

Документ подписан простой электронной подписью

Информация о владельце:

ФИО: Комин Андрей Эдвардович

Должность: ректор

Дата подписания: 14.07.2026 14:24:38

Уникальный программный ключ:

f6c6d686f0c899fd76a1ed8b4484b2ab8cac6fb1af6547b6da0cdf1bdc60ae2

Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
«Приморская государственная сельскохозяйственная академия»

Межинститутская кафедра естественно-научных
и социально-гуманитарных дисциплин

Общая химия

Часть 1

Неорганическая и аналитическая химия

Методические указания
для выполнения лабораторных работ
обучающимися очной и заочной формы обучения
по направлениям подготовки:

35.03.07 Технология производства и переработки
сельскохозяйственной продукции;

35.03.04 Агрономия

35.03.03 Агрохимия и агропочвоведение

Электронное издание

Уссурийск 2023

УДК 547

Никулина О.А. Общая химия. Часть 1. Неорганическая и аналитическая химия: методические указания для выполнения лабораторных работ обучающимися очной и заочной формы обучения по направлениям подготовки: 35.03.07 Технология производства и переработки сельскохозяйственной продукции; 35.03.04 Агрономия; 35.03.03 Агрохимия и агропочвоведение [Электронный ресурс] / сост. О.А. Никулина; ФГБОУ ВО Приморская ГСХА. - Электрон. текст. дан. – Уссурийск: ФГБОУ ВО Приморская ГСХА, 2023. - 32 с.- Режим доступа: www.de.primacad.ru.

Методические указания составлены в соответствии с учебным планом и рабочей программой дисциплины (модуля).

Включают правила техники безопасности и противопожарной безопасности при работе в лаборатории химии, методику выполнения лабораторных работ, приложение, список литературы.

Предназначены для обучающихся очной и заочной формы обучения по направлениям подготовки: 35.03.07 Технология производства и переработки сельскохозяйственной продукции; 35.03.04 Агрономия; 35.03.03 Агрохимия и агропочвоведение

Рецензент: Г.А. Дуденко, канд. биол. наук, доцент кафедры агротехнологий

Электронное издание

Издается по решению методического совета ФГБОУ ВО
Приморская ГСХА

**ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ И
ПРОТИВОПОЖАРНОЙ БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ В
ЛАБОРАТОРИИ ХИМИИ**

ОБЩИЕ ПРАВИЛА РАБОТЫ

1. Химическая лаборатория должна быть оснащена необходимым противопожарным инвентарем, аптечкой первой помощи и специальными растворами по технике безопасности.
2. Работать в химической лаборатории необходимо в специальном халате, спокойно, аккуратно и без суеты.
3. Нельзя класть на лабораторные столы посторонние предметы (сумки, шапки и др.), а также вешать в лаборатории верхнюю одежду.
4. Для проведения опытов необходимо брать такое количество реактивов, которое указано в методических указаниях к лабораторным работам. Для каждого реактива должен быть свой мерный цилиндр.
5. Опыты с ядовитыми, летучими и неприятно пахнущими веществами, с концентрированными растворами кислот и щелочей необходимо проводить в вытяжном шкафу.
6. Нельзя пипетку, которой набирают реактив, погружать в склянку с другим реактивом во избежание его загрязнения.
7. Избыток реактива не следует выливать из пробирок, стаканов обратно в склянку во избежание его загрязнения.
8. Нельзя пробовать химические реактивы на вкус, так как большинство из них ядовиты. Не следует нюхать выделяющиеся при реакции газы.
9. Особую осторожность нужно соблюдать при работе с кислотами и щелочами.
 - а) Все работы с кислотами и щелочами высокой концентрации нужно проводить в вытяжном шкафу. При этом следует применять резиновые перчатки и другие защитные средства.
 - б) При разбавлении концентрированных кислот необходимо вливать кислоту в воду тонкой струйкой небольшими

порциями при непрерывном перемешивании раствора стеклянной палочкой.

- в) Растворять кусочки щелочи следует в фарфоровой посуде путем медленного прибавления к воде небольших порций вещества при непрерывном помешивании раствора. Кусочки щелочи можно брать только шпателем или пинцетом.
 - г) Разлитые кислоты и щелочи необходимо немедленно засыпать песком и нейтрализовать, после этого производить уборку помещения.
10. Особую осторожность нужно соблюдать при работе со спиртовкой и электронагревательными приборами (плитками, сушильными шкафами, муфельными печами).
- а) Запрещается оставлять включенные электронагревательные приборы без надзора, даже на короткое время.
 - б) Нагревать пробирку с реакционной смесью на спиртовке следует аккуратно, держа ее держателем отверстием от себя и от находящихся рядом людей.
11. По окончании работы необходимо выключить электронагревательные приборы, помыть лабораторную посуду, расставить ее по местам, протереть лабораторный стол, закрыть кран с водой.

ТУШЕНИЕ МЕСТНОГО ПОЖАРА И ГОРЯЩЕЙ ОДЕЖДЫ

- 1) При возникновении пожара необходимо выключить все электронагревательные приборы, убрать все горючие и взрывчатые вещества подальше от огня.
- 2) Горящее пламя следует накрыть войлочным или асбестовым одеялом, засыпать сухим песком или залить слоем пены из огнетушителя.
- 3) Если загорится одежда на человеке, то пострадавшего нужно облить водой или немедленно повалить на пол и накрыть войлочным (асбестовым) одеялом.
- 4) О сильном пожаре необходимо сообщить дежурному пожарной службы по телефону 01.

ПРАВИЛА ПЕРВОЙ ПОМОЩИ

- 1) При ожогах кислотами нужно немедленно промыть пораженное место большим количеством воды, а затем обработать 3%-ным раствором NaHCO_3 (питьевой соды).
- 2) При ожогах щелочами необходимо промыть пораженное место большим количеством воды, затем обработать 1%-ным раствором CH_3COOH или H_3BO_3 .
- 3) При порезах стеклом нужно удалить осколки из раны, смазать пораженное место йодом и наложить стерильную повязку.

Лабораторная работа № 1

Тема: Окислительно-восстановительные реакции.

Реактивы:

1. Раствор H_2SO_4
2. Zn (гранулы)
3. Раствор CuSO_4
4. Fe (гвозди)
5. Раствор FeCl_3
6. Раствор KI
7. Раствор Na_2SO_3
8. Раствор $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
9. Раствор KMnO_4
10. Раствор H_2O_2
11. Раствор крахмала

Оборудование:

1. Пробирки
2. Мерные пробирки на 10 мл

Опыт №1. Взаимодействие цинка с серной кислотой.

Налить в пробирку 2 мл раствора серной кислоты и опустить в нее кусочек цинка. Наблюдать выделение пузырьков газа водорода.

Составить схему реакции, написать электронные уравнения процессов окисления и восстановления, указать окислитель и восстановитель.

Опыт №2. Взаимодействие железа с сульфатом меди (II).

Налить в пробирку 2 мл раствора сульфата меди (II) CuSO_4 и опустить в нее железный гвоздь, предварительно очистив его от ржавчины наждачной бумагой. Через 3-5 минуты вынуть гвоздь из жидкости. На поверхности гвоздя выделилась свободная медь.

Составить схему реакции, написать электронные уравнения процессов окисления и восстановления, указать окислитель и восстановитель.

Опыт №3. Взаимодействие хлорида железа (III) с йодидом калия.

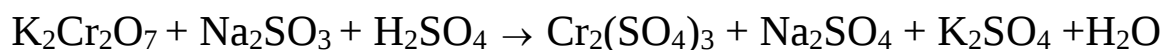
Налить в пробирку 1 мл раствора хлорида железа (III) и добавить столько же раствора йодида калия. Появилась бурая окраска раствора, характерная для свободного йода. Добавить несколько капель крахмала. Наблюдать появление синего окрашивания, указывающего на присутствие в растворе молекул йода. Реакция протекает по схеме:



Написать электронные уравнения процессов окисления и восстановления, указать окислитель и восстановитель. Расставить коэффициенты в схеме реакции.

Опыт №4. Взаимодействие дихромата калия с сульфитом натрия.

Налить в пробирку 1 мл раствора дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, подкислить его серной кислотой (2-3 капли) и добавить 1 мл раствора сульфита натрия Na_2SO_3 . Появляется зеленая окраска, характерная для ионов Cr^{3+} . Реакция протекает по схеме:



Написать электронные уравнения процессов окисления и восстановления, указать окислитель и восстановитель. Расставить коэффициенты в схеме реакции.

Опыт №5. Взаимодействие перманганата калия с сульфитом натрия.

Налить в пробирку 1 мл перманганата калия KMnO_4 , подкислить его серной кислотой (2-3 капли), прилить 2 мл раствора сульфита натрия Na_2SO_3 . Наблюдать исчезновение фиолетовой окраски, характерной для ионов MnO_4^- . Реакция протекает по схеме:

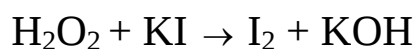


Написать электронные уравнения процессов окисления и восстановления, указать окислитель и восстановитель. Расставить коэффициенты в схеме реакции.

Опыт №6. Взаимодействие перекиси водорода с йодидом калия.

Налить в пробирку 1 мл перекиси водорода H_2O_2 и прилить несколько капель раствора йодида калия. Наблюдать появление желтой окраски раствора, характерной для свободного йода.

Реакция протекает по схеме:



Написать электронные уравнения процессов окисления и восстановления, указать окислитель и восстановитель. Расставить коэффициенты в схеме реакции.

Лабораторная работа № 2
Тема: Скорость химических реакций

Реактивы:

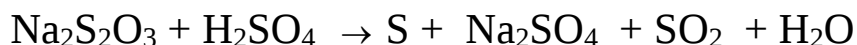
1. Раствор $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$
2. Раствор H_2SO_4
3. Раствор H_2O_2
4. MnO_2 (порошок)
5. H_2O –дистиллир.

Оборудование:

1. Пробирки
2. Стаканы на 100 мл
3. Мерные пробирки на 10 мл
4. Секундомер
5. Лучинки

Опыт № 1. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ.

В результате реакции между тиосульфатом натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и серной кислотой образуется сера, выделяющаяся в виде мути:



Время, которое проходит от начала реакции до заметного помутнения раствора, характеризует относительную скорость реакции.

В три пробирки налить по 5 мл раствора серной кислоты и поставить их в штатив.

В три стакана налить:

- в первый-5 мл тиосульфата натрия и 10 мл воды;
- во второй -10 мл тиосульфата натрия и 5 мл воды;
- в третий -15 мл тиосульфата натрия.

Поочередно в каждый стакан прилить по 5 мл приготовленной серной кислоты из пробирки. Быстро перемешать содержимое и определить время в секундах с момента добавления кислоты до заметного помутнения раствора в стакане.

Полученные данные занести в таблицу 1.

Таблица 1

№ стака на	Объем H_2SO_4 , мл	Объем $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	Объем H_2O , мл	Условная концентр ация раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Время протека- ния реакции, t,сек	Относи- тельная скорость реакции $V = 1/t$
1	5	5	10	1		
2	5	10	5	2		
3	5	15	-	3		

Рассчитать относительную скорость реакции по формуле:

$$V = 1/t,$$

где t-время в секундах.

Построить график зависимости скорости химической реакции от концентрации тиосульфата натрия. По оси абсцисс отложить условные концентрации $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, а по оси ординат - относительную скорость реакции V.

Сделать вывод о зависимости скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ.

Опыт № 2. Влияние катализатора на скорость химической реакции.

Налить в пробирку 2 мл раствора перекиси водорода H_2O_2 .

Всыпать в пробирку с раствором H_2O_2 небольшую щепотку оксида марганца (IV) и опустить в пробирку тлеющую лучинку (не касаясь раствора). Что наблюдается?

Написать уравнение реакции.

Сделать вывод о влиянии катализатора на скорость химической реакции.

Лабораторная работа № 3
Тема: Химическое равновесие и его смещение

Реактивы:

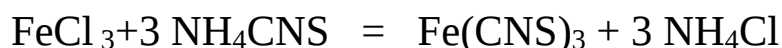
1. Раствор FeCl_3 (разбавл.)
2. Раствор FeCl_3 (насыщ.)
3. Раствор NH_4CNS (разбавл.)
4. Раствор NH_4CNS (насыщ.)
5. NH_4Cl (порошок)
6. Иодная вода (водный раствор I_2)
7. Раствор крахмала

Оборудование:

1. Пробирки
2. Мерные пробирки на 10 мл
3. Стаканы на 100 мл
4. Спиртовки
5. Держатели

Опыт №1. Влияние концентрации реагирующих веществ на смещение химического равновесия.

Реакция между хлоридом железа (III) и роданидом аммония выражается уравнением:



Составить выражение для константы равновесия данной системы.

В стаканчик налить 10 мл разбавленного раствора хлорида железа (III), добавить к нему 10 мл разбавленного раствора роданида аммония. Красная окраска полученного раствора обусловлена содержанием в нем роданида железа (III) $\text{Fe}(\text{CNS})_3$.

Полученный раствор разделить поровну в четыре пробирки.

В первую пробирку добавить 2-3 капли насыщенного раствора хлорида железа (III); во вторую пробирку – 2-3 капли насыщенного раствора роданида аммония NH_4CNS .

В третью пробирку всыпать немного кристаллического порошка хлорида аммония NH_4Cl и хорошо встряхнуть. Четвертая пробирка остается для сравнения. По изменению интенсивности окраски растворов в трех пробирках по сравнению с эталонной судят о направлении смещения химического равновесия.

Все наблюдения занести в таблицу 2.

Таблица 2

№ пробирки	Что добавлено	Изменение интенсивности окраски	Направление смещения равновесия
1			
2			
3			

Сделать вывод о направлении смещения равновесия.

Опыт №2. Влияние температуры на смещение химического равновесия.

При действии йода на крахмал образуется непрочное вещество сложного состава, окрашенное в синий цвет. Эта реакция экзотермическая. Равновесие системы можно условно изобразить следующей схемой:



В две пробирки налить по 2 мл раствора крахмала и добавить 2-3 капли йодной воды. Наблюдать появление синей окраски. Нагреть одну из пробирок на спиртовке и наблюдать изменение окраски. Затем охладить пробирку водой из под крана и наблюдать появление синей окраски.

Исходя из принципа Ле Шателье сделать вывод о влиянии температуры на смещение химического равновесия.

Лабораторная работа № 4**Тема: Явление осмоса****Реактивы:**

1. Раствор CuSO_4
2. $\text{K}_4 [\text{Fe}(\text{CN})_6]$ - кристаллы
3. Раствор Na_2SiO_3
4. NiCl_2 —кристаллы
5. CoCl_2 —кристаллы
6. MnCl_2 —кристаллы

Оборудование:

1. Пробирки
2. Мерные пробирки на 10 мл

Опыт №1. Рост «искусственной клетки Траубе».

Требованиям полупроницаемости в большей или в меньшей степени отвечают различные оболочки растительного и животного происхождения.

Наиболее удовлетворительной является полупроницаемость искусственной оболочки из гексацианоферрата (II) меди (II)

$\text{Cu}_2 [\text{Fe}(\text{CN})_6]$, получаемой по реакции :

$\text{CuSO}_4 + \text{K}_4 [\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow$ дописать уравнение реакции.

В пробирку налить 10 мл раствора сульфата меди (II) CuSO_4 , опустить кристаллик соли $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и через час зарисовать образование, напоминающее водоросль.

Опыт №2. Рост древовидных образований.

В три пробирки налить по 10 мл раствора силиката натрия Na_2SiO_3 и опустить последовательно в каждую кристаллики солей: в первую- CuCl_2 , во вторую – CoCl_2 , в третью – MnCl_2 .

Через некоторое время из кристаллов вырастает древовидное образование.

Записать уравнения реакций взаимодействия силиката натрия со всеми взятыми солями. Зарисовать полученные древовидные образования.

Сделать вывод на основе явления осмоса.

Лабораторная работа № 5**Тема: Реакции ионного обмена в растворах электролитов****Реактивы:**

1. Раствор Na_2SO_4
2. Раствор ZnSO_4
3. Раствор $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
4. Раствор BaCl_2
5. Раствор FeCl_3
6. Раствор NaOH
7. Раствор CH_3COONa
8. Раствор HCl
9. CaCO_3 (порошок)

Оборудование:

1. Пробирки

Опыт № 1 Реакции, протекающие с образованием трудно растворимых веществ.

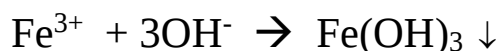
В три пробирки налить 5-6 капель растворов: в первую - сульфата натрия Na_2SO_4 , во вторую - сульфата цинка ZnSO_4 , в третью - сульфата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. В каждую пробирку прилить по такому же объему раствора хлорида бария BaCl_2 .

Во всех пробирках образуется белый осадок сульфата бария BaSO_4 .

Написать молекулярные и ионные уравнения реакций. Под формулой BaSO_4 написать цвет осадка.

Опыт № 2. Сокращенные ионные уравнения.

Пользуясь выставленными на столе реактивами, осуществить реакцию, выраженную следующим сокращенным ионным уравнением:



Написать молекулярное и полное ионное уравнение реакции. Осадок сохранить для опыта 5.

Опыт № 3. Реакции, протекающие с образованием слабо диссоциирующих веществ.

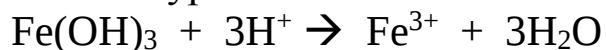
Налить в пробирку 5-6 капель раствора ацетата натрия и добавить немного раствора соляной кислоты. Образующаяся при реакции уксусная кислота обнаруживается по запаху. Написать уравнения реакций (молекулярное и ионное).

Опыт № 4. Реакции, протекающие с выделением газа.

В небольшом количестве воды взболтать щепотку растертого в порошок карбоната кальция CaCO_3 и прилить немного раствора соляной кислоты. Какой газ выделится при этом? Составить молекулярное и ионное уравнение реакции.

Опыт № 5. Растворение осадка.

Пользуясь полученным в опыте № 2 осадком гидроксида железа (III), осуществить реакцию, которая выражается следующим ионным уравнением:



Написать молекулярное уравнение реакции.

Сделать вывод.

Лабораторная работа № 6

Тема: Определение pH среды водных растворов сильных и слабых электролитов

Реактивы:

1. 0,1 М раствор NaOH
2. 0,1 М раствор HCl
3. 0,1 М раствор NH_4OH
4. 0,1 М раствор CH_3COOH
5. Метилоранж
6. Фенолфталеин
7. Универсальная индикаторная бумага

Оборудование:

1. Пробирки
2. Мерные пробирки на 10 мл
3. pH-тестер

Опыт №1. Определение pH среды растворов с помощью кислотно-основных индикаторов.

В три пробирки налить по 1 мл раствора гидроксида натрия NaOH. В первую пробирку добавить 2 капли метилоранжа, во вторую – 2 капли фенолфталеина. Полученный цвет индикаторов записать в таблицу 3.

В третью пробирку опустить кусочек универсальной индикаторной бумаги и по цветной шкале этого индикатора определить pH раствора данного вещества, записать значение pH в таблицу 3.

Таблица 3

№	Исследуемый раствор	С _м , моль/л	Метилоранж		Фенолфталеин		Унив. индик. бумага	pH расчетный
			Окраска	Среда	Окраска	Среда	pH	
1	NaOH	0,1						
2	HCl	0,1						
3	NH ₄ OH	0,1						
4	CH ₃ COOH	0,1						

Аналогично провести опыты с остальными растворами веществ (HCl, NH₄OH, CH₃COOH) и результаты опытов занести в таблицу 3.

Для расчета pH растворов слабых электролитов необходимо знать их константы диссоциации или показатели констант диссоциации.

$$K_d(\text{NH}_4\text{OH}) = K_d(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$pK(\text{NH}_4\text{OH}) = pK(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4,75$$

Рассчитать pH растворов сильных и слабых электролитов и занести их в таблицу 3.

Сравнить расчетные значения pH и значения pH, полученные опытным путем.

Сделать вывод.

Опыт №2. Определение pH среды растворов с помощью pH-тестера.

pH-тестер предназначен для измерения активности ионов водорода (pH) водных растворов. Измерение pH осуществляется в цифровой форме с помощью измерительного преобразователя и электрода. Диапазон измерения от 0,00 до 14,00. Единица измерения pH, цена единицы младшего разряда, (дискретность) 0,01, предел допустимой основной абсолютной погрешности pH – тестера ($\pm$) 0,44.

Порядок работы:

1. Промыть электрод дистиллированной водой и несколькими каплями исследуемого раствора.
2. Погрузить электрод в исследуемый раствор
 - а) 0,1 М раствор NaOH
 - б) 0,1 М раствор HCl
3. Включить прибор тумблером, подождать 1-2 минуты для стабилизации электрода и снять показания табло.
4. Записать снятые с прибора значения pH среды исследуемых растворов.
5. Сделать вывод.

Примечание:

В некоторых растворах низкой концентрации, а также при измерении pH сильноокислых и сильнощелочных растворов время установления показаний может достигать 10 минут.

Рекомендуется погружать электрод в раствор не более чем на 4 см, не погружать в раствор до соединителя.

Лабораторная работа № 7

Тема: Гидролиз солей

Реактивы:

1. Раствор $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
2. Раствор Na_2CO_3
3. H_2O дистиллированная
4. Раствор KNO_3
5. Раствор CH_3COONa
6. Раствор ZnSO_4
7. Zn (гранулы)
8. Индикаторы:

метилоранж, фенолфталеин, универсальный индикатор

Оборудование:

1. Пробирки
2. Спиртовки

Опыт № 1. Определение среды в растворах различных солей.

В четыре пробирки налить по 1 мл: в первую – раствор Na_2CO_3 , во вторую - раствор $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, в третью - раствор KNO_3 , в четвертую - дистиллированную воду.

В каждую пробирку опустить кусочек универсальной индикаторной бумаги и по цветной шкале определить pH среды в растворе. Результаты опыта записать в таблицу 4.

Таблица 4

№ пробирки	Формула вещества в растворе	pH по универсальному индикатору	Среда	Подвергается ли соль гидролизу?
1				
2				
3				
4				

Составить ионные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей, указать pH среды.

Опыт № 2. Влияние температуры на гидролиз солей.

К 1 мл раствора ацетата натрия CH_3COONa добавить 2-3 капли фенолфталеина, отметить интенсивность окраски. Половину раствора отлить в другую пробирку и оставить для сравнения, а оставшийся раствор нагреть до кипения. Как изменяется интенсивность окраски? Охладить раствор и сравнить его с контрольным образцом. Написать ионное и молекулярное уравнения гидролиза ацетата натрия. Объяснить наблюдаемые явления, учитывая, что фенолфталеин служит индикатором на ионы OH^- (вспомните интервал перехода его окраски).

Опыт № 3. Действие одноименного иона на гидролиз соли.

Налить в пробирку 1 мл раствора сульфата цинка ZnSO_4 . Определить реакцию среды по универсальному индикатору. В раствор соли бросить кусочек цинка и нагреть. Наблюдать выделение пузырьков газа водорода. Составить молекулярное и ионное уравнение:

- а) гидролиза ZnSO_4 ;
- б) взаимодействие цинка с продуктом гидролиза.

Опыт № 4. Реакция полного гидролиза соли.

К 5-6 каплям раствора сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ прилить такой же объем раствора карбоната натрия Na_2CO_3 . Наблюдать выделение пузырьков углекислого газа CO_2 и образование осадка $\text{Al}(\text{OH})_3$. Написать ионные и молекулярные уравнения совместного гидролиза взятых солей.

Сделать вывод.

Лабораторная работа № 8

Тема: Комплексные соединения

Реактивы:

1. $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ – железоаммонийные квасцы
2. Раствор NH_4CNS
3. Конц. раствор NaOH
4. Раствор BaCl_2
5. Раствор $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
6. Раствор CuSO_4
7. Раствор NH_4OH
8. $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ – соль Мора

Оборудование:

1. Пробирки
2. Спиртовки

Опыт № 1. Диссоциация железоаммонийных квасцов.

Налить в три пробирки по 2 мл раствора железоаммонийных квасцов $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$. В одну пробирку добавить несколько капель раствора роданида аммония NH_4CNS . Появление красно-бурой окраски указывает на наличие иона Fe^{3+} в растворе взятой соли.

В другую пробирку добавить несколько капель концентрированного раствора гидроксида натрия NaOH , слегка нагреть и по запаху, характерному для аммиака, определить присутствие в растворе иона NH_4^+ .

В третью пробирку добавить несколько капель раствора хлорида бария BaCl_2 . Образование белого кристаллического осадка BaSO_4 свидетельствует о присутствии в растворе иона SO_4^{2-} .

Написать уравнения реакций, протекающих в каждой пробирке. Написать уравнение диссоциации железоаммонийных квасцов. Сделать вывод: какой солью – двойной или комплексной является данное соединение.

Опыт № 2. Диссоциация комплексных соединений.

Налить в две пробирки по несколько капель раствора гексацианоферрата (III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. В одну пробирку добавить несколько капель раствора роданида аммония NH_4CNS , в другую – гидроксида натрия NaOH . Сравнить результаты. Написать

уравнения реакций и уравнение диссоциации данной соли. Сделать вывод: какой солью является соединение – гексацианоферрат (III) калия.

Опыт № 3. Получение комплексных соединений.

Налить в пробирку 2 мл раствора сульфата меди (II) и по каплям прилить гидроксид аммония NH_4OH . Наблюдать образование осадка основной соли $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$. Написать уравнение реакции. Прилить избыток раствора гидроксида аммония. Получается раствор интенсивного синего цвета за счет образования комплексного иона $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$. Написать уравнение реакции.

Опыт № 4. Комплексные соединения в реакциях обмена.

Налить в пробирку несколько капель раствора $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и добавить несколько капель раствора соли Мора $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$. Наблюдать образование осадка. Написать уравнение реакции.

Сделать вывод.

МЕТОД КИСЛОТНО-ОСНОВНОГО ТИТРОВАНИЯ
(НЕЙТРАЛИЗАЦИИ)

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1

ТЕМА. Приготовление стандартизованного раствора соляной кислоты

Реактивы:

1. Бура $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
2. Раствор соляной кислоты HCl , $\rho=1,09$ г/мл
3. Индикатор метилоранж
4. Вода дистиллированная (горячая)

Оборудование:

1. Аналитические весы
2. Бюретка на 25 мл
3. Мерные колбы на 250 мл
4. Бюкс
5. Колбы плоскодонные для титрования
6. Мерные цилиндры на 10 мл
7. Воронка
8. Мерная пипетка Мора на 10мл

Соляная кислота – летучее вещество и раствор ее готовят приблизительной концентрации. Затем приготовленным стандартным раствором буры устанавливают точный титр раствора соляной кислоты.

Порядок выполнения работы.

ЧАСТЬ I. Приготовление стандартного раствора буры.

1) Запишите уравнение гидролиза буры и вычислите молярную массу эквивалента буры.

2) Расчет навески буры.

Рассчитайте сколько граммов буры нужно взять, чтобы приготовить 250 мл 0,1 н раствора?

3) Взвешивание буры.

Рассчитанную навеску буры взвесьте на аналитических весах. Результаты взвешивания занесите в таблицу 1.

Таблица 5

Масса пустого бюкса, г	Масса бюкса с бурой, г	Навеска буры, г

4) Растворение навески буры.

Навеску буры количественно через воронку перенесите в мерную колбу на 250 мл и растворите в небольшом количестве горячей дистиллированной воды. Доведите раствор до метки холодной дистиллированной водой. Раствор тщательно перемешайте и замаркируйте.

5) Пересчет титра и нормальности раствора буры сделайте по формулам:

$$T_{(\text{буры})} = \frac{m(\text{буры})}{V}; \quad C_{N(\text{буры})} = \frac{T_{(\text{буры})} \times 1000}{M_{\text{Э}(\text{буры})}}$$

ЧАСТЬ II. Приготовление раствора соляной кислоты приблизительной концентрации.

1) Рассчитайте сколько мл 18%-ного раствора HCl ($\rho=1,09$ г/мл) нужно взять, чтобы приготовить 250 мл 0,1 н раствора?

2) Рассчитанный объем соляной кислоты отмерьте мерным цилиндром, перенесите в мерную колбу на 250 мл и разбавьте дистиллированной водой до метки. Полученный раствор перемешайте и замаркируйте.

ЧАСТЬ III. Титрование. Определение нормальности и титра раствора соляной кислоты.

1) Приготовленным раствором HCl залейте бюретку, предварительно промытую этим же раствором. Поскольку раствор бесцветный, установите нижний край мениска на нулевом делении. В таком состоянии бюретка подготовлена к работе.

2) Чистую пипетку Мора на 10 мл ополосните раствором буры и отмерьте аликвоту 10 мл раствора буры в плоскодонную колбу для титрования. Не выдувайте из пипетки последнюю каплю жидкости, а только прикоснитесь концом ее к стенке колбы.

3) Добавьте к отмеренному раствору буры 1-2 капли индикатора метилоранжа. Цвет раствора – желтый.

4) Приготовление «свидетеля».

«Свидетель» необходим для точного фиксирования точки эквивалентности. В плоскодонную колбу для титрования отмерьте мерным цилиндром 20 мл дистиллированной воды, добавьте 1-2 капли индикатора метилоранжа и 1-2 капли раствора HCl из бюретки. Цвет раствора слабо розовый. До такой окраски проводят титрование.

5) Титрование.

На основание штатива положите лист белой бумаги, подставьте колбу с раствором буры под бюретку и приступайте к титрованию. Первое титрование называется грубым титрованием. Из бюретки постепенно приливайте небольшими порциями раствор HCl в раствор буры. Рядом поставьте «свидетель» и титруйте до изменения окраски титруемого раствора, одинаковой с окраской «свидетеля». Таким образом фиксируют точку эквивалентности.

Затем проведите три точных титрования, добиваясь того, чтобы желтая окраска метилоранжа переходила в бледно-розовую от одной избыточной капли кислоты. Полученные результаты титрования запишите в таблицу 2.

Таблица 6

№	$V_{\text{(буры)}}$, мл	$V_{\text{(HCl)}}$, мл	$V_{\text{ср(HCl)}}$, мл
1	10		
2	10		
3	10		

6) Расчеты.

Рассчитайте нормальность и титр раствора HCl по формулам:

$$C_{\text{H(буры)}} V_{\text{(буры)}} = C_{\text{H(HCl)}} V_{\text{(HCl)}},$$

$$C_{\text{H(HCl)}} = \frac{C_{\text{H(буры)}} \cdot V_{\text{(буры)}}}{V_{\text{(HCl)}}}$$

$$T_{\text{(HCl)}} = \frac{C_{\text{H(HCl)}} \cdot M_{\text{Э(HCl)}}}{1000}$$

7) Сделайте вывод о результатах проделанной работы.

МЕТОД ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНОГО ТИТРОВАНИЯ

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 10

ТЕМА. Определение содержания ионов Fe^{2+} в растворе соли Мора методом перманганатометрического титрования

Реактивы:

1. Раствор $\text{KMnO}_4 \sim 0,02$ н
2. Щавелевая кислота
 $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
3. Раствор $\text{H}_2\text{SO}_4 \sim 2$ н
4. Раствор соли Мора
 $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
5. Вода дистиллированная

Оборудование:

1. Аналитические весы
2. Бюретка на 25 мл
3. Мерные колбы на 250 мл
4. Бюкс
5. Колбы плоскодонные для титрования
6. Мерный цилиндр на 10 мл
7. Воронка
8. Мерная пипетка Мора на 10мл
9. Термометр
10. Электроплитка

В растворе соли Мора содержатся ионы Fe^{2+} , которые количественно определяются методом перманганатометрического титрования в кислой среде.

Для проведения этого анализа необходимо иметь стандартизованный раствор KMnO_4 и стандартный раствор щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

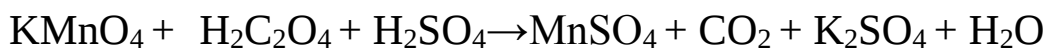
Раствор KMnO_4 для лабораторной работы заранее готовит лаборант.

Исходным веществом для стандартизации раствора KMnO_4 служит щавелевая кислота $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

Порядок выполнения работы.

ЧАСТЬ I. Приготовление стандартного раствора щавелевой кислоты.

1) Перманганат калия взаимодействует со щавелевой кислотой в сернокислой среде по уравнению:



Для данной окислительно-восстановительной реакции составьте электронные уравнения процессов окисления и восстановления и расставьте коэффициенты.

Вычислите молярную массу эквивалента щавелевой кислоты.

2) Расчет навески щавелевой кислоты.

Рассчитайте сколько граммов щавелевой кислоты нужно взять, чтобы приготовить 250 мл 0,02н раствора.

3) Взвешивание щавелевой кислоты.

Рассчитанную навеску щавелевой кислоты взвесьте на аналитических весах. Результат взвешивания занесите в таблицу 7.

Таблица 7

Масса пустого бюкса, г	Масса бюкса со щавелевой кислотой, г	Навеска щавелевой кислоты, г

4) Растворение навески щавелевой кислоты.

Навеску щавелевой кислоты количественно перенесите в мерную колбу на 250 мл и растворите в небольшом количестве дистиллированной воды. Затем доведите объем раствора до метки, тщательно перемешайте и замаркируйте.

5) Пересчет титра и нормальности раствора щавелевой кислоты сделайте по формулам:

$$T_{(\text{щ.к.})} = \frac{m_{(\text{щ.к.})}}{V_k}; \quad C_{\text{H}(\text{щ.к.})} = \frac{T_{(\text{щ.к.})} \times 1000}{M_{\text{э}(\text{щ.к.})}}$$

ЧАСТЬ II. Стандартизация раствора KMnO_4 по стандартному раствору щавелевой кислоты.

1) Чистую бюретку промойте раствором KMnO_4 , а затем заполните ее раствором KMnO_4 .

2) Установите уровень раствора на нуль по нижнему краю мениска окрашенной жидкости.

3) Мерной пипеткой Мора возьмите аликвоту 10 мл раствора щавелевой кислоты и перенесите в плоскодонную колбу для титрования.

4) К аликвоте щавелевой кислоты добавьте 8 мл 2н раствора H_2SO_4 .

5) Нагрейте раствор кислот на плитке до 70-80°C (не допуская кипения, при котором щавелевая кислота разлагается).

6) К горячему раствору кислоты добавьте 2 капли раствора KMnO_4 и подождите исчезновения розовой окраски. KMnO_4 взаимодействует с щавелевой кислотой с образованием MnSO_4 , который является катализатором данной реакции.

7) Титруйте раствор до появления устойчивой бледно-розовой окраски. Раствор KMnO_4 одновременно является индикатором.

8) Проведите одно грубое и три точных титрования. Полученные результаты титрования занесите в таблицу 8.

Таблица 8

№	$V_{(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)}$, мл	$V_{(\text{KMnO}_4)}$, мл	$V_{\text{ср}(\text{KMnO}_4)}$, мл
1	10		
2	10		
3	10		

9) По результатам титрования рассчитайте нормальность и титр раствора KMnO_4 по формулам:

$$C_{\text{H}(\text{щ.к.})} V_{(\text{щ.к.})} = C_{\text{H}(\text{KMnO}_4)} V_{(\text{KMnO}_4)}$$

$$C_{\text{H}(\text{KMnO}_4)} = \frac{C_{\text{H}(\text{щ.к.})} \cdot V_{(\text{щ.к.})}}{V_{(\text{KMnO}_4)}}$$

$$T_{(\text{KMnO}_4)} = \frac{C_{\text{H}(\text{KMnO}_4)} \cdot M_{\text{э}(\text{KMnO}_4)}}{1000};$$

ЧАСТЬ III. Контрольное задание. Определение количества ионов Fe^{2+} в растворе соли Мора $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

1) Запишите уравнение реакции взаимодействия KMnO_4 с солью Мора в кислой среде, составьте уравнения процессов окисления и восстановления, расставьте коэффициенты.

2) Вычислите молярную массу эквивалента железа.

3) Получите у преподавателя мерную колбу на 250 мл с исследуемым раствором соли Мора. Номер колбы запишите в тетрадь.

4) Исследуемый раствор соли Мора доведите до метки дистиллированной водой и тщательно перемешайте.

5) Мерной пипеткой Мора на 10 мл отберите аликвоту раствора соли Мора и перенесите в коническую колбу для титрования.

6) Добавьте в эту колбу 8 мл 2 н раствора H_2SO_4 .

7) Оттитруйте раствор соли Мора (без нагревания) стандартизованным раствором KMnO_4 до появления устойчивой розовой окраски раствора. Сделайте одно грубое и три точных титрования.

8) Результаты титрования занесите в таблицу 9.

Таблица 9

№	$V_{\text{(с.м.)}}$, мл	$V_{\text{(KMnO}_4\text{)}}$, мл	$V_{\text{ср(KMnO}_4\text{)}}$, мл
1	10		
2	10		
3	10		

ЧАСТЬ V. Расчеты.

1) По результатам титрования рассчитайте нормальность раствора соли Мора по формулам:

$$C_{\text{H(KMnO}_4\text{)}} V_{\text{(KMnO}_4\text{)}} = C_{\text{H(с.м.)}} V_{\text{(с.м.)}}$$

$$C_{\text{H(с.м.)}} = \frac{C_{\text{H(KMnO}_4\text{)}} V_{\text{(KMnO}_4\text{)}}}{V_{\text{(с.м.)}}};$$

2) Вычислите титр раствора соли Мора по железу по формуле:

$$T_{\text{(с.м./Fe}^{2+}\text{)}} = \frac{C_{\text{H(с.м.)}} \cdot M_{\text{э(Fe)}}}{1000};$$

3) Рассчитайте количество ионов Fe^{2+} в колбе объемом 250 мл по формуле:

$$Q_{\text{(Fe}^{2+}\text{)}} = T_{\text{(с.м./Fe)}} \cdot V_{\text{к}}$$

4. Результат анализа проверьте у преподавателя.

5. Сделайте вывод о проделанной работе.

Приложение А

**Константы диссоциации некоторых слабых
электролитов в водных растворах при 25°C**

Электролит	Формула электролита	К	pK = - lg K
Азотистая кислота	HNO ₂	$4 \cdot 10^{-4}$	3,40
Аммония гидроксид	NH ₄ OH	$1,8 \cdot 10^{-5}$	4,75
Бромноватистая кислота	HBrO	$2,1 \cdot 10^{-9}$	8,68
Муравьиная кислота	HCOOH	$1,8 \cdot 10^{-4}$	3,74
Сернистая кислота	H ₂ SO ₃	K ₁ $1,6 \cdot 10^{-2}$ K ₂ $6,3 \cdot 10^{-8}$	1,8 7,21
Сероводородная кислота	H ₂ S	K ₁ $6 \cdot 10^{-8}$ K ₂ $1 \cdot 10^{-14}$	7,22 14,0
Уксусная кислота	CH ₃ COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$	4,75
Угльная кислота	H ₂ CO ₃	K ₁ $4,5 \cdot 10^{-7}$ K ₂ $4,7 \cdot 10^{-11}$	6,35 10,33
Хлорноватистая кислота	HClO	$5,0 \cdot 10^{-8}$	7,3
Фтороводородная кислота	HF	$6,6 \cdot 10^{-4}$	3,18
Циановодородная кислота	HCN	$7,9 \cdot 10^{-10}$	9,10

ТАБЛИЦА РАСТВОРИМОСТИ

Приложение Б

Р – растворяется (> 1 г на 100 г H₂O) ; М – мало растворяется (от 0,1 г до 1 г на 100 г H₂O) ; Н – не растворяется;
 – в водной среде разлагается; ? – нет достоверных сведений о существовании соединений.

	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Sr ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺
OH [−]		P	P	P	P	P	M	H	M	H	H	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	H
F [−]	P	M	P	P	P	M	H	H	H	M	H	H	H	P	P	P	P	P	-	H	P	P
Cl [−]	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	M	P	P
Br [−]	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	M	M	P	P
I [−]	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	P	?	P	P	P	P	H	H	H	M	P
S ^{2−}	P	P	P	P	P	-	-	-	H	-	-	H	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H
HS [−]	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	H	?	?	?	?	?	?	?
SO ₃ ^{2−}	P	P	P	P	P	H	H	M	H	?	-	H	?	H	H	?	M	H	H	H	?	?
HSO ₃ [−]	P	?	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
SO ₄ ^{2−}	P	P	P	P	P	H	M	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P	M	-	H	P	P
HSO ₄ [−]	P	P	P	P	P	?	?	?	-	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	H	?	?
NO ₃ [−]	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P
NO ₂ [−]	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	P	M	?	?	M	?	?	?	?
PO ₄ ^{3−}	P	H	P	P	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
HPO ₄ ^{2−}	P	?	P	P	P	H	H	M	H	?	?	H	?	?	?	?	H	?	?	M	H	?
H ₂ PO ₄ [−]	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	P	?	?	?	?	P	P	P	?	-	?
CO ₃ ^{2−}	P	P	P	P	P	H	H	H	H	?	?	H	?	H	H	H	H	H	?	H	?	H
HCO ₃ [−]	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	P	?	?	?	?	?	?	?	P	?	?
CH ₃ COO [−]	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	-	P	P	P	P	P	P	P	-	P
SiO ₃ ^{2−}	H	H	P	P	?	H	H	H	H	?	?	H	?	?	?	?	H	H	?	?	H	?

Литература

- 1) Александрова, Э.А. Аналитическая химия. Химические методы анализа. Кн. 1 / Э.А. Александрова, Н.Г. Гайдукова. – М.: Колос С, 2011.
- 2) Гельфман, М.И. Неорганическая химия: учебное пособие / М.И. Гельфман, В.П. Юстратов. – СПб.: Лань, 2017.
- 2) Глинка, Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. – М.: КНОРУС, 2011.- 752 с.
- 3) Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка. – М.: КНОРУС, 2011.-240 с.
- 4) Егоров, В.В. Неорганическая и аналитическая химия. Аналитическая химия. / В.В. Егоров, Н.И. Воробьева, И.Г. Сильвестрова.— СПб.: Лань, 2014.
- 5) Князев, Д. А. Неорганическая химия в 2 ч. Часть 1. Теоретические основы [Электронный ресурс]: учебник / Д. А. Князев, С. Н. Смарыгин. — 5-е изд., пер. и доп. — Электрон. текст. дан. - М.: Юрайт, 2018. — 253 с. — Режим доступа: www.biblio-online.ru.
- 6) Никольский, А.Б. Химия: учебник и практикум для академ. бакалавриата / А.Б. Никольский, А.В. Суворов. - 2-е изд., перераб. и доп. - М. : Юрайт, 2017. - 507 с.
- 7) Цитович, И.К. Курс аналитической химии / И.К. Цитович. – СПб.: Лань, 2013.

Содержание

Правила техники безопасности и противопожарной безопасности при работе в лаборатории химии.....	3
Окислительно-восстановительные реакции.....	5
Скорость химических реакций.....	8
Химическое равновесие и его смещение.....	10
Явление осмоса.....	12
Реакции ионного обмена в растворах электролитов.....	13
Определение рН среды водных растворов сильных и слабых электролитов.....	14
Гидролиз солей.....	17
Комплексные соединения.....	19
Приготовление стандартизованного раствора соляной кислоты.....	21
Определение содержания ионов Fe^{2+} в растворе соли Мора методом перманганатометрического титрования.....	24
Приложение.....	28
Литература.....	30

Никулина Ольга Азгатовна

Общая химия

Часть 1

Неорганическая и аналитическая химия

Методические указания
для проведения лабораторных работ
обучающимися очной и заочной формы обучения
по направлениям подготовки:
35.03.07 Технология производства и переработки
сельскохозяйственной продукции;
35.03.04 Агрономия
35.03.03 Агрохимия и агропочвоведение

Электронное издание

ФГБОУ ВО Приморская ГСХА

Адрес: 692510, г. Уссурийск, пр-т Блюхера, 44