

Сумський державний університет

Кафедра загальної хімії

ЛАБОРАТОРНИЙ ЖУРНАЛ

з дисципліни *Загальна хімія*
студента(ки) 1 курсу факультету ЕЛІТ

група _____

Суми, 2018

Тематичний план вивчення дисципліни «Хімія»
 Спеціальність 14 Електрична інженерія (141 Електроенергетика,
 електротехніка та електромеханіка)

Лекції

Розділ	Тема	Обсяг, год	Посилання на літературу
1	ВСТУП. ОСНОВНИ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ		
1.1	Предмет хімії і її роль серед природознавчих наук	0,5	[1]
1.2	Основні поняття і закони хімії	1,5	[1]
2	БУДОВА АТОМА		
2.1	Історичні відомості про будову атома. Основи квантової моделі будови атома. Поняття про квантові числа.	2	[1], [2], [4]
2.2	Електронні структури атомів. Періодичний закон та періодична система елементів.	2	[1], [4]
3	БУДОВА МОЛЕКУЛ І КРИСТАЛІВ		
3.1	Загальні положення про хімічний зв'язок. Типи хімічного зв'язку.	1	[1], [3]
3.2	Основні положення методу валентних зв'язків. Поняття про гібридизацію. Форма молекул.	2	[1], [3]
3.3	Основні положення методу молекулярних орбіталів.	1	[1], [3]
3.4	Будова кристалів. Поняття про елементи симетрії, елементарної комірки, кристалічних сингоніях. Принцип найщільнішого упакування. Типи кристалічних ґраток. Дефекти кристалів.	2	[1]
3.5	Особливості та будова напівпровідникових матеріалів. Основи зонної теорії будови твердого тіла. Типи і характеристики напівпровідників. Власна і домішкова напівпровідимості. Складні напівпровідники.	2	[1], [4]
4	ТЕРМОДИНАМІКА ХІМІЧНИХ ПРОЦЕСІВ		
4.1	Перший та другий закони термодинаміки. Умови самовільності протікання реакцій та рівноваги.	1	[1], [2]
4.2	Основи термохімії. Розрахунки теплових ефектів хімічних реакцій	2	[1]
4.3	Хімічна рівновага	1	
5	КІНЕТИКА ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ		
5.1	Швидкість хімічних реакцій. Вплив концентрації і температури. Каталіз.	2	[1], [2]
6	ДИСПЕРСНІ СИСТЕМИ		
6.1	Поняття про дисперсні системи. Класифікація дисперсних систем. Розчини. Способи вираження складу розчинів.	2	[1]
7	РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ		
7.1	Загальні характеристики розчинів електролітів рН розчинів. Протікання необоротних реакцій. Гідроліз солей.	2	[1]
8	КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ		
8.1	Загальні уявлення про комплексні сполуки. Класифікація і номенклатура комплексних сполук. Ізомерія комплексних сполук. Дисоціація комплексних сполук.	2	[1]
9	ОСНОВИ ЕЛЕКТРОХІМІЇ		
9.1	Окисно-відновні реакції	2	[1], [3]
9.2	Електродні потенціали. Стандартні електродні потенціали. Ряд напруг металів. Гальванічні елементи. ЕРС гальванічних елементів.	2	[1]
9.3	Загальні поняття про електроліз. Застосування електролізу в промисловості і техніці. Загальні поняття про корозію. Хімічна і електрохімічна корозія. Методи захисту металів від корозію.	2	[1]

Лабораторні та практичні заняття

№	Назва теми	Кількість балів
1	Лабораторна робота «Правила роботи и ТБ в лабораторії. Лабораторне обладнання. Семінар: Основні поняття та закони хімії.	2
2	Практичне заняття: Основні поняття та закони хімії. Тестування по темі 1	3
3	Семінар: Будова атома. Періодичний закон.	
4	Практичне заняття: Будова атома. Періодичний закон. Тестування по темі 2	2
5	Семінар: Будова молекул і кристалів.	
6	Практичне заняття: Будова молекул і кристалів. Тестування по темі 3	2
7	Практичне заняття: Особливості та будова напівпровідникових матеріалів. Тестування по темі 3.5	2
8	Семінар: Термодинаміка хімічних процесів. Визначення теплових ефектів реакцій.	
9	Практичне заняття: Термодинаміка хімічних процесів. Визначення теплових ефектів реакцій. Тестування по темі 4	3
10	Лабораторна робота «Швидкість хімічних реакцій» і «Хімічна рівновага».	2
11	Практичне заняття: «Швидкість хімічних реакцій» і «Хімічна рівновага». Тестування по темі 5.	2
12	Лабораторна робота «Приготування розчинів заданої концентрації». Тестування по темі 6.1	2
13	Практичне заняття: Розчини. Тестування по темі 7.1	3
14	Практичне заняття: Окисно-відновні реакції. Тестування по темі 9.1	
15	Лабораторна робота «Електрохімічні процеси».	2
16	Практичне заняття: Електрохімічні процеси». Тестування по темі 9.2 і 9.3	3
	Відвідування аудиторних занять	16
	Оформлення лабораторних робіт	6
	Засвоєння теоретичного матеріалу та комплексна перевірка практичних навичок	54
	Розрахунки (ОДЗ)	24
	РАЗОМ	100

Шкала для підсумкової оцінки знань

Шкала оцінювання ECTS	Чотирибальна національна шкала оцінювання	Рейтингова бальна шкала оцінювання
A	5 (відмінно)	$90 \leq RD \leq 100$
B	4 (добре)	$82 \leq RD < 89$
C		$74 \leq RD < 81$
D	3 (задовільно)	$64 \leq RD < 73$
E		$60 \leq RD < 63$
FX	2 (незадовільно)	$35 \leq RD < 59$
F		$RD < 34$

ЛІТЕРАТУРА

№ п/п	Навчально-методичний матеріал	Вид
1	Л. І. Марченко, С. Б. Большаніна, Ю. В. Ліцман, С. Ю. Лебедєв. Самостійна робота студентів при вивченні хімії [Електронний ресурс]. – Суми: СумДУ, 2013. – 569 с	Навчальний посібник
2	Рейтер Л.Г., Степаненко О.М., Басов В.П. Теоретичні розділи загальної хімії. –К.: Каравела, 2006. –304с.	Підручник
3	Кириченко В.І. Загальна хімія. –К.: Вища шк., 2005. –639с.	Навчальний посібник

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 1

ПРАВИЛА РОБОТИ В ЛАБОРАТОРІЇ. ЛАБОРАТОРНЕ ОБЛАДНАННЯ

МЕТА РОБОТИ: Ознайомлення з лабораторним обладнанням та набуття навичок роботи з лабораторним посудом в хімічній лабораторії.

ОБЛАДНАННЯ, ПОСУД ТА РЕАКТИВИ: лабораторний посуд, бюкс, бюретка, піпетка, вода дистильована.

Виконання роботи

1. Уважно вивчить правила поведінки в хімічній лабораторії, та правила техніки безпеки

Правила поведінки в хімічній лабораторії

1. Неухильно виконувати всі настанови методичних указівок і рекомендації викладача.
2. Робоче місце, яке закріплюється за студентом на весь час лабораторних робіт, повинно бути чистим. Після закінчення роботи хімічний посуд необхідно вимити, а робоче місце ретельно прибрати. Контроль за цим здійснюють чергові студенти, якізначаються старостою групи.
3. Під час проведення дослідів на лабораторних столах не повинно бути книжок, навчальних посібників, конспектів, сторонніх предметів.
4. Верхній одяг необхідно здати в гардероб. В лабораторіях працювати в халатах, бажано білих.
5. В лабораторіях забороняється голосно розмовляти, приймати їжу.
6. Необхідно обережно працювати з хімічним посудом, економно використовувати реактиви. Реактиви, які помилково взяті в надлишку, категорично забороняється виливати назад у склянку. Одразу після використання реактиву банку або склянку необхідно закрити і поставити на місце.
7. Розчини, які містять срібло і ртуть, необхідно зливати в спеціальні склянки. Необхідно збирати невикористані до кінця гранули цинку та інших металів.

Правила техніки безпеки:

1. Не пробувати на смак жодного хімічного реактиву.
2. Всі досліди з отруйними і їдкими речовинами слід проводити у витяжній шафі; гази, які виділяються під час реакції, потрібно нюхати, обережно подаючи рухом долоні газ від пробірки до себе.
3. При нагріванні реакційної суміші в пробірці останню потрібно тримати отвором від себе та інших студентів. Запобігаючи швидкому закипанню і викиду рідини, треба нагрівати пробірку рівномірно з усіх боків.
4. У випадку попадання бризок концентрованих розчинів кислот і лугів на лице або руки, їх треба негайно промити великою кількістю проточної води, а потім обробити уражене місце відповідно 2%-им розчином соди або 5% розчином оцтової кислоти.
5. Якщо реактив потрапив у вічі їх терміново треба промити водою і звернутись до лікаря.
6. При термічному опіку полум'ям пальника, гарячим предметом обпалене місце слід змочити міцним розчином перманганату калію.
7. Розчини після проведення дослідів не виливати в раковини, а збирати у відведений лаборантами посуд.
8. Про всі неординарні події в лабораторії треба негайно повідомити викладача.

2. Ознайомлення з лабораторним обладнанням.

Уважно ознайомтесь з лабораторним посудом, запам'ятайте як правильно його називати. Навчіться користуватися та правильно відміряти певні кількості дистильованої води різним мірним посудом. Запам'ятайте місце розташування хімічних реактивів та посуду в лабораторії.

Підпишіть представлені на рис. 1 об'єкти лабораторного обладнання

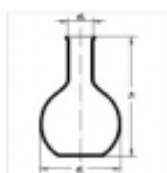
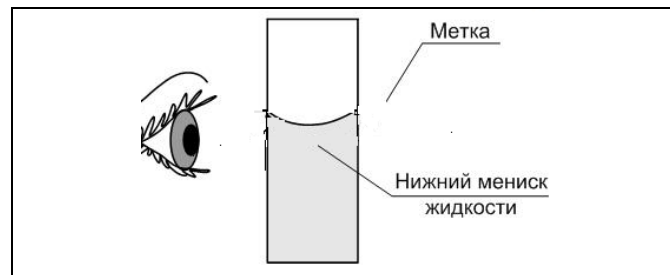




Рис. 1. Лабораторне обладнання

Покажіть на малюнку як правильно набирати порцію прозорої рідини в мірний посуд



ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 2

Тема: ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ. ХІМІЧНА РІВНОВАГА

МЕТА РОБОТИ: Освоїти закони кінетики та вміти їх застосовувати в практичних розрахунках.

ДОСЛІД 1 Вплив концентрації реагуючих речовин на швидкість реакції у гомогенній системі

Виконання роботи

1. Виконати тестовий дослід, для чого в пробірку внести 5-10 крапель 1н розчину натрію тіосульфату $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і 3-5 крапель 2н розчину H_2SO_4 . Спостерігати появу слабкої опалесценції і подальше помутніння розчину внаслідок утворення вільної сірки відповідно до реакції:



2. Приготувати три розчини натрію тіосульфату $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ різної концентрації, для чого в три сухі пробірки внести 1н розчин $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і дистильовану воду у кількості, вказаній в табл. 2.

3. В пробірку № 1 додати одну краплю 2н сульфатної кислоти H_2SO_4 і одночасно включити секундомір. За секундоміром виміряти час від моменту додавання сульфатної кислоти до появи у розчині помітної опалесценції. Дані занести до табл. 2.

4. Повторити таку ж саму операцію з другою та третьою пробірками. Дані занести у табл. 1.

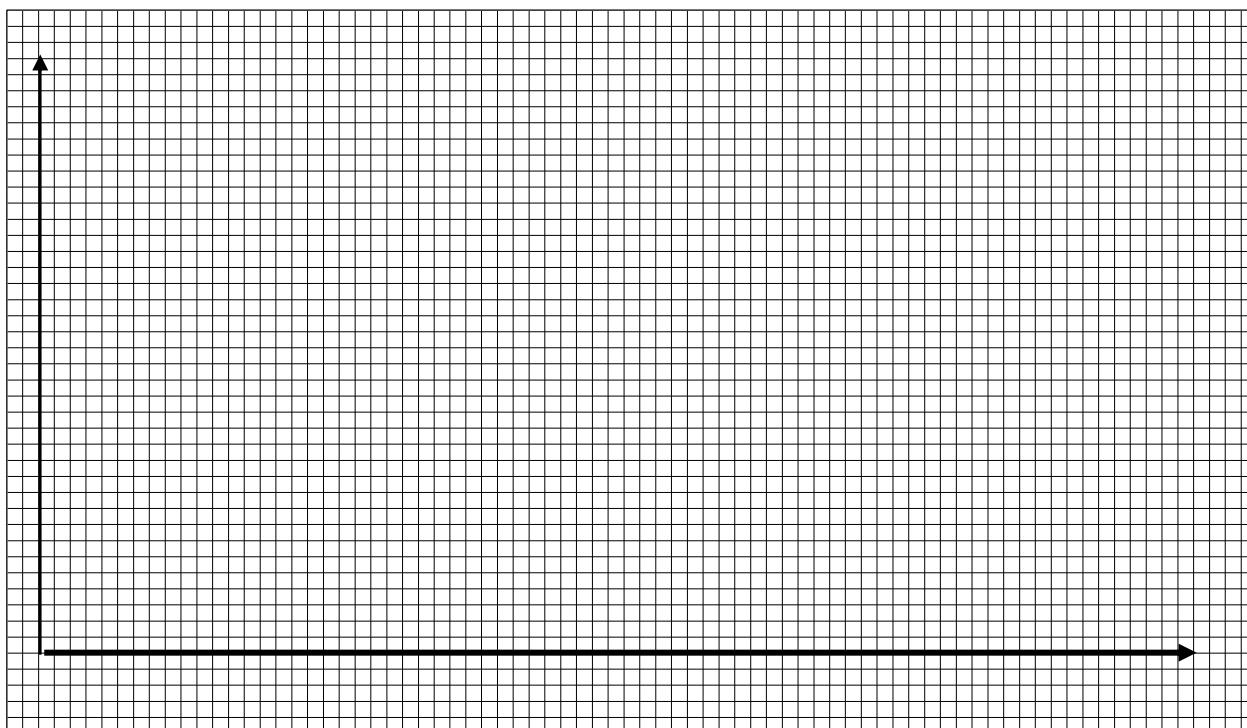
Таблиця 2.1 – Дані по вивченню впливу концентрації реагуючих речовин на швидкість реакції.

№ пробірки	Склад вихідного розчину, мл		Загальний об'єм розчину, мл	Відносна концентрація $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, моль/л	Час перебігу реакції, с	Умовна швидкість реакції, моль/с
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	$\text{H}_2\text{O}_{\text{дист.}}$				
1	0,5	1,5	2,0	1		
2	1,0	1,0	2,0	2		
3	1,5	0,5	2,0	3		

Запис даних дослідів

1. За одержаними даними розрахувати умовну швидкість реакції в кожній пробірці:

2. Вичертити графік залежності швидкості реакції від концентрації реагуючих речовин. Для цього на осі абсцис відкласти в певному масштабі відносні концентрації тіосульфату натрію, а на осі ординат – відповідні швидкості:



3.Зробити висновок про характер впливу концентрації тіосульфату натрію на швидкість його реакції з сульфатною кислотою

ДОСЛІД 2 Вплив температури на швидкість реакції у гомогенній системі

Виконання роботи

1. Попередньо у трьох пробірках приготувати розчин однакової концентрації, змішуючи 0,5 мл 2н розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ з 1,5мл дистильованої води.
2. Зібрати три термостати, для чого три стакани ємністю 200-250 мл заповнити водою кімнатної температури приблизно на $\frac{1}{2}$ об'єму, примістити в них термометри на 50°C і пробірки з розчином $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.
3. У термостати № 2 і № 3 долити гарячу воду, щоб підняти температуру відповідно на 10° і 20° вище, ніж у термостаті № 1.
4. Спостерігаючи за показанням термометрів, залишити термостати на декілька хвилин, щоб температура вмісту пробірок зрівнялася з температурою води у термостатах.
5. Не виймаючи пробірки з термостату № 1, додати до розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ одну краплю 2н сірчаної кислоти. За допомогою секундоміра виміряти час перебігу реакції від моменту додавання сульфатної кислоти до появи помітної опалесценції. Дані занести до табл. 3.
6. Повторити дослід з розчинами $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і H_2SO_4 у термостатах № 2 і № 3

Запис даних дослід

1. На основі одержаних результатів обчислити середнє значення швидкості реакції, та температурного коефіцієнту розглянутої реакції.

Таблиця 3 – Дані по вивченню залежності швидкості хімічної реакції від температури

№ термостату	Температура T, °C	Час перебігу реакції τ , сек	Концентрація C (моль/л)	Умовна швидкість, $v = \frac{C}{\tau}$, моль/л с	Температурний коефіцієнт $\gamma = \frac{v_2}{v_1} = \frac{v_3}{v_2} = \frac{v_3}{v_1}$
1			1		
2			1		
3			1		

2. Зробити висновок, як змінюється швидкість реакції при збільшенні температури? Чи підпорядковується ця реакція емпіричному правилу Вант-Гоффа?

ДОСЛІД 3 Вплив каталізатора на швидкість хімічної реакції

Виконання роботи

1. В пробірку внести 2 мл 0,5н розчину амонію роданіду NH_4CNS або калію роданіду KCNS і додати декілька крапель 0,5н розчину хлориду заліза(III) FeCl_3 до появи червоного забарвлення, що притаманний заліза(III) роданіду.

2. Розділити одержаний розчин на дві пробірки приблизно нарівно.

3. До однієї з них додати 1мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. За секундоміром відмітити час повного знебарвлення розчину внаслідок відновлення заліза(III) роданіду до роданіду заліза(II). При цьому тіосульфат окиснюється до натрію дитіонату $\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$.

4. У другу пробірку із заліза(III) роданідом спочатку додати одну краплину купрум(II), сульфату а потім – 1мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Початком реакції вважати момент додавання натрію тіосульфату. Виміряти час перебігу реакції в присутності купрум(II) сульфату.

Запис даних досліду

1. Записати рівняння реакцій:

--утворення заліза (III) роданіду

--взаємодії заліза (III) роданіду з натрію тіосульфатом

2. Розрахувати, у скільки разів реакція у другій пробірці протікає швидше, ніж у першій, вказати каталізатор.

3. Зробити висновок про роль каталізатора:

ДОСЛІД 4 Вплив концентрації реагуючих речовин на зміщення хімічної рівноваги

Виконання роботи

1. У пробірку внести по 20-25 крапель 0,0025н розчинів FeCl_3 та амонію роданіду NH_4CNS або калію роданіду KCNS . Суміш ретельно розмішати скляною паличкою і розділити приблизно нарівно по чотирьох пробірках.
2. Одну з них залишити як контрольний еталон, а в інші додати такі реактиви: у першу – одну краплину насиченого розчину FeCl_3 , у другу – 1 краплину насиченого розчину NH_4CNS , а в третю – декілька кристалів NH_4Cl .
3. Порівняти інтенсивність забарвлення одержаних розчинів відносно еталону.

Запис даних дослід

1. Написати рівняння оборотної реакції взаємодії між заліза(III) хлоридом і амонію роданідом:

2. Скласти вираз константи рівноваги:

3. Вказати:

а) які речовини у розчині перебувають у стані рівноваги:

б) в який бік зміщується рівновага в даній системі при внесенні:

Для кожного випадку записати свої спостереження про змінення забарвлення

FeCl_3 _____

NH_4CNS _____

NH_4Cl _____

4. Зробити висновок про вплив концентрації речовин на зміщення хімічної рівноваги:

ПРИГОТУВАННЯ РОЗЧИНІВ

МЕТА РОБОТИ: Навчитися способам встановлення концентрації розчину і приготування розчинів заданої концентрації.

ДОСЛІД 1 Приготування розчину

Виконання досліду

1. Обчислити масу $K_2Cr_2O_7$ і об'єм води, необхідні для приготування 50г розчину з масовою часткою, що дорівнює _____:

2. На терезах зважити розраховану кількість солі та за допомогою мірної бюретки відміряти необхідну кількість води.
3. Обережно пересипати наважку $K_2Cr_2O_7$ у хімічний стакан ємністю 100мл.
4. Вилити у циліндр відміряну воду і ретельно перемішати скляною паличкою до повного розчинення кристалів солі.
5. Перелити одержаний розчин у спеціальний циліндр і ареометром виміряти його густину.

Запис даних досліду

1.Вказати густину розчину з точністю до 0,001 г/мл:

$\rho_{\text{практ}} = \dots\dots\dots \text{г/мл}$.

2.Обчислити абсолютну Π і відносну σ погрішності, приймаючи до уваги, що теоретичне значення густину для розчину з масовою часткою _____ дорівнює $\rho_{\text{теор}} = 1, 0 \dots\dots\dots \text{г/мл}$:

3.Розрахувати молярну C_M , моляльну C_m і нормальну C_N концентрації одержаного розчину $K_2Cr_2O_7$:

4.Зробити висновки про зв'язок між різними способами вираження концентрації розчинів:

ОКИСНО-ВІДНОВНІ РЕАКЦІЇ

МЕТА РОБОТИ: Експериментально дослідити перебіг окисно-відновних реакцій.

ДОСЛІД 1 Розкладання амоній дихромату

Виконання роботи

У пробірку примістити декілька мікрошпателів амоній дихромату $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Нагрівати нижню частину пробірки протягом 0,5 хвилин. Спостерігати появу зелених пластівців хром(III) оксиду і виділення азоту разом з парами води.

Запис даних досліді

1. Написати рівняння реакції, що відбувається. Скласти електронний баланс і розставити коефіцієнти, зазначивши, який елемент є окисником, а який – відновником:



2. Зробити висновок, визначивши, до якого типу ОВР та чому належить дана реакція:

Висновок:

ДОСЛІД 2 Вплив середовища на перебіг окисно-відновних реакцій

Виконання роботи

- У три пробірки внести по 1-2 мл розчину калій перманганату KMnO_4 .
- Створити у кожній пробірці відповідне середовище, для чого у першу долити 1-2 мл сульфатної кислоти H_2SO_4 ($\text{pH} < 7$), у другу – таку ж кількість дистильованої води H_2O ($\text{pH} = 7$), а у третю – стільки ж розчину калій гідроксиду KOH ($\text{pH} > 7$).
- В усі три пробірки послідовно додати по 1-2 мікрошпателя кристалічного калій нітриту KNO_2 і перемішати до повного розчинення кристалів.
- Відмітити змінення забарвлення у кожному випадку.
- Залишити третю пробірку, в якій проходила реакція між KMnO_4 і KNO_2 у лужному середовищі, для наступного досліді.

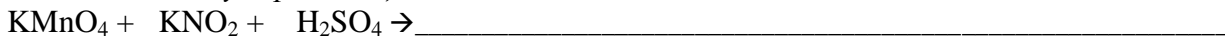
Запис даних досліді

1. Написати рівняння реакцій відновлення калій перманганату калій нітритом у кислому, нейтральному і лужному середовищі. Урахувати, по-перше, що калій нітрит в умовах досліді окиснюється до калій нітрату, а по-друге, що сполукам мангану залежно від його ступеня окиснення притаманні різні забарвлення:

- перманганат-аніон MnO_4^- у розведених розчинах має рожевий колір, а з підвищенням концентрації може змінюватися до фіолетового;
- іон Mn^{2+} в розчині безбарвний;
- манганат-аніон MnO_4^{2-} має яскраво зелене забарвлення;
- оксид MnO_2 – це нерозчинна сполука бурого кольору.

2. Скласти до кожної реакції електронний баланс, розставити коефіцієнти, вказати окисник і відновник, процеси окиснення і відновлення.

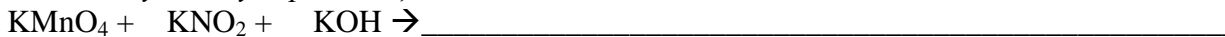
➤ У кислому середовищі:



➤ У нейтральному середовищі:



➤ У лужному середовищі:



3. Зробити висновок, яким чином реакція середовища розчину впливає на характер відновлення перманганат-аніону, та до якого типу належать розглянуті реакції.

Висновок:

ДОСЛІД 3 Диспропорціонування калій манганату

Виконання роботи

1. У пробірку №3, збережену після попереднього досліду, долити 1-2 мл дистильованої води і обережно струшувати декілька хвилин.
2. Спостерігати поступове зміння забарвлення розчину і випадіння осаду.

Запис даних досліду

1. Відмітити забарвлення:

розчину _____

осаду _____

2. Написати рівняння реакції диспропорціонування продукту відновлення калій перманганату в лужному середовищі та скласти електронний баланс:



3. У висновках пояснити, чому розглянута реакція належить до типу диспропорціонування.

Висновок:

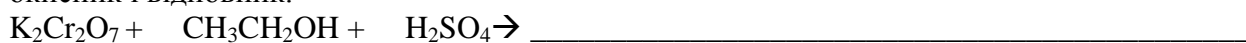
ДОСЛІД 4 Відновлення калій дихромату етиловим спиртом

Виконання роботи

1. Внести в пробірку 1-2 мл розчину калій дихромату $K_2Cr_2O_7$; долити туди 1-2 краплини концентрованої сульфатної кислоти.
2. Додати 2-3 краплин етилового спирту CH_3CH_2OH і спостерігати появу специфічного запаху та змінення забарвлення розчину.

Запис даних досліду

1. Написати рівняння реакції відновлення калій дихромату етиловим спиртом, який окиснюється до оцтового альдегіду CH_3CHO . Скласти електронний баланс, зазначивши окисник і відновник.



2. Пояснити, чим зумовлюється:

а) зміна забарвлення розчину (з якого на яке?)

б) поява запаху (якого саме?)

3. Зробити висновок про відновні властивості деяких органічних сполук.

Висновок:

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 5

ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ

МЕТА РОБОТИ: Експериментально дослідити роботу гальванічних елементів.

ДОСЛІД 1 Мідно-цинковий гальванічний елемент

Виконання досліду

1. Одну склянку заповнити 1М розчином $ZnSO_4$, а другу – 1М розчином $CuSO_4$.
2. Сполучити склянки, як показано на рис. 4, за допомогою електролітного містка 3, що містить насичений розчин KCl у суміші із агар-агаром.
3. Занурити у розчин $ZnSO_4$ цинкову пластинку, а у розчин $CuSO_4$ – мідну; з'єднати обидві пластинки металевою дратиною з гальванометром 4.
4. Спостерігати відхилення стрілки, що вказує на виникнення електричного струму внаслідок протікання електрохімічних процесів.

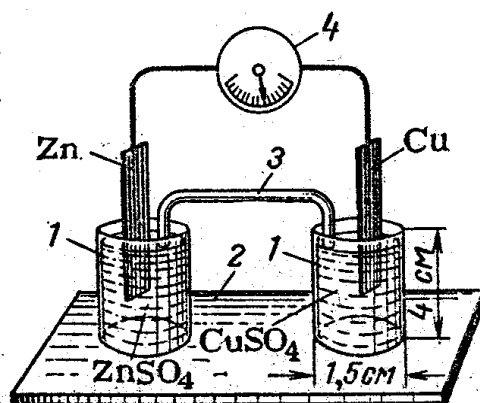


Рисунок 4 – Гальванічний елемент: 1 – склянки з розчинами солей; 2 – підстава; 3 – електролітний місток; 4 – гальванометр.

Запис даних досліду

1. Вказати, який електрод є анодом, а який – катодом. Чому?

2. Написати рівняння електродних процесів і сумарне рівняння хімічної реакції, внаслідок якої виникає електричний струм.

3. Визначити напрямок переміщення електронів у зовнішньому ланцюгу і напрямок переміщення іонів у розчинах.

4. Розрахувати теоретичне значення ЕРС (стандартний електродний потенціал $\varphi^{\circ}_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76\text{В}$, $\varphi^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = +0,34\text{В}$); і порівняти його з експериментально одержаною величиною.

5. У выводах зазначити причини, що можуть зумовлювати різницю між розрахованим і одержаним значенням ЕРС.

ДОСЛІД 2 Концентраційний гальванічний елемент

Виконання досліду

1. Наповнити склянки 1 (рис.4) розчинами ZnSO_4 різної концентрації: першу склянку – 1М ZnSO_4 , а другу – $0,01\text{М}$ ZnSO_4 .
2. З'єднати склянки електролітичним містком 3.
3. Занурити у кожну склянку цинкові пластинки і сполучити їх дротом з гальванометром 4.
4. Спостерігати відхилення стрілки.

Запис даних досліду

1. Обчислити теоретичні значення анодного і катодного потенціалів за рівнянням Нернста,

$$\varphi = \varphi^{\circ} + \frac{0,059}{n} \lg [Me^{n+}]$$

де φ° – стандартний електродний потенціал ($\varphi^{\circ}_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76\text{В}$), вважаючи концентрації електролітів такими: $[\text{Zn}^{2+}]_{\text{А}} = 0,01\text{М}$, $[\text{Zn}^{2+}]_{\text{К}} = 1\text{моль/л}$.

2. Написати схему концентраційного гальванічного елемента, відмітивши анод і катод, а також концентрації розчинів в яких вони знаходяться. Записати рівняння електродних процесів.

2. Обчислити ЕРС. Порівняти ЕРС з практично одержаною величиною.

3. В висновках зазначити за рахунок чого в концентраційному гальванічному елементі виникає електричний струм.

ДОСЛІД 3 Утворення гальванічних пар при хімічних процесах

Виконання досліду

1. Внести в пробірку 1мл 2 н сульфатної кислоти H_2SO_4 і гранулу цинку. Спостерігати виділення водню.
2. Доторкнутися мідним дротиком до цинку в пробірці. Як змінюється інтенсивність виділення водню? На якому металі виділяється водень?
3. Видозмінити дослід. Для цього з пробірки де знаходиться цинк прибрати мідний дротик, а в пробірку додати 5-6 краплин розчину $CuSO_4$. Спостерігати більш інтенсивне виділення водню в присутності $CuSO_4$. Що виділяється на поверхні цинкової гранули під час даної реакції?

Запис даних досліду

1. Записати рівняння реакцій що відбуваються при взаємодії цинку з розчином сульфатної кислоти, та в присутності $CuSO_4$

2. Скласти рівняння електродних процесів, що відбуваються при утворенні гальванічних пар.

3. У висновку пояснити причини більш інтенсивного виділення водню в присутності: а) мідного дротика; б) розчину $CuSO_4$

ДОСЛІД 4. Корозія оцинкованого і лудженого заліза

Виконання досліду

1. Внести в дві пробірки по 2 мл дистильованої води і додати в кожен по 1-2 краплин 2 н сульфатної кислоти H_2SO_4 і 1-2 краплини розчину $K_3[Fe(CN)_6]$.
2. Два залізні дротики зачистити наждачним папером. Обмотати одним залізним дротиком гранулу цинку, а іншим – гранулу олова і занурити їх в приготовлені розчини. Спостерігати появу синього забарвлення в одній з пробірок.

Запис даних досліджу

1. Записати рівняння електродних процесів, що відбуваються при корозії в кислому середовищі в гальванопарах : залізо – цинк; залізо – олово.

2. Пояснити, з виникненням яких іонів пов'язане синє забарвлення розчину? Вказати в якому випадку спостерігається корозія заліза. Пояснити причини такого явища.

3. У висновку зазначити, при локальному руйнуванні якого захисного покриття буде протікати корозія заліза? Як називається такий вид захисного покриття?
