KI , $FeSO_4$ здатні бути тільки окисниками, які тільки відновниками, які здатні виявляти і окисні і відновні властивості в залежності від умов реакцій?

3.2.1.3. Привести приклади ОВР, що протікають в природі, в промисловості.

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



3.2.1.5. Закінчити рівняння реакцій, за допомогою електронного балансу розставити коефіцієнти, вказати окислювач 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 з техніки безпеки

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

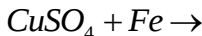
3.5 Порядок проведення лабораторної роботи

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 ошук, або опустити залізний цвях.

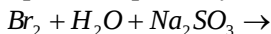


в) Одержати осад манган (II) гідроксиду, діючи лугом на розчин манган (II) сульфату. Спостерігати, як під дією кисню повітря гідроксид окиснюється до бурого манган (IV) оксиду.



Дослід 2. Складні іони в окисно-відновних процесах.

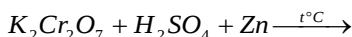
а) У пробірку з бромною водою (1 – 2 мл) додати натрій сульфїту до повного знебарвлення розчину.



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 сульфїту 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 – 6хвилин. Після того, як друга пробірка охолоне, додати в обидві 1 – 2мл 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

3.6.1 Назва роботи.

3.6.2 Мета роботи.

3.6.3 Вивчення загальних відомостей.

3.6.4 Виконання завдань для самостійного розв'язання.

3.6.5 Аналіз хімічних дослідів.

3.6.6 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

Загальні відомості до даної лабораторної роботи містять матеріали, що викладено в джерелах [1-8].

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

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

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 – $\Delta H_{298(утв)}^0$ або ΔH_f^0 (f – утворення, від англ. formation). (Додаток Б).

Згідно закону Гесса тепловий ефект хімічної реакції

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

(n – коефіцієнти рівняння).

$$\Delta H_f^0 \text{ простих речовин, стійких у стандартному стані} = 0.$$

Більшість процесів ґрунтується на двох явищах, які відбуваються одночасно: зміні упорядкування системи і передаванні енергії. Мірою неупорядкованості системи є ентропія (S). 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:

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

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) $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

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

$\Delta G_{p-цїї}$ 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 ($V_{p-цїї}$) визначають як зміну концентрації (ΔC) реагуючих речовин, або продуктів реакції в одиницю часу ($\Delta \tau$).

$$V_{p-цїї} = \Delta C / \Delta \tau \text{ (моль/л·с)}$$

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 $aA_{(c)} + bB_{(c)} = cC_{(c)} + dD_{(c)}$, швидкість хімічної реакції дорівнює:

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

де k – константа швидкості, чисельно дорівнює $V_{p-цїї}$, якщо $C_A = C_B = 1 \text{ моль/л}$ (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.

$$V_{p-цїї}^{II} = V_{p-цїї}^I \cdot \gamma^{\frac{t'' - t'}{10}}$$

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

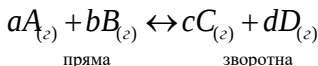
3) *використання спеціальних речовин*, які змінюють $V_{p-цїї}$, цей процес називається каталізмом; речовини які збільшують $V_{p-цїї}$ називаються каталізаторами, а які зменшують $V_{p-цїї}$ – інгібіторами.

4) *природа реагуючих речовин* – будова атомів, будова молекул, 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: $V_{np.p-цїї} = k_1 C_A^a \cdot C_B^b$,
 $V_{np.p-цїї} = k_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b$

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

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

K_p – константа рівноваги

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

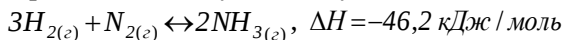
У випадку хімічної реакції між газоподібними речовинами K_p процесу можна виразити за допомогою парціальних тисків (P) газів, що беруть участь у реакції

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

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. Контрольні запитання

4.2.1..Відповісти на запитання

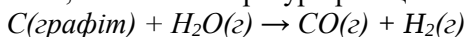
4.2.1.1. Як можна теоретично розрахувати та експериментально визначити: а) тепловий ефект хімічної реакції; б) швидкість хімічної реакції?

4.2.1.2. Привести приклади рівнянь необоротних реакцій, що протікають з утворенням слабких електролітів, газоподібних речовин; оборотних реакцій.

4.2.1.3. Охарактеризувати фактори та закономірності протікання хімічних процесів.

4.2.2. Розв'язати задачі

4.2.2. 1. Визначити, за якої температури реакція:



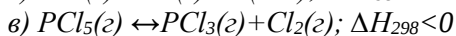
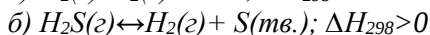
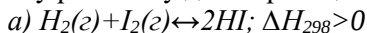
стає термодинамічно можливою ($G_{298} \leq 0$)

(980 K)

4.2.2.2. У скільки разів збільшиться швидкість реакції при збільшенні температури від 50 C до 90 C? Температурний коефіцієнт реакції дорівнює 2,5.

(39,06)

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



4.2.3 Виконати завдання

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

№ п/п	Вихідні речовини		Продукти реакції		T, K
	A	B	C	D	
1	$N_2O_{(г)}$	$NH_{3(г)}$	$H_2O_{(л)}$	$N_{2(г)}$	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	$NH_{3(г)}$	$H_2SO_{4(л)}$	$(NH_3)_2SO_{4(к)}$	-	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	$NaNO_{3(к)}$	$H_2SO_{4(л)}$	$HNO_{3(л)}$	$Na_2SO_{4(к)}$	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	$CaO_{(к)}$	$HCl_{(г)}$	$CaCl_{2(к)}$	$H_2O_{(л)}$	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 з 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. Наслідки експерименту:

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

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

Кінцева температура – $t_2 = 2^\circ \text{C}$.

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_p – 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: $m = m_2 - m_1 = 100,1 - 50,1 = 50$ г

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

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

Перераховуємо її на один моль та виражаємо в кДж.

$$q = 25/1000 = 0,025 \text{ моль,}$$

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

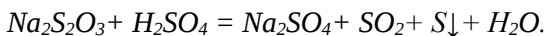
(Теоретичне значення цього теплового ефекту = 56,5 кДж/моль).

Відносну 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 досліду приготувати в трьох пробірках рівні об'єми розчинів різної концентрації, додати у дві пробірки воду, як показано в таблиці:

Таблиця 4.5.1 Результати кінетичних досліджень

№ про бірк и	Кількість крапель розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Кількість крапель H_2O	Кількість крапель розчину H_2SO_4	Умовна концентрація	Час ходу реакції с	Швидкість реакції, у.о.
--------------	---	--	---	---------------------	--------------------	-------------------------

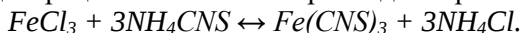
1	4	8	1	1C	125	$1/125 = 0,008$
2	8	4	1	2C	63	$1/63 = 0,016$
3	12	-	1	3C	50	$1/50 = 0,02$

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 по черзі 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.

1C 2C 3C C, у.о.

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.

У 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

4.6.1 Назва роботи

4.6.2 Мета роботи.

4.6.3 Вивчення загальних відомостей

4.6.4 Виконання завдань для самостійного розв'язання

4.6.5 Аналіз хімічних дослідів.

4.6.6 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

Загальні відомості до даної лабораторної роботи містять матеріали, що викладено в джерелах [1-8].

5.1.1 Електродні потенціали. Гальванічні елементи.

Устрій 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 перетинкою, 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 $E_{(q)}$. Звичайно, за електрод порівняння беруть водневий, нульовий електрод, занурений в 1M розчин H_2SO_4 при $T = 298\text{ K}$, $P = 101,3\text{ кПа}$ (стандартні умови), його електродний потенціал $E_{H_2/2H^+}^0 = 0\text{ В}$.

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:

$$E_{PC}(\Delta E) = E_K - E_A$$

$$\Delta G = -nF\Delta E$$

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

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

5.1.2 Електроліз

Процес протікання окислювально-відновних реакцій під дією постійного електричного струму в розчинах або розплавах електролітів називається електролізом.

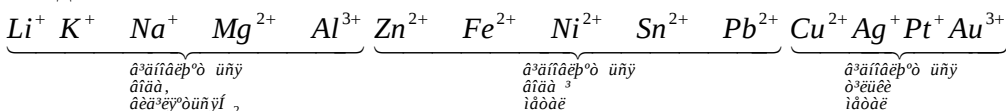
На *катоді* протікають процеси відновлення:



На *аноді* протікають процеси окиснення:



Для розповсюджених *катіонів* існує такий ряд розрядження на катоді



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, А;

τ – час, с;

m – маса речовини, г;

$M_{екв}$ – молярна маса еквівалента, г/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

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

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

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

5.2 Контрольні запитання

5.2.1. Відповіді на 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. Витіснення водню із кислот металами

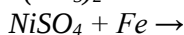
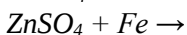
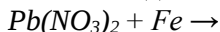
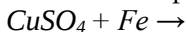
У чотири пробірки налити по 4-5 крапель 2N розчину хлоридної кислоти і помістити в них по шматочку магнію, цинку, заліза і міді. Які з цих металів витісняють водень із кислоти? Написати рівняння реакцій в молекулярному та йонному вигляді. Показати в кожному випадку перехід електронів і роль металів.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

Із розчинів яких солей залізо витісняє метал? Написати рівняння в молекулярній та йонній формах. Назвати окисник та відновник.



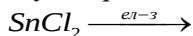
Дослід 3. Виготовлення мідно-цинкового гальванічного елементу (елементу Якобі-Даніеля)

В одну склянку налити 1М розчину цинк сульфату і занурити в нього цинкову пластинку, в другу склянку налити 1М 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

5.6.1. Назва роботи.

5.6.2. Мета роботи.

5.6.3. Вивчення загальних відомостей

5.6.4. Виконання завдань для самостійного розв'язання.

5.6.5. Аналіз дослідів.

5.6.6. Висновки.

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

Загальні відомості до даної лабораторної роботи містять матеріали, що викладено в джерелах [1-8].

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.

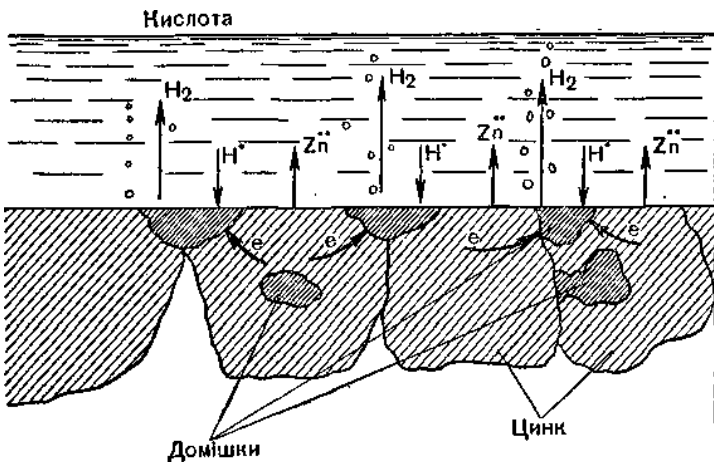


Рисунок 6.1 - Розчинення цинку у кислоті

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.

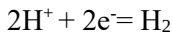
При електрохімічній корозії найбільш розповсюдженим окисниками є розчинений в нейтральному або лужному середовищі кисень і катіони гідрогену в кислому середовищі.

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



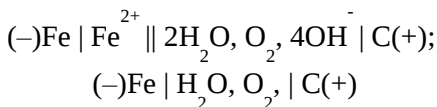
Таким чином, деполяризація здійснюється за рахунок розчиненого кисню, прискорюється руйнування металу за рахунок корозії з кисневою деполяризацією

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:



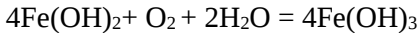
Корозія заліза є результатом роботи цього елемента. При корозії заліза ідуть наступні процеси:



катодне відновлення: $O_2 + 2H_2O + 4e = 4OH^-$

загальне рівняння корозії: $2Fe + O_2 + 2H_2O = 2Fe(OH)_2$

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 і 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

6.2.1. Дайте визначення явища корозії.

6.2.2. Пояснити відмінності механізмів хімічної та електрохімічної корозії.

6.2.3. Перелічити можливі причини виникнення різниці потенціалів між різними частинами поверхні металів і металевих конструкцій, занурених у розчин електроліту.

6.2.4. Написати рівняння анодних та катодних процесів, які відбуваються під час корозії вуглецевої сталі у водному розчині сульфатної кислоти та нейтральному водному розчині натрій хлориду.

6.2.5. Дати визначення явища пасивації. Перерахувати основні елементи, які входять до складу легованих сталей.

6.2.6. 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 з техніки безпеки

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

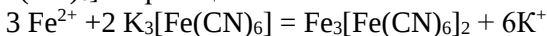
6.5 Порядок проведення лабораторної роботи

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.

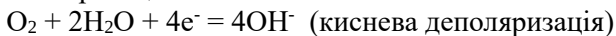
2. Додати в кожную пробірку по 2 краплини розчину калій гексаціаноферату (III) $K_3[Fe(CN)_6]$ та перемішати.

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» $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$ 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 кожную 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 10 краплин розчину фенолфталеїну та 10 крапель розчину калій гексаціаноферату (III) $K_3[Fe(CN)_6]$ 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

- 6.6.1. Назва роботи.
- 6.6.2. Мета роботи.
- 6.6.3. Вивчення загальних відомостей
- 6.6.4. Виконання завдань для самостійного розв'язання.
- 6.6.5. Аналіз дослідів.
- 6.6.6. 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

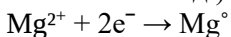
Загальні відомості до даної лабораторної роботи містять матеріали, що викладено в джерелах [1-8].

7.1.1 Деякі властивості металів

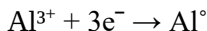
Магній, алюміній і титан сріблясто-білі, легкі, пластичні метали, легко піддаються механічній обробці. Сплави магнію, алюмінію, титану займають перше місце по використанню їх як легких конструкційних матеріалів. Магній, алюміній, титан здатні утворювати сплави з цінними властивостями: легкі, тверді,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

7.1.2 Здобування

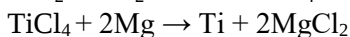
а) *Електрометалургійний спосіб* – електроліз розплавів солей (відновлення на катоді):



або



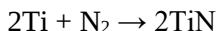
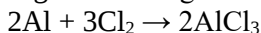
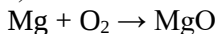
б) *Металотермічний спосіб* здобування титану:



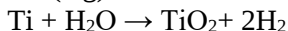
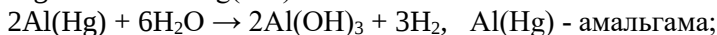
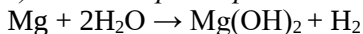
7.1.3 Хімічні властивості

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

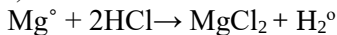
а) *з неметалами:*



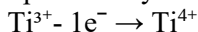
б) *з водою при нагріванні:*



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:



7.2. Контрольні запитання

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.

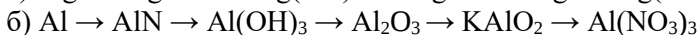
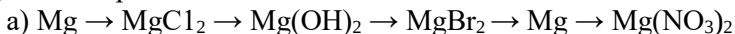
3. Навести рівняння реакцій, які відбуваються на електродах при електролітичному одержанні магнію.

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 з техніки безпеки

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

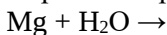
7.4 Реактиви та обладнання

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.

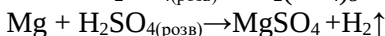
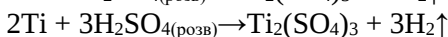
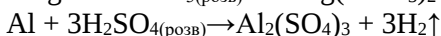
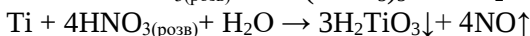
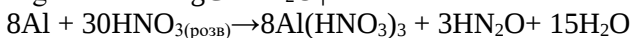
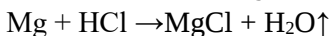
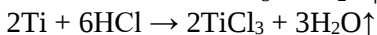
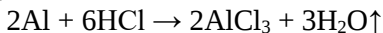
7.3 Хід роботи

Дослід 1. Властивості металічного магнію, алюмінію та титану

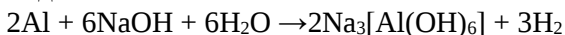
а) Відношення магнію до води. Стрічку магнію (1-2 см), добре очищену від магній оксиду наждачним папіром, занурити у пробірку з 5-7 краплями дистильованої води. Пробірку закріпити в штативі, відзначити відсутність реакції при кімнатній температурі і нагріти. Слідкувати за змінами, охолодити і додати 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:



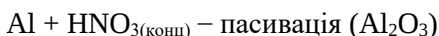
б) Відношення магнію, алюмінію та титану до кислот та лугів. Провести реакції взаємодії магнію, алюміній, титану з розведеними кислотами: хлоридною, сульфатною, нітратною без нагріву та з нагріванням. Що відбувається з магнієм, алюмінієм, титаном? Який газ виділяється в кожному випадку? Скласти рівняння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



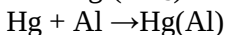
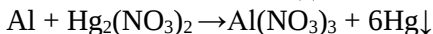
в) Пасивування алюмінію. Шматочок алюмінієвого дроту, зачищеного наждачним папером, занурити в пробірку з 5-10 краплями концентрованої нітратної кислоти. Чи реагує алюміній з концентрованою нітратною кислотою?



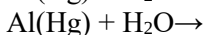
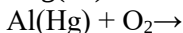
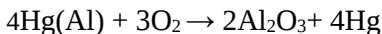
Через 2-3 хв. вилити кислоту з пробірки і обережно, не струшуючи металу, промити його водою, після чого внести в пробірку 5-10 крапель концентрованої хлоридної кислоти. Чи реагує алюміній з хлоридною кислотою? Відзначити пасивуючу дію концентрованої нітратної кислоти на алюміній.

г) Корозія алюмінію. Алюмінієва платівка з водою не реагує. Якщо поверхню алюмінієвої платівки змочити розчином $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ 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:

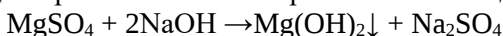


амальгама

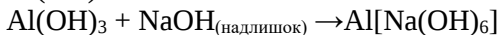
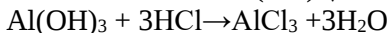
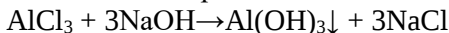


Дослід 2. Одержання магнію, алюмінію, титану гідроксидів і дослідження їх властивостей

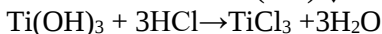
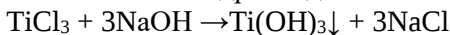
Одержати магній, алюмінію та титану гідроксиди дією лугу на солі Mg^{2+} , Al^{3+} , Ti^{3+} . Уникати надлишку лугу. Чому? Одержані осаді випробувати на амфотерність. Скласти рівняння відповідних реакцій. Зробити висновок про властивості гідроксидів.



Висновок: Магній гідроксид виявляє основні властивості.

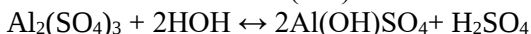
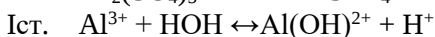
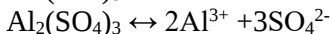
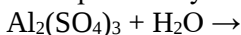


Висновок: Алюміній гідроксид виявляє амфотерні властивості.



Дослід 3. Гідроліз солей алюмінію

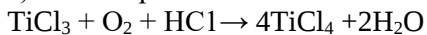
В пробірку з нейтральним розчином лакмусу (5-10 крапель) внести 2-3 краплі розчину алюмінія сульфату або нітрату. Відзначити зміну забарвлення лакмусу. Скласти в молекулярній та йонній формах рівняння першого ступеня гідролізу:



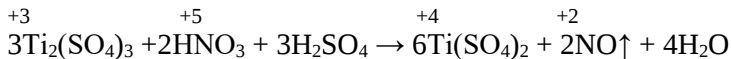
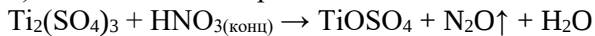
Дослід 4. Окиснення солей титану (III)

Окиснитийон 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

7.6.1. Назва роботи.

7.6.2. Мета роботи.

7.6.3. Вивчення загальних відомостей

7.6.4. Виконання завдань для самостійного розв'язання.

7.6.5. Аналіз дослідів.

7.6.6. Висновки.

РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

1. Глинка, Н. Л. Общая химия : Учебное пособие для вузов (под ред. Ермакова А.И.)- М. : Интеграл – Пресс, 2002. - 728 с.

2. Загальна та неорганічна хімія : Практикум (Слободяник М.С., Улько Н.В., Бойко К.М., Самойленко В.М.) - К. : Либідь, 2004. - 336 с.

3. Загальна хімія : Підручник (Григор'єва В.В., Самійленко В.М., Сич А.М., Голуб О.А., за ред. Голуба О.А.) - К. : Вища шк., 2009. - 471 с. : іл.

4. Кириченко, В. І. Загальна хімія : Навч. посіб. - К. : Вища шк., 2005. - 639 с.

5. Романова, Н.В. Загальна та неорганічна хімія : Підруч. для студ. вищ. навч. закл. - К. : Ірпінь : ВТФ “Перун”, 2007. – 480 с.

6. Романова, Н. В. Загальна та неорганічна хімія. Практикум : Навч. посібник. - Київ : Либідь, 2003. - 208 с.

7. Хімія : навчальний посібник (Ранський А. П., Євсєєва М. В., Гордієнко О. А., Звездецька Н.С.) - Вінниця : ВНТУ, 2012. - 147 с.

8. Методичні вказівки до лабораторних робіт з дисципліни "Хімія та основи екології" для студентів технічних спеціальностей денної та заочної форм навчання. / Укл.: Н.І. Пономаренко, Л.С. Осаул та інш. - Запоріжжя: ЗНТУ, 2018. - 64 с.