Сумський державний університет

Кафедра загальної хімії

ЛАБОРАТОРНИЙ ЖУРНАЛ

з дисципліни *Загальна хімія*
студента 1 курсу факультету
технічних систем та енергоефективних технологій
група _____

_____

_____

Суми, 2017

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, встановлення найбільш точного мірного посуду.
ОБЛАДНАННЯ, ПОСУД ТА РЕАКТИВИ: електронні терези, лабораторний посуд, бюкс, бюретка, піпетка, вода дистильована.

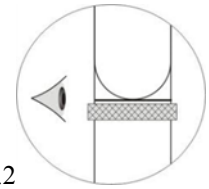
Виконання роботи

1. Ознайомлення з лабораторнім обладнанням.

Уважно ознайомтесь з лабораторним посудом, запам'ятайте як правильно його називати. Навчиться 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

Рисунок 1. Лабораторне обладнання

На малюнку (Рис 2)показано як правильно набирати порцію прозорої рідини в мірний посуд

Рис.2 	У висновку назвіть, яке лабораторне обладнання може бути використане для відмірювання певного об’єму чи певної маси рідини. Чи можна визначити масу рідини, якщо відомий її об'єм? Якій масі на вашу думку відповідає 10мл, 100мл, 1000мл води?

Висновок:

2. Мірний посуд

1. Установити і увімкнути електронні терези. (рис. 2) .

Рисунок 2. Ваги лабораторні електронні

2. Для встановлення найбільш точного мірного посуду, проведемо процедуру зважування 10 мл дистильованої води, що відбирають різним лабораторним обладнанням: мірним циліндром, піпеткою і бюреткою. Для цього фільтрувальним папером ретельно висушити пустий бюкс, в якій будемо виливати відібрану порцію води; зважити його масу, а одержані дані занести до таблиці. Якщо маса води в бюксі буде відповідати точно 10 гр, такий посуд буде найбільш точним.
3. *Мірним циліндром* відібрати точно 10мл дистильованої води, перелити її у бюкс і зважити. Результати занести до таблиці та розрахувати масу 10мл води, одміряної циліндром.
4. Воду вилити, бюкс знов висушити.
5. Дослід повторити 2-3 рази і обчислити середнє значення маси 10мл води, виміряної мірним циліндром.
6. Відібрати *бюреткою* 10 мл дистильованої води і зважити її у бюксі, як описано вище.
7. Після висушування бюксу таку ж саму операцію повторити з 10 мл дистильованої води, *відміряної піпеткою*.
8. По закінченні роботи убрати робоче місце.

Запис даних досліду

1.Розрахувати значення абсолютної погрішності П та відносної погрішності σ, вважаючи теоретичну масу дистильованої води: $m_{теор.} = 10{,}00$ г.

$$П = |m_{теор.} - m_{практ.}|; \qquad \sigma = \frac{П}{m_{теор}} \cdot 100\%$$

Таблиця 1 – Дані зважування 10мл дистильованої води, що була відміряна циліндром, бюреткою та піпеткою. Маса пустого бюкса: $\mathbf{m_{бюкса.}}$ **=** …… **г.**

№	Циліндр		Бюретка		Піпетка	
	$m_{бюкса}$ з водою	$m_{води}$	$m_{бюкса}$ з водою	$m_{води}$	$m_{бюкса}$ з водою	$m_{води}$
1						
2						
3						
$m_{сер.}$						
П						
σ						

2.На основі одержаних результатів зробити висновок, яка мірна посудина є найбільш точною:

_____

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №2

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 $(NH_4)_2Cr_2O_7$. Нагрівати нижню частину пробірки протягом 0,5 хвилин. Спостерігати появу зелених пластівців хром(III) оксиду і виділення азоту разом з парами води.

Запис даних досліду

1. Написати рівняння реакції, що відбувається. Скласти електронний баланс і розставити коефіцієнти, зазначивши, який елемент є окисником, а який – відновником:
$(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow$ _____
_____
_____

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

1. У три пробірки внести по 3-4 краплини розчину калій перманганату $KMnO_4$.
2. Створити у кожній пробірці відповідне середовище, для чого у першу долити 2-3 краплини сульфатної кислоти H_2SO_4 (pH<7), у другу – таку ж кількість дистильованої води H_2O (pH=7), а у третю – стільки ж розчину калій гидроксиду KOH (pH>7).
3. В усі три пробірки послідовно додати по 1-2 мікрошпателя кристалічного калій нітриту KNO_2 і перемішати до повного розчинення кристалів.
4. Відмітити змінення забарвлення у кожному випадку.
5. Залишити третю пробірку, в якій проходила реакція між $KMnO_4$ і KNO_2 у лужному середовищі, для наступного досліду.

Запис даних досліду

1. Написати рівняння реакцій відновлення калій перманганату калій нітритом у кислому, нейтральному і лужному середовищі. Урахувати, по-перше, що калій нітрит в умовах досліду 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;
- 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*:

$KMnO_4 + KNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow$_____
_____

_____
_____

- *У нейтральному середовищі*:
  $KMnO_4 + KNO_2 + H_2O \rightarrow$_____

_____
_____
_____

- *У лужному середовищі*:
  $KMnO_4 + KNO_2 + KOH \rightarrow$_____

_____
_____
_____

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 змінення 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:

$K_2MnO_4 + H_2O \rightarrow$_____

_____
_____
_____

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 5-6 краплин розчину калій дихромату $K_2Cr_2O_7$; долити туди 2-3 краплини концентрованої сульфатної кислоти густиною 1,84г/мл.

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.

$K_2Cr_2O_7 +$ $CH_3CH_2OH +$ $H_2SO_4 \rightarrow$ _____

_____

_____

_____

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 №3

ХІМІЧНА КІНЕТИКА І 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.Приготувати ***три розчини*** *тіосульфату натрію* $Na_2S_2O_3$ різної концентрації, для чого в три сухі пробірки внести 1н розчин $Na_2S_2O_3$ і дистильовану воду у кількості, вказаній в табл. 2.

2.В пробірку № 1 додати одну краплю 2н сульфатної кислоти H_2SO_4 і одночасно включити секундомір.

3. За секундоміром виміряти час від моменту додавання сульфатної кислоти до появи у розчині помітної опалесценції. Дані занести до табл. 1.

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

Таблиця 1 – Дані по вивченню впливу концентрації реагуючих речовин на швидкість реакції.

№ пробірки	Склад вихідного розчину, краплини		Загальний об'єм розчину, мл	Відносна концентрація $Na_2S_2O_3$, моль/л	Час перебігу реакції, с	Умовна швидкість реакції, моль/с
	$Na_2S_2O_3$	$H_2O_{дист.}$				
1	5	15	20	1		
2	10	10	20	2		
3	15	5	20	3		

Запис даних досліду

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

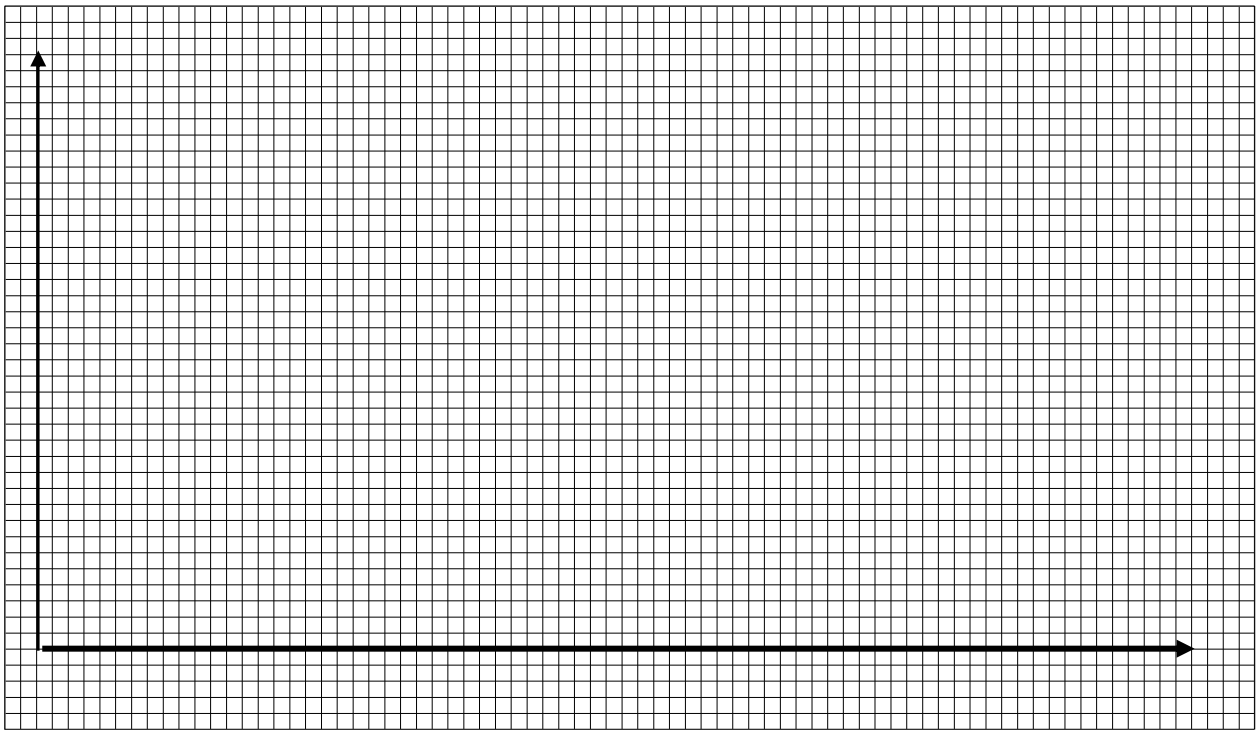
_____

_____

_____

_____

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 дві пробірки приготувати розчин однакової концентрації, змішуючи 5 краплин 2н розчину $Na_2S_2O_3$ з 15 краплин дистильованої води.
2.Зібрати два термостати, для чого два стакани ємністю 200-250 мл заповнити водою кімнатної температури приблизно на ½ об'єму, помістити в них термометри на 50^oC і у термостати № 1 і № 2 долити гарячу воду, щоб підняти температуру відповідно на 10^o і 20^o вище, ніж кімнатна.
3. В термостати помістити дві пробірки з розчинами $Na_2S_2O_3$.
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 $Na_2S_2O_3$ одну краплю 2н сірчаної кислоти. За допомогою секундоміра виміряти час перебігу реакції від моменту додавання сірчаної кислоти до появи помітної опалесценції. Розрахувати умовну швидкість, приймаючи концентрацію $Na_2S_2O_3$ у всіх трьох пробірках рівною С. Дані занести до табл. 2.
6.Повторити дослід з розчинами $Na_2S_2O_3$ і H_2SO_4 у термостатах № 2

Запис даних досліду

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, °С	Час перебігу реакції τ, сек	Концентрація С (моль/л)	Умовна швидкість, $\upsilon = \frac{C}{\tau}$ моль/л с	Температурний коефіцієнт $\gamma = \frac{\upsilon_2}{\upsilon_1} = \frac{\upsilon_3}{\upsilon_2}$
1 2 3	t t + 10 t + 20	Див. дослід 1	1 1 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 роданіду амонію NH_4CNS або калію KCNS і додати декілька крапель 0,5н розчину хлориду заліза(III) $FeCl_3$ до появлення червоного забарвлення, що притаманний роданіду заліза(III).

2.Розділити одержаний розчин на дві пробірки приблизно нарівно.

3.До однієї з них додати 1мл розчину $Na_2S_2O_3$. За секундоміром відмітити час повного знебарвлення розчину внаслідок відновлення роданіду заліза(III) до роданіду заліза(II). При цьому тіосульфат окиснюється до дитіонату натрію $Na_2S_4O_6$.

4.У другу пробірку із роданідом заліза(III) спочатку додати одну краплину сульфату міді(II), а потім – 1мл розчину $Na_2S_2O_3$. Початком реакції вважати момент додавання тіосульфату натрію. Виміряти час перебігу реакції в присутності сульфату міді(II).

Запис даних досліду

1.Записати рівняння реакцій:

--утворення роданіду заліза (III)

_____

--взаємодії роданіду заліза (III) з тіосульфатом натрію

_____

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 роданіду амонію NH_4CNS або калію 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 досліду

1.Написати рівняння оборотної реакції взаємодії між хлоридом заліза(111) і роданідом амонію:

_____

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:
_____

_____

_____

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 4

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 техно-хімічних терезах зважити розраховану кількість солі та за допомогою мірного циліндру 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: $\rho_{практ}$ =.....г/мл.

2.Обчислити абсолютну П і відносну σ погрішності, приймаючи до уваги, що теоретичне значення густину для розчину з масовою часткою 0,05 дорівнює $\rho_{теор}$ =1, 0336г/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:

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 5

ЕЛЕКТРОХІМІЧНІ ПРОЦЕСИ

МЕТА РОБОТИ: Експериментально дослідити роботу гальванічних елементів, процеси при утворенні гальванічних пар та корозійні процеси

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 дротиною з гальванометром 4.
4.Спостерігати відхилення стрілки, що вказує на виникнення електричного струму внаслідок протікання електрохімічних процесів.

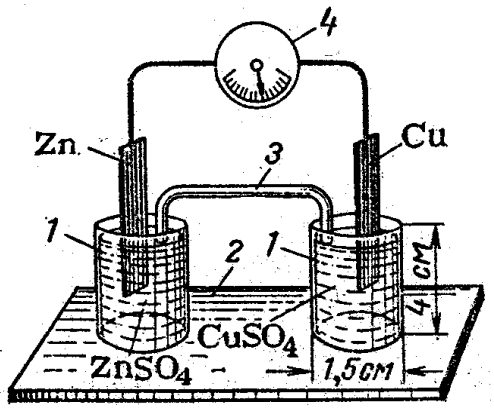


Рисунок 4 – Гальванічний елемент: 1 – склянки з розчинами солей; 2 – підстава; 3 – еклектролітичний місток; 4 – гальванометр.

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 $\varphi^{o}_{Zn2+/Zn}$= - 0,76В, $\varphi^{o}_{Cu2+/Cu}$= +0,34В); і порівняти його з експериментально одержаною величиною.

_____

_____

_____

5.У виводах 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 – 0,01М $ZnSO_4$.
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, вважаючи концентрації електролітів такими: $[Zn^{2+}]_A$ = 0,01М, $[Zn^{2+}]_K$=1моль/л.

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

де φ^o – стандартний електродний потенціал ($\varphi^{o}_{Zn2+/Zn}$= - 0,76В)
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 1 мл 2 н сульфатної кислоти H_2SO_4 і гранулу цинку. Спостерігати виділення газу 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 кожну 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 досліду

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?

_____

_____

_____

_____

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 6

КОМПЛЕКСНІ СПОЛУКИ

МЕТА РОБОТИ: Ознайомитися з різними типами комплексних сполук, їх властивостями, способами добування.

ДОСЛІД 1 **Одержання та дослідження комплексного аміакату міді**

Виконання роботи

1.Попередньо встановити склад розчину сульфату міді(II). Для цього у дві пробірки внести по 8-10 крапель розчину $CuSO_4$ концентрації 0,5-1,0моль/л. До однієї з них додати 2-3 краплі розчину $BaCl_2$ і спостерігати утворення осаду, відмітивши його забарвлення. У другу пробірку помістити шматочок олова й переконатися у виділенні на його поверхні червоного нальоту міді.

2.Одержати комплексні сполуки тетраамінміді(II). З цією метою у чисту пробірку влити 15-16 краплин розчину $CuSO_4$ і поступово додавати 25%-ний розчин аміаку до утворення осаду – основного сульфату міді(II). Зафіксувати його забарвлення, а потім і наступне змінення кольору при подальшому додаванні NH_4OH до повного розчинення осаду внаслідок утворення суміші добре розчинних сульфату і гідроксиду тетраамінміді.

3.Одержаний розчин розділити на дві пробірки і провести ті ж самі якісні реакції, що і з розчином $CuSO_4$. Упевнитися в утворенні осаду при додаванні до однієї з пробірок розчину $BaCl_2$ і у відсутності виділення вільної міді при внесенні у другу пробірку гранули олова.

Запис даних досліду

1. Вказати появу або змінення забарвлення у кожній пробірці.
Написати рівняння усіх проведених реакцій у молекулярній та іоній формах
а)взаємодії між сульфатом міді та хлоридом барію:

_____

_____

_____

б)взаємодії сульфату міді з оловом:

_____

_____

в)утворення осаду сульфату гідроксоміді при додаванні до сульфату міді однієї краплини гідроксиду амонію:

_____

_____

г)розчинення осаду сульфату гідроксоміді при додаванні до нього надлишку гідроксиду амонію (При складанні формул комплексних сполук координаційне число міді(II) прийняти рівним 4):

_____

_____

_____

2.З урахуванням того, що обидві комплексні сполуки є сильними електролітами, скласти рівняння електролітичної диссоціації та записати вираз константи нестійкості, який для комплексу тетраамінміді (II) дорівнює $2 \cdot 10^{-13}$:

_____

_____

3. У висновках зазначити, яка основа – проста чи комплексна – є більш сильною та чому:

_____
_____
_____
_____

ДОСЛІД 2 **Комплексні сполуки в реакціях обміну**

Виконання роботи

1.В дві пробірки внести по 4-5 крапель розчину $K_4[Fe(CN)_6]$.
2.До однієї з них додати таку ж кількість розчину $CuSO_4$.
3.До другої долити 4-5 крапель $Fe_2(SO_4)_3$. Спостерігати утворення осадів.

Запис даних досліду

1.Написати молекулярні та іоні рівняння виконаних реакцій, відмітити забарвлення осадів, дати назви:

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

2.Зробити висновок про поведінку комплексних сполук в обмінних реакціях:

_____
_____

ДОСЛІД 3 **Комплексні сполуки в окисно-відновних реакціях**

Виконання роботи

1.У пробірку внести 4-5 краплин 0,5н розчину $KMnO_4$, підкислити його H_2SO_4 і додати по краплям розчин $K_4[Fe(CN)_6]$ до знебарвлення розчину перманганату калію.

Запис даних досліду

1.Написати рівняння реакції окиснення калій гексаціанофераті(II) перманганатом калію в присутності сірчаної кислоти, скласти електронний баланс:

_____

_____

_____

_____

_____

2.Зробити висновок про вплив сильних окисників на комплексоутворювач:

_____

_____

ДОСЛІД 4 **Утворення гідроксокомплексів**

Виконання роботи

1.Внести у пробірку 0,5мл розчину $AlCl_3$, до нього по краплинам додавати 0,1н розчин NaOH. Спостерігати виділення осаду $Al(OH)_3$, а потім наступне його розчинення при додаванні надлишку NaOH.

2.Такий самий дослід провести при поступовому додаванні NaOH до розчину $ZnSO_4$.

3. Повторити аналогічний дослід з розчином $Cr_2(SO_4)_3$.

Запис даних досліду

1.Написати молекулярні та іонні рівняння реакцій одержання осаду$Al(OH)_3$ та подальшого його розчинення внаслідок утворення комплексної сполуки $Na_3[Al(OH)_6]$:

_____

_____

_____

_____

_____

2.Написати аналогічні рівняння реакцій, що відбуваються при взаємодії $ZnSO_4$ і NaOH.

_____

_____

_____

_____

_____

_____

3.Написати такі ж самі рівняння реакцій для випадку $Cr_2(SO_4)_3$ і NaOH.

_____

_____

_____

_____

_____

4.Написати рівняння електролітичної дисоціації однієї з комплексних сполук (на вибір), вторинної дисоціації комплексного іону та вираз для константи його нестійкості:

5.У висновках відзначити, які метали виявляють схильність до утворення гідроксокомплексів.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 7

МІДЬ ТА ЇЇ СПОЛУКИ

МЕТА РОБОТИ: Ознайомитися з хімічними властивостями міді та її сполук

ДОСЛІД 1 **Відношення міді до розведених і концентрованих кислот**

Виконання роботи

1.У три чисті пробірки помістити по невеличкому шматочку міді та долити у кожну по 1-2 мл розведених кислот: у першу – хлоридну HCl, у другу – сульфатну H_2SO_4 , в третю –нітратну HNO_3 . Уважно спостерігати, чи не з'явиться у розчині блакитне забарвлення, що буде свідчити про появу катіонів купрум (II).

2.Аналогічний дослід виконати з концентрованими розчинами тих самих кислот ($HCl_{(конц)}$, $H_2SO_{4(конц)}$, $HNO_{3(конц)}$) і встановити, з якими з них відбувається взаємодія міді.

Запис даних досліду

1.Відмітити забарвлення розчину, що утворився у пробірці з:

а) розведеною HNO_3_____

б) концентрованою H_2SO_4_____

в) концентрованою HNO_3_____

2. Чому мідь не взаємодіє з хлоридною кислотою будь-якої концентрації і розведеною сульфатною кислотою.

_____

_____

_____

3.Написати рівняння відповідних реакцій та розставити коефіцієнти методом електронного балансу, вважаючи, що концентрована сульфатна кислота відновлюється до сірчистого газу SO_2, розведена нітратна – до NO, а концентрована нітратна – до NO_2. Зазначити, що є окисником у реакції міді з такими кислотами

Cu + $H_2SO_{4(конц)}$ → _____

_____

_____

Cu + $HNO_{3(розв)}$ → _____

_____

_____

Cu + $HNO_{3(конц)}$→ _____

_____

_____

4.Зробити загальний висновок про відношення міді до розведених і концентрованих кислот.

Висновок _____

_____

_____

_____

ДОСЛІД 2 **Добування та дослідженння властивостей купрум(II) гідроксиду**

Виконання роботи

1.Налити у пробірку 1мл розчину купрум(II) сульфату і додати до нього таку ж кількість розчину лугу. Спостерігати появу осаду купрум(II) гідроксиду і зафіксувати його забарвлення.
2.Обережно нагріти пробірку з одержаним осадом до повного розкладання купрум(II) гідроксиду до купрум(II) оксиду.
3.Одержати у двох пробірках осад, як було вказано у п.1. До однієї долити невелику кількість соляної кислоти до повного розчинення осаду, а до іншої – надлишок концентрованого розчину лугу і відмітити свої спостереження.

Запис даних досліду

1.Відмітити забарвлення таких речовин:
$Cu(OH)_2$ _____

CuO _____

2.Написати молекулярне та йонно-молекулярне рівняння утворення купрум(II) гідроксиду
$CuSO_4 + NaOH \rightarrow$ _____

_____

_____

3.Скласти рівняння реакції розкладання купрум(II) гідроксиду

$Cu(OH)_2 \rightarrow$ _____

4.Написати молекулярні та йонно-молекулярні рівняння реакцій, що відбуваються при додаванні до осаду купрум(II) гідроксиду соляної кислоти і надлишку концентрованого лугу.
$Cu(OH)_2 + HCl \rightarrow$ _____

_____

_____

$Cu(OH)_2 + NaOH \rightarrow$ _____

_____

_____

4.Зробити висновок про спосіб добування та окремі властивості купрум(II) гідроксиду. Чи виявляє він амфотерність?

Висновок _____

_____

_____

_____

ДОСЛІД 3 **Добування основного купрум(II) карбонату**

Виконання роботи

1.У чистій пробірці змішати приблизно однакову кількість розведених розчинів купрум(II) сульфату і натрій карбонату і зафіксувати забарвлення осаду, що утворюється.

Запис даних досліду

1.Відмітити забарвлення осаду основного купрум(II) кабонату

_____

2. Який газ виділяється внаслідок реакції? _____

3.Написати молекулярну та йонно-молекулярну форму рівняння реакцій, що відбувається при взаємодії вихідних речовин за участю води.

$CuSO_4 + Na_2CO_3 + H_2O \rightarrow (CuOH)_2CO_3\downarrow +$_____

_____

_____

4.Зробити висновок щодо причини утворення основного купрум(II) карбонату у заданих умовах.

Висновок _____

_____

_____

_____

ДОСЛІД 4 **Окислювальні властивості купрум(II)-катіону**

Виконання роботи

1.У пробірці змішати приблизно по 0,5мл розчинів купрум(II) сульфату і калій йодиду і спостерігати появу жовтого забарвлення внаслідок утворення вільного йоду I_2.

2.У чисту пробірку відібрати невеличку кількість осаду і додавання краплини крохмалю довести наявність йоду.

3.До залишку осаду, що залишився у першій пробірці, долити декілька крапель натрій сульфіту, здатного відновити жовтий йод до безбарвного йодид-йону. Знебарвлення вільного йоду дає можливість встановити колір осаду купрум(I) йодиду.

Запис даних досліду

1.У який колір забарвлюється вміст пробірки при додаванні до нього крохмалю? Про що це свідчить? _____

2.Відмітити забарвлення купрум(I) йодиду.

_____

3. Написати рівняння та методом електронного балансу підібрати коефіцієнти для реакцій, що протікають:

а) внаслідок взаємодії купрум(II) сульфату з калій йодидом

$CuSO_4 + KI \rightarrow Cu_2I_2\downarrow +$ _____

_____

_____

б) при взаємодії натрій сульфіту з вільним йодом

$I_2 + Na_2SO_3 + H_2O \rightarrow$ _____

_____

_____

5.У висновку аргументуйте наявність окислювальних властивостей для катіонів купрум(II).

_____

_____

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 8

ЗАЛІЗО ТА ЙОГО СПОЛУКИ

МЕТА РОБОТИ: Дослідити хімічні властивості заліза та його сполук

ДОСЛІД 1 **Встановлення присутності катіонів ферум(II) і ферум (III) у розчинах**

а) Якісна реакція на йон Fe^{2+}

Виконання роботи

1. Приготувати у пробірці розчин $FeSO_4$, для чого розчинити у невеликий кількості дистильованої води декілька кристаликів солі Мора $FeSO_4 \cdot (NH_4)_2SO_4 \cdot 6H_2O$.
2. До свіжо виготовленого розчину додати 1-2 краплини розчину гексаціаноферату(III) калію – так званої червоної кров'яної солі – $K_3[Fe(CN)_6]$. Зафіксувати забарвлення осаду, що випадає.

Запис даних досліду

1.У який колір забарлений осад ферум(II) гексаціаноферату(III) – так званої турнбулевої сині? _____

2.Напишіть рівняння якісної реакції на солі ферум(II)

$FeSO_4 + K_3[Fe(CN)_6] \rightarrow Fe_3[Fe(CN)_6]_2\downarrow +$ _____

_____

_____

3. Чим пояснити, що використовуючи для даної реакції сіль Мора $FeSO_4 \cdot (NH_4)_2SO_4 \cdot 6H_2O$, при складанні рівняння реакції можна обмежитися написанням формули $FeSO_4$ і знехтувати рештою складових частин?

_____

_____

_____

б) Якісна реакція на йон Fe^{3+}

Виконання роботи

1. Налити у пробірку 5-6 краплин розчину ферум (III) хлориду і додати до нього краплину розчину гексаціаноферату(II) калію – так званої жовтої кров'яної солі – $K_4[Fe(CN)_6]$. Зафіксувати забарвлення осаду, що випадає.
2. Щоб упевнитися у тому, що проведені реакції є якісними, необхідно виконати «перехресний» дослід. Для цього до розчину $FeSO_4$ додати краплину жовтої кровяної солі $K_4[Fe(CN)_6]$, а до розчину $FeCl_3$ – краплину червоної кровяної солі $K_3[Fe(CN)_6]$. Чи нагадують осади, що при цьому утворилися, турбуленову синь і берлінську лазур?

Запис даних досліду

1.У який колір забарвлений осад ферум(III) гексаціаноферату(II) – так званої берлінської лазури? _____

2.Напишіть рівняння якісної реакції на солі ферум(III)

$FeCl_3 + K_4[Fe(CN)_6] \rightarrow Fe_4[Fe(CN)_6]_3\downarrow +$ _____

_____

_____

3. Чому при додаванні жовтої кров'яної солі $K_4[Fe(CN)_6]$ до розчину $FeSO_4$, червоної кров'яної солі $K_3[Fe(CN)_6]$ – до розчину $FeCl_3$ не випадають характерні осади? Чи можна вважати ці реакції якісними?

_____

_____

_____

ДОСЛІД 2 **Добування та дослідження властивостей ферум(II) гудроксиду**

Виконання роботи

1.Приготувати у пробірці невелику кількість розчину солі Мора $FeSO_4 \cdot (NH_4)_2SO_4 \cdot 6H_2O$ і долити до нього декілька краплин лугу до випадіння осаду ферум(II) гідроксиду.
2.Розділити вміст пробірки на дві частини. Одну залишити на повітрі, час від часу отряхуючи її для перемішування, і спостерігати поступове змінення забарвлення осаду внаслідок окиснення ферум(II) гідроксиду до ферум(III) гідроксиду.
3.До осаду, що міститься у другій пробірці, долити хлоридної кислоти до повного розчинення осаду.

Запис даних досліду

1.Відмітити забарвлення обох основ:
ферум(II) гідроксиду _____

ферум(III) гідроксиду _____

2.Скласти рівняння реакцій добування ферум(II) гідроксиду, окиснення його на повітрі та розчинення у хлоридній кислоті. Для реакцій обміну записати йонно-молекулярні рівняння, а для окисно-відновної реакції – електронний баланс. Як і у попередньому випадку (дослід 1а), для позначення складу солі Мори обмежитися формулою ферум(II) сульфату.
$FeSO_4 + NaOH \rightarrow$ _____

_____

_____

$Fe(OH)_2 + O_2 + H_2O \rightarrow$ _____

_____

_____

$Fe(OH)_2 + HCl \rightarrow$ _____

_____

_____

3.У висновку зазначте: а) спосіб добування $Fe(OH)_2$; б) його окисно-відновні властивості; в) кислотно-основні властивості $Fe(OH)_2$.

Висновок _____

_____

_____

_____

ДОСЛІД 3 **Добування та дослідження властивостей ферум(III) гідроксиду**

Виконання роботи

1.У дві пробірки налити по 5-6 краплин ферум(III) хлориду і додати по 3-4 краплини розведеного розчину лугу. Спостерігати виділення осаду і зафіксувати його забарвлення.

2.У першу пробірку з осадом налити розчину сульфатної кислоти до повного розчинення осаду.
3.До другої пробірки додати надлишок концентрованого розчину лугу і впевнитися, що ферум(III) гідроксид за умов кімнатної температури не розчиняється у надлишку лугу.

Запис даних досліду

1.Скласти молекулярне та йонне рівняння реакції одержання основи $Fe(OH)_3$ та розчинення її в кислоті:

$FeCl_3 + NaOH \rightarrow$ _____

_____

_____

$Fe(OH)_3 + H_2SO_4 \rightarrow$ _____

_____

_____

2.Незважаючи на те, що за звичайних умов $Fe(OH)_3$ не розчиняється у лугах, йому притаманна деяка амфотерність. Однак слабкі кислотні властивості виявляються лише при високих температурах при сплавленні ферум(III) гідроксиду з твердими лугами чи карбонатами лужних металів. При цьому утворюються ферити $Me^{(I)}FeO_2$ – солі неіснуючої у природі залізистої кислоти (гіпотетична формула має вигляд $HFeO_2$), яку у вільному стані не вдалося виділити, оскільки ферити піддаються миттєвому необоротному гідролізу, внаслідок чого випадає осад ферум(III) гідроксиду чи оксоферум(III) гідроксиду. З урахуванням наведених відомостей, складіть такі рівняння реакцій:

а)сплавлення ферум(III) гідроксиду з твердим лугом:

$Fe(OH)_3 + KOH \rightarrow$ _____

б)сплавлення ферум(III) гідроксиду з содою:

$Fe(OH)_3 + Na_2CO_3 \rightarrow$ _____

в) аналогічні рівняння складіть, використовуючи замість ферум(III) гідроксиду ферум(III) оксид:

$Fe_2O_3 + KOH \rightarrow$ _____

б)сплавлення ферум(II) гідроксиду з содою:

$Fe_2O_3 + Na_2CO_3 \rightarrow$ _____

г) гідролізу феритів, внаслідок якого залежно від умов можуть утворюватися різні продукти продукти: ферум(III) гідроксид чи – найбільш імовірно – оксоферум(III) гідроксид FeOOH.

$KFeO_2 + H_2O \rightarrow$ _____

$NaFeO_2 + H_2O \rightarrow$ _____

3.Складіть структурну формулу оксиду Fe_3O_4, виходячи із припущення, що його можна розглядати як сіль неіснуючої залізистої кислоти, тобто ферум(II) ферит $Fe(FeO_2)_2$:

4. У висновку зазначте про спосіб добування $Fe(OH)_3$ та його кислотно-основні властивості.

Висновок _____

_____

_____

_____