

Министерство образования и науки Российской Федерации
Нижекамский химико-технологический институт (филиал) федерального
государственного бюджетного образовательного учреждения
высшего образования
«Казанский национальный исследовательский технологический университет»
(НХТИ ФГБОУ ВО «КНИТУ»)



УТВЕРЖДАЮ

Зам. директора по УР

Н.И.Никифорова

« 05 » 2023г.

ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ

по дисциплине (модулю)

СГ.09 «Химия»

27.02.04 «Автоматические системы управления»

техник

квалификация

Форма обучения: *очная*

Нижекамск 2023

Составитель ФОС:

Доцент
(должность)

(подпись)

Е.Ю. Бондырева.

(Ф.И.О)

ФОС рассмотрен и одобрен на заседании кафедры ОХБТ протокол
от « 11.04 . 2023 г № 8 »

И.о.зав.кафедрой ОХБТ

« 11.04 » 2023г.

О.Л.Ахсанова

СОГЛАСОВАНО

Протокол заседания кафедры ИСТ реализующей подготовку основной
образовательной программы от

« 29 » 03 2023 г., протокол № 7

И.о.зав.кафедрой ИСТ

(подпись)

Н.В. Лежнева

Перечень компетенций с указанием уровней их формирования

<i>Индекс Компетенции</i>	<i>Содержание компетенции</i>	<i>Этапы формирования компетенции (указать все темы из РПД)</i>				<i>Наименование оце- ночного средства</i>
		<i>Лекции</i>	<i>Практические з апания, лабо- раторный прак- тикум</i>	<i>Лабораторные занятия</i>	<i>Курсовой про- ект (работа)</i>	
ОК1	Выбирать способы решения задач профессиональной деятельности применительно к различным контекстам	1.1, 1.2, 1.3;1.4;1.5;1.6; 1.7;1.8;2.9;2.10 ;2.11; 2.12;2.13	Непредусмот- рены	1.6;1.7;2.10;2.11	Непредусмот- рены	Защита лабораторных работ, проверка самостоятельных работ по теме
ОК2	Использовать современные средства поиска, анализа и интерпретации информации, и информационные технологии для выполнения задач профессиональной деятельности	1.1, 1.2, 1.3;1.4;1.5;1.6; 1.7;1.8;2.9;2.10 ;2.11; 2.12;2.13	Непредусмотрены	1.6;1.7;2.10;2.11	Непредусмотрены	Защита лабораторных работ, проверка самостоятельных работ по теме

Перечень оценочных средств по дисциплине(модулю)

Химия

Оценочные средства	Кол-во	Min, баллов (базовый уровень)	Max, баллов(повышенный уровень)
Лабораторная работа	9	18	27
Тест	–	7	13
Работа на занятиях	–	6	10
Самостоятельная работа	5	5	10
Экзамен	1	24	40
Итого:		60	100

Краткая характеристика оценочных средств

№	Наименование оценочного средства	Краткая характеристика оценочного средства	Представление оценочного средства в фонде
1	экзамен	Средство, позволяющее оценить знания, умения и владения обучающегося по учебной дисциплине	Фонд билетов для проведения итогового тестирования по дисциплине
2	тест	Средство, позволяющее оценить знания, умения и владения обучающегося по учебной дисциплине	тест
3	Лабораторная работа	Средство, позволяющее оценить знания, исследовать явления в рамках заданной темы—применяя методы, освоенные на лекциях; – сопоставляет результаты полученной работы с теоретическими концепциями;– осуществляет интерпретацию итогов лабораторной работы, оценивает применимость полученных данных на практике	Комплект лабораторных работ
4	Самостоятельная работа	Самостоятельная работа позволяет формировать и оценивать умения обучающихся по переработке информации	Комплект Самостоятельных работ

Шкала оценивания

Цифровое выражение	Выражение в баллах:	Словесное выражение	Критерии оценки индикаторов достижения при форме контроля:	
			Экзамен/зачет с оценкой	зачет
5	87 - 100	Отлично (зачтено)	Оценка «отлично» выставляется студенту, если теоретическое содержание курса освоено полностью. Без пробелов; исчерпывающе, последовательно, четко и логически стройно излагает материал; с вободно справляется с задачами, вопросами и другими видами применения знаний; использует в ответе дополнительный материал все предусмотренные программой задания выполнены, качество их выполнения оценено числом баллов, близким к максимальному; анализирует полученные результаты; проявляет самостоятельность при выполнении заданий	Оценка «зачтено» выставляется студенту, если ответы на вопросы по темам дисциплины последовательны, логически изложены, допускаются незначительные недочеты в ответе студента, такие как отсутствие самостоятельного вывода, речевые ошибки и пр.
4	74 - 86	Хорошо (зачтено)	Оценка «хорошо» выставляется студенту, если теоретическое содержание курса освоено полностью, необходимы практические компетенции в основном сформированы, все предусмотренные программой обучения учебные задания выполнены, качество их выполнения достаточно высокое. Студент твердо знает материал, грамотно и по существу излагает его не допуская существенных неточностей в ответе на вопрос.	
3	60 - 73	Удовлетворительно (зачтено)	Оценка «удовлетворительно» выставляется студенту, если теоретическое содержание курса освоено частично, но пробелы не носят существенного характера, большинство предусмотренных программой заданий выполнено, но в них имеются ошибки, при ответе на поставленный вопрос студент допускает неточности, недостаточно правильные формулировки, наблюдаются нарушения логической последовательности в изложении программного материала.	
2	Ниже 60	Неудовлетворительно (не зачтено)	Оценка «неудовлетворительно» выставляется студенту, если он не знает значительной части программного материала, допускает существенные ошибки, неуверенно, с большими затруднениями выполняет практические работы, необходимые практические компетенции не сформированы, большинство предусмотренных программой обучения учебных заданий не выполнено, качество их выполнения оценено числом баллов, близким к минимальному	Оценка «незачтено» выставляется студенту, если студент не знает основных понятий темы дисциплины, не отвечает на дополнительные и наводящие вопросы преподавателя.

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Нижекамский химико-технологический институт (филиал) федерального
государственного бюджетного образовательного учреждения
Высшего образования
«Казанский национальный исследовательский технологический университет»

Подготовительный факультет
Социально гуманитарный цикл

Специальность: **27.02.04** «Автоматические системы управления»

Вопросы, выносимые на экзамен первого семестра

1. Учение о строении вещества. Основные сведения о строении атома. Состав атомных ядер. Описание атомных орбиталей с помощью квантовых чисел.
2. Квантово-механическая модель атома. Квантовые числа. Принцип Паули. Правило Гунда. Правило Клечковского.
3. Периодический закон. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Периодичность свойств элементов. Энергия ионизации атома
4. Сродство к электрону. Радиусы атомов и ионов, их изменения в периодах и группах. Электроотрицательность.
5. Природа химической связи. Типы химической связи. Ионная, ковалентная, металлическая связи. Теория валентных связей.
6. Теория гибридизации. Метод молекулярных орбиталей.
7. Классы неорганических соединений (оксиды, кислоты, основания и соли).
8. Растворы. Общие свойства растворов.
9. Закон Рауля. Осмотическое давление. Активность.
10. Распределение вещества между двумя несмешивающимися жидкостями. Закон распределения Нернста-Шилова.
11. Химическое равновесие в растворах. Сольватация. Раствор неэлектролитов.
12. Растворы электролитов. Изменение энтальпии и энтропии системы при растворении. Растворимость.
13. Теории кислот и оснований. Водные растворы электролитов. Слабые электролиты. Константа диссоциации. Сильные электролиты. Активность электролитов в водных растворах.
14. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Понятие об индикаторах.
15. Буферные растворы.
16. Равновесие в растворах электролитов. Произведение растворимости.
17. Гидролиз солей.
18. Равновесие с участием комплексных ионов.
19. Ионные реакции. Общие понятия о дисперсных системах (взвеси, суспензии, эмульсии), коллоидные системы.
20. Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления. Важнейшие окислители и восстановители.
21. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Направления окислительно-восстановительных реакций.
22. Механизм возникновения электродных потенциалов. Стандартный водородный показатель.
23. Гальванические элементы. ЭДС гальванических элементов. Стандартные электродные потенциалы металлов.

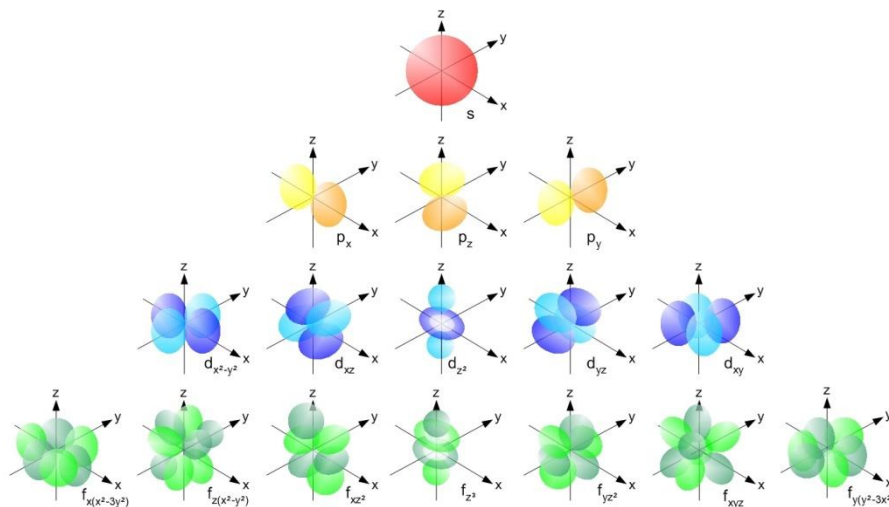
24. Зависимость окислительно-восстановительного потенциала от концентрации. Уравнение Нернста.
25. Кинетика электродных процессов. Поляризация.
26. Электролиз. Применение электролиза. Законы Фарадея.
27. Коррозия. Виды коррозии. Меры борьбы с коррозией.
28. Закон сохранения энергии. Самопроизвольно протекающие процессы. Внутренняя энергия и энтальпия. Экзо- и эндотермические реакции. Стандартные энтальпии образования и сгорания. Закон Гесса и его применение в стандартных условиях. Критерии принципиальности осуществимости процессов. Стандартная энергия Гиббса. Влияние температуры на направление процессов.
29. Скорость химических реакций и методы ее регулирования. Основной закон химической кинетики. Константа скорости химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Понятие об энергии активации, энергетическом барьере.
30. Теория переходного состояния. Активированный комплекс. Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ.
31. Обратимые и необратимые химические процессы. Константа равновесия.
32. Закон действующих масс. Факторы влияющие на константу равновесия. Принцип Ле-Шателье. Химическое равновесие в гетерогенных системах, фазовые равновесия.
33. Обзор s-элементов. Положение элементов в периодической системе, строение атома, основные константы элемента, химическая связь, комплементарность, соединения с наиболее устойчивой степенью окисления,
34. Отношение простых веществ s-элементов к кислороду, сере, галогенам, воде, кислотам, щелочам. Стандартные электродные потенциалы.
35. Двухэлементные соединения s-элементов: оксиды, гидриды, сульфиды, нитриды, галогениды. Изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств веществ.
36. Трехэлементные соединения s-элементов: кислотные, амфотерные, основные гидроксиды. Соли. Применение простых веществ и их соединений.
37. Обзор p-элементов. Положение элементов в периодической системе, строение атома, основные константы элемента, химическая связь, комплементарность, соединения с наиболее устойчивой степенью окисления.
38. Отношение простых веществ p-элементов к кислороду, сере, галогенам, воде, кислотам, щелочам. Стандартные электродные потенциалы.
39. Двухэлементное соединение p-элементов: оксиды, гидриды, сульфиды, нитриды, галогениды. Изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств веществ.
40. Трехэлементные соединения p-элементов: кислотные, амфотерные, основные - гидроксиды. Соли. Применение простых веществ и их соединений.
41. Обзор d-элементов. Положение элементов в периодической системе, строение атома, основные константы элемента, химическая связь, комплементарность, соединения с наиболее устойчивой степенью окисления.
42. Отношение простых веществ d-элементов к кислороду, сере, галогенам, воде, кислотам, щелочам. Стандартные электродные потенциалы.

(max 40 баллов)

Оценка	Баллы
5	35 – 40
4	30 – 34
3	24 – 29
2	1 – 23

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
 Нижнекамский химико-технологический институт (филиал)
 федерального государственного бюджетного образовательного
 учреждения
 Высшего образования
 «Казанский национальный исследовательский технологический университет»
 Подготовительный факультет
 Специальность: **27.02.04** «Автоматические системы управления»
 Комплект тестовых заданий. Тестовые задания открытого типа

1. Сколько весит (в граммах) 1 моль вещества CaCO_3 ?
2. Выберите (по таблице Менделеева) сколько электронов находится на внешней электронной оболочке атома с № 7 и 34
3. Энергия ионизации с увеличением периода _____
4. Выберите соль, из имеющихся, которая гидролизуется не по катиону,
 CH_3COONa , NH_4Cl , AlCl_3 , CuSO_4
5. Радиус атома с увеличением периода _____
6. Порядковый номер элемента соответствует _____ ядра
7. Выберите из таблицы Менделеева наименее электроотрицательный элемент.
8. Выберите графический или алгебраический метод расчета: На сколько следует повысить температуру для увеличения скорости реакции в 729 раз (температурный коэффициент равен 3), температуру ($^{\circ}\text{C}$) газообразной смеси следует повысить на _____
9. Выберите какие орбитали из рисунка заполняются у элемента с № 25



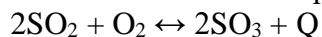
10. Система имеющая границы раздела фаз называется _____
11. Система обменивающаяся с окружающей средой только энергией называется _____
12. количество теплоты, которое поглощается в стандартных условиях (если энтальпия образования положительна) или выделяется (если энтальпия образования отрицательна) при образовании сложного вещества из простых веществ называется _____
13. Энтальпия это _____
 Реакции протекающие с выделением тепла
 называются _____
14. Реакция $\text{H}_2\text{S}_{(г)} + \text{Cl}_{2(г)} = \text{S}_{(к)} + 2\text{HCl}_{(г)} + \Delta G = -157,52 \text{ кДж /моль}$ при стандартных условиях является _____ процессом.

15. Химическое равновесие в системе $2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{NO}_{2(\text{г})} + Q$ смещается в сторону образования _____ при понижении давления

16. Для гетерогенной системы в закон действующих масс не входят концентрации _____ веществ

17. Если понизить энергию активации, то скорость химической реакции _____

18. На состояние химического равновесия в системе



Катализатор _____

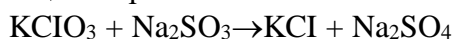
19. Напишите принцип леШателье _____
_____?

20. Гексацианоферрат $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ при взаимодействии с кислотами образует крайне ядовитую _____ кислоту

21. При взаимодействии раствора хлорида железа (III) и раствора роданида калия окраска изменяется на _____

22. Скорость коррозии железа будет _____ при его контакте с никелем

23. Реакция выражается схемой:



Используя электронную среду определите по разности электродных потенциалов в каком направлении протекает данная реакция. _____

24. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между веществами: а) NH_3 и KMnO_4 ; Используя электронную среду определите по разности электродных потенциалов что данная реакция протекает в _____ направлении

25. Используя электронную среду найдите константы диссоциации следующих оснований: KOH , $\text{Th}(\text{OH})_4$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$. Сравните значения констант диссоциации и укажите самое сильное основание.

26. Напишите _____ первый _____ закон _____ Фарадея _____ и его формулу _____

27. Напишите формулировку закона Гесса _____

28. Гидроксид цинка и сульфат меди _____ аминные комплексы с координационным числом 4

29. В гексагидроксиалюминате калия лигандом является _____

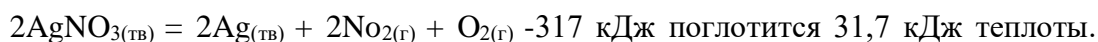
30. В хлориде бария химическая связь соответственно _____

1) Тестовые задания закрытого типа

1. Щелочную среду имеет раствор

- 1) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 2) NaNO_3 3) NaCl 4) Na_2CO_3

2. В результате реакции, термохимическое уравнение которой



Масса выделившегося серебра равна

- 1) 1,08 г 2) 54 г 3) 5,4 г 4) 10,8 г

3. Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами их взаимодействия.

**РЕАГИРУЮЩИЕ
ВЕЩЕСТВА**

- 1) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow$
- 2) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow$
- 3) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{SO}_3 \rightarrow$
- 4) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2\text{O}_7 \rightarrow$
- Д) $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- Е) $\text{BaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

**ПРОДУКТЫ
ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ**

- А) $\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- Б) $\text{BaSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- В) $\text{BaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- Г) $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2$

4. Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами их взаимодействия

**РЕАГИРУЮЩИЕ
ВЕЩЕСТВА**

- 1) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 2) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ Б) $\text{CaSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{SO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$
- 4) $\text{SO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$
- Д) H_2SO_3
- Е) H_2SO_4

**ПРОДУКТЫ
ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ**

- А) $\text{CaSO}_3 + \text{H}_2$
- В) $\text{CaSO}_4 + \text{H}_2$
- Г) $\text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

5. Установите соответствие между формулой соединения и значением степени окисления хлора в нем.

ФОРМУЛА СОЕДИНЕНИЯ

- 1) $\text{Ca}(\text{OCl})_2$ А) +1
- 2) KClO_3
- 3) HClO_2
- 4) FeCl_3

СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ ХЛОРА

- Б) +2
- В) +3
- Г) +5
- Д) -1

6. Коррозия конструкций, изготовленных из сплава железа, будет наибольшей в среде электролита, содержащего

- 1) кислород в кислой среде при высокой температуре
- 2) водород в кислой среде при низкой температуре
- 3) кислород в щелочной среде при низкой температуре
- 4) водород в щелочной среде при высокой температуре

7. Какие из утверждений о коррозии металлов верны?

- А. Химическая коррозия металлов происходит в проводящей электрический ток среде.
- Б. Для протекторной защиты металлической конструкции от коррозии к ней присоединяют кусок менее активного металла.

- 1) верно только А
- 2) верны оба суждения
- 3) верно только Б
- 4) неверны оба суждения

8. В какой реакции соединение Fe(III) является восстановителем:

- а) $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \dots$,
- б) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$,
- в) $\text{FeCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$

Ключи ответов на задания открытого типа.

№ вопроса	Правильный ответ	Баллы
1	100	0-0,25
2	5 и 6	0-0,25
3	уменьшается	0-0,25
4	CH_3COONa	0-0,25
5	Растет скачкообразно	0-0,25
6	Числу протонов	0-0,25
7	франций	0-0,25
8	60 градусов	0-0,25
9	S и все D	0,2-0,5
10	гетерогенная	0,20
11	закрытая	0,20
12	Энтальпия образования	0,20
13	Энтальпия это функция состояния термодинамической системы определяемая как сумма внутренней энергии и произведения давления на объем Экзотермические	0,2-0,5
14	Самопроизвольным	0-0,25
15	продуктов	0-0,25
16	твердых	0-0,25
17	увеличится	0-0,25
18	Не влияет	0-0,25
19	Если на систему, находящуюся в устойчивом равновесии воздействовать извне изменяя какое либо из условий равновесия , то в системе усиливаются процессы, направленные в сторону противодействия изменениям	0,2-0,5
20	HCN	0-0,25
21	Ярко красный	0,2-0,5
22	увеличивается	0-0,25
23	В прямом	0-0,25
24	В прямом	0-0,25
25	КОН	0-0,25
26	Масса вещества осажденного на электроде при электролизе прямо пропорциональна количеству электричества, поданному на этот электрод $m = kq = kIt$	0,2-0,5
27	Закон Гесса Тепловой эффект химической реакции проводимой в изобарно – изотермических или изохорно изотермических условиях зависит только от вида и состояния исходных веществ и не зависит от пути ее протекания	0,2-0,5
28	образуют	0-0,25
29	гидроксил	0-0,25
30	Ионная	0-0,25

Ключи ответов на задания закрытого типа

ОК 3 – Принимать решения в стандартных и нестандартных ситуациях и нести за них ответственность.

№ вопроса	Правильный ответ	баллы
1	4	0,2-0,5
2	4	0,2-0,5
3	ЕДВА	0,2-0,5
4	ДЕБВ	0,2-0,5
5	АВВД	0,2-0,5
6	1	0,2-0,5
7	1	0,2-0,5
8	б	0,2-0,5

(max13баллов)

Оценка	Баллы
5	10-13
4	7-10
3	5-7
2	0-5

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Нижекамский химико-технологический институт (филиал)
федерального государственного бюджетного образовательного
учреждения Высшего образования
«Казанский национальный исследовательский технологический университет»

Подготовительный факультет

Специальность: **27.02.04** «Автоматические системы управления»

Комплект лабораторных работ

Учебным планом для обучающихся предусмотрено проведение лабораторных занятий по дисциплине Химия.

Лабораторные занятия по дисциплине проводятся в специально оборудованных лабораториях с применением необходимых средств обучения: лабораторного оборудования, образцов для исследований, методических пособий.

Цель проведения лабораторных работ - практическое освоение теоретических положений лекционного материала, а также выработка студентами определенных умений и навыков самостоятельного экспериментирования.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №1

Тема: Приготовление растворов заданной концентрации

Цель работы:

1. Знать способы выражения концентрации растворов (молярная, молярная концентрация эквивалента, массовая доля).
2. Уметь решать задачи, делать вычисления с использованием понятия «концентрация растворов».
3. Научиться готовить растворы по навеске твердого вещества, из более концентрированного раствора, по фиксаналу.
4. Научиться работать на весах, определять плотность раствора, определять концентрации растворов по плотности.

Оборудование и реактивы: рН-метры, весы аналитические, наборы индикаторной бумаги, мерные колбы, стаканы, цилиндры, соли.

Порядок выполнения

Опыт 1. Приготовление раствора с заданной массовой долей из навески твердого вещества

1. Получить у лаборанта задание для приготовления раствора соли определенной концентрации.
2. Рассчитать необходимое количество твердого вещества и воды.
3. Взвесить с точностью до 0,01 г
 - а) часовое стекло;
 - б) часовое стекло с навеской соли.
4. Записать в тетрадь полученные результаты и вычислить массу соли.

5. Отмерить с помощью мерного цилиндра нужное количество воды.
6. В приготовленную склянку через воронку осторожно перенести навеску соли и обмыть часовое стекло и воронку небольшим количеством дистиллированной воды, отмеренной для растворения.
7. Закрыть пробкой и, встряхивая ее, перемешивать содержимое до полного растворения соли, постепенно прибавляя отмеренную воду.
8. Получить у лаборанта ареометр и измерить плотность приготовленного раствора. Если при растворении соли произошло заметное разогревание или охлаждение раствора, следует выждать, пока раствор остынет до комнатной температуры, и только тогда производить измерение плотности.
9. Проверить по справочнику правильность приготовленного раствора сравнением найденной плотности с табличными данными.
10. Рассчитать молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента полученного раствора.
11. Приготовленный раствор сдать лаборанту, перелив его в заранее приготовленную склянку с этикеткой.

Определение плотности раствора

Плотностью раствора называется масса единицы его объема при исследуемой температуре. Наиболее быстро плотность раствора определяют с помощью ареометра. Для точных измерений используют набор ареометров, каждый из которых предназначен для узкого интервала измерений плотности.

Для определения плотности раствора следует сухой и чистый цилиндр заполнить на $\frac{3}{4}$ испытуемым раствором и опустить в него ареометр. Сначала надо опустить ареометр, шкала которого имеет наименьшее значение плотности. Если шкала его не погружается в раствор, то ареометр вынуть, промыть водой, просушить фильтровальной бумагой и поставить на место. Заменить его следующим из набора и так до тех пор, пока ареометр не погрузится на такую глубину, что уровень жидкости в цилиндре окажется в пределах шкалы ареометра. Ареометр не должен касаться стенок цилиндра. Показания шкалы ареометра следует определить по нижнему мениску для прозрачной жидкости и по верхнему для непрозрачной жидкости.

Задание к опыту №1: Приготовьте раствор соли объемом V с массовой долей соли ω из навески кристаллогидрата (плотность раствора ρ).

№ варианта	Кристаллогидрат	$V, \text{см}^3$	ω	$\rho, \text{г/дм}^3$
1	$\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$	100	0,02	1019,0
2	$\text{AlCl}_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$	50	0,02	1016,0
3	$\text{MnCl}_2 \cdot 4 \text{H}_2\text{O}$	100	0,02	1010,0
4	$\text{CrCl}_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$	50	0,02	1010,0
5	$\text{NiSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$	50	0,02	1020,0
6	$\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4 \text{H}_2\text{O}$	50	0,02	1015,4

Опыт 2. Приготовление раствора с заданной массовой долей из более концентрированного раствора*

1. Получить у лаборанта раствор кислоты или аммиака определенной концентрации.
2. Измерить ареометром плотность исходного концентрированного раствора заданного вещества. Для этого осторожно (под тягой) налить концентрированный

*Способ применяется, главным образом, для приготовления растворов кислот (серной, соляной, азотной) или аммиака.

раствор в предназначенный для данного вещества цилиндр. Опустить в него ареометр, следя за тем, чтобы ареометр не касался стенок сосуда.

3. Записать показания ареометра и сверить их со справочными данными.
4. Рассчитать объем раствора, который необходимо приготовить в ходе данного опыта.
5. Рассчитать объем воды, требуемый для приготовления раствора заданной процентной концентрации из более концентрированного раствора.
6. Нужный объем воды отмерить мерным цилиндром и вылить в стакан.
7. Отмерить мерным цилиндром объем концентрированного раствора, влить его в воду (в случае серной кислоты выливать тонкой струйкой при помешивании) и тщательно перемешать раствор.
8. Охладить раствор до комнатной температуры, перелить в сухой высокий цилиндр и определить плотность ареометром.
9. Слить полученный раствор в заранее подготовленную склянку с этикеткой, на которой написано название вещества, его концентрацию. Сдать раствор лаборанту.
10. По значению плотности полученного раствора найти по справочнику концентрацию полученного раствора и проверить, таким образом, точность выполнения опыта.
11. Вычислить молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента полученного раствора.

Задание к опыту №2: Приготовьте раствор кислоты с массовой долей кислоты ω_2 из раствора этой же кислоты с массовой долей ω_1 (объем исходного раствора V_1).

№ варианта	К ислота	Исходный раствор		Конечн ый раствор
		$V_1, \text{см}^3$	ω_1	ω_2
1	HCl	30	0,044	0,024
2	HCl	35	0,064	0,044
3	H ₂ SO ₄	40	0,062	0,032
4	H ₂ SO ₄	35	0,091	0,062
5	HCl	20	0,064	0,024
6	H ₂ SO ₄	30	0,091	0,032

Опыт 3. Приготовление раствора заданной молярной концентрации или нормальной концентрации эквивалента из навески твердого вещества

1. Получить у лаборанта задание.
2. Рассчитать количество вещества, необходимое для приготовления раствора.
3. Получить у лаборанта мерную колбу нужного объема, часовое стекло и заданное вещество.
4. Взвесить вещество на часовом стекле на технических весах с точностью до 0,01 г.
5. В горлышко мерной колбы вставить воронку и осторожно, стараясь не рассыпать, перенести взятую навеску на воронку. Часовое стекло ополоснуть небольшим количеством воды и слить ее на воронку. Эту операцию повторить несколько раз, пока на часовом стекле не останется никаких кристаллов.
6. Через воронку в колбу примерно до половины ее объема небольшими порциями налить воду. При этом стараться все кристаллы с воронки смыть в колбу.
7. Закрыть колбу пробкой и встряхнуть несколько раз до полного растворения вещества.
8. Осторожно долить в колбу воды до метки (нижний мениск воды должен касаться метки).
9. Содержимое колбы снова перемешать.

10. Получить у лаборанта ареометр и измерить плотность приготовленного раствора. Если при растворении соли произошло заметное разогревание или охлаждение раствора, следует выждать, пока раствор остынет до комнатной температуры, и только тогда производить измерение плотности.

11. Рассчитать массовую долю соли в полученном растворе.

12. Слить приготовленный раствор в толстостенную склянку, указать вещество и его концентрацию, сдать раствор лаборанту.

Задание к опыту №3: Приготовьте раствор соли объемом V с молярной концентрацией эквивалента соли $C_{(1/z \text{ в})}$ из навески кристаллогидрата.

№ варианта	Кристаллогидрат	$V, \text{ см}^3$	$C_{(1/z \text{ в})}, \text{ моль/дм}^3$
1	$\text{NiCl}_2 \cdot 6 \text{ H}_2\text{O}$	100	0,1
2	$\text{CoCl}_2 \cdot 6 \text{ H}_2\text{O}$	100	0,3
3	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9 \text{ H}_2\text{O}$	50	0,2
4	$\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}$	50	0,2
5	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18 \text{ H}_2\text{O}$	100	0,2
6	$\text{MnCl}_2 \cdot 4 \text{ H}_2\text{O}$	50	0,1

Контрольные вопросы

1. Какую массу медного купороса ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) нужно взять для приготовления 500 см^3 раствора сульфата меди с $\omega = 14,00\%$?

2. Из 200 г $25,00\%$ -ного раствора при охлаждении выделилось 50 г соли. Чему равна массовая доля соли в охлажденном растворе?

3. Вычислите молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента и моляльную концентрацию $17,40\%$ -ного раствора серной кислоты (плотность раствора найдите в приложении).

4. Смешали $0,5 \text{ дм}^3$ и 1 дм^3 растворов гидроксида натрия с молярными концентрациями соответственно 2 моль/дм^3 и 3 моль/дм^3 . Определите титр конечного раствора.

5. Какую массу калия надо добавить к 500 см^3 воды, чтобы получить раствор щелочи с молярной концентрацией $0,2 \text{ моль/дм}^3$?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №2

Тема: Реакции ионного обмена

Цель работы:

1. Выявить сущность реакций, протекающих "до конца".
2. Исходя из констант диссоциации кислот и оснований, сделать вывод о силе данных кислот и оснований.
3. Исходя из значений ПР (произведения растворимости), сформулировать условия образования осадков.
4. Исследовать свойства нерастворимых гидроксидов.

Оборудование и реактивы: рН-метры, весы аналитические, наборы индикаторной бумаги, мерные колбы, стаканы, цилиндры, соли.

Определение условий необратимого протекания реакций ионного обмена

Порядок выполнения

1. Получите у лаборанта вариант задания.

2. Решите задачу сначала теоретически. Заполните таблицу, в которой укажите выпадение осадков (\downarrow), выделение газов (\uparrow), образование слабых электролитов.

Для правильного ответа воспользуйтесь таблицами растворимости и констант диссоциации кислот и оснований из приложения.

В приведенной таблице вместо номеров необходимо подставить формулы соединений из варианта задания. В данной таблице заполняется только верхняя часть, расположенная выше диагонали, поскольку по диагонали вещества пересекаются сами с собой, а в этом случае они не реагируют, а нижняя часть является зеркальным отображением верхней части таблицы.

Для правильного ответа воспользуйтесь таблицами растворимости и констант диссоциации кислот и оснований из приложения.

В приведенной таблице вместо номеров необходимо подставить формулы соединений из варианта задания. В данной таблице заполняется только верхняя часть, расположенная выше диагонали, поскольку по диагонали вещества пересекаются сами с собой, а в этом случае они не реагируют, а нижняя часть является зеркальным отображением верхней части таблицы.

Таблица – Предварительные результаты реакций ионного обмена

Соединения							
1							
2							
3							
4							
5							
6							
7							

3. В отчете по лабораторной работе сгруппируйте все необратимые реакции следующим образом:

а) реакции, приводящие к образованию малорастворимых и нерастворимых соединений,

б) реакции, приводящие к образованию слабых электролитов,

в) реакции, приводящие к образованию газообразных веществ.

4. Напишите уравнения всех протекающих "до конца" реакций в молекулярной и ионной (полная и краткая) формах.

5. Назовите все вещества.

6. Для слабых электролитов напишите уравнения ступенчатой электролитической диссоциации. Приведите выражения констант диссоциации по ступеням и их значения.

7. Для малорастворимых соединений запишите выражения произведения растворимости, сформулируйте условия образования осадков.

8. Проведите эксперимент. Запишите в тетради все наблюдаемые эффекты.

Варианты заданий:

Вариант – 1: растворы гидроксида калия, азотной кислоты, карбоната натрия, сульфата кадмия (II), нитрата свинца (II), хромата калия, сульфата хрома (III), фенолфталеиновая бумага (или спиртовой раствор фенолфталеина с массовой долей 1%).

Вариант – 2: кристаллические гидроксид кальция и хлорид аммония, растворы соляной кислоты, сульфата меди (II), нитрата свинца (II), хлорида железа (III), нитрата серебра, фенолфталеиновая бумага (или спиртовой раствор фенолфталеина с массовой долей 1%).

Вариант – 3: растворы гидроксида калия, серной кислоты, нитрата бария, сульфида натрия, хлорида никеля (II), сульфата кобальта (II), хлорида железа (III), фенолфталеиновая бумага (или спиртовой раствор фенолфталеина с массовой долей 1%).

Вариант – 4: растворы гидроксида натрия, соляной кислоты, нитрата серебра, карбоната натрия, йодида калия, бромид калия, хлорида железа (III), фенолфталеиновая бумага (или спиртовой раствор фенолфталеина с массовой долей 1%).

Вариант – 5: кристаллические гидроксид кальция и хлорид аммония, растворы азотной кислоты, сульфата хрома (III), хромата калия, нитрата кобальта (II), хлорида цинка, сульфата никеля (II), фенолфталеиновая бумага (или спиртовой раствор фенолфталеина с массовой долей 1%).

Вариант – 6: растворы гидроксида натрия, серной кислоты, хлорида бария, сульфида натрия, нитрата никеля (II), сульфата кадмия (II), сульфата цинка, фенолфталеиновая бумага (или спиртовой раствор фенолфталеина с массовой долей 1%).

Контрольные вопросы

1. Составьте молекулярные и молекулярно – ионные уравнения реакций взаимодействия между:

- а) хлоридом железа (III) и гидроксидом бария;
- б) селенитом натрия и серной кислотой;
- в) гидроксидом стронция и хромовой кислотой;
- г) фосфорной кислотой и нитратом кобальта (II);
- д) силикатом натрия и хлоридом индия (III).

2. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:

- а) $\text{Zn(OH)}_2 + 2\text{OH}^- = \text{ZnO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$
- б) $\text{Cr}^{3+} + 3\text{CN}^- = \text{Cr(CN)}_3$
- в) $\text{H}^+ + \text{NO}_2^- = \text{HNO}_2$

3. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации и выражения констант диссоциации следующих кислот и оснований: H_3BO_3 , HIO_4 , H_2S , Fe(OH)_2 , Sn(OH)_4 , Sr(OH)_2 . Сравните значения констант диссоциации и укажите самую сильную кислоту и самое сильное основание.

4. Определите, выпадет ли осадок соли при сливании равных объемов растворов MnCl_2 и K_2SeO_3 с молярными концентрациями 0,005 моль/дм³. Степени диссоциации MnCl_2 и K_2SeO_3 принять равными единице.

5. К 0,12 дм³ раствора гидрата аммиака с массовой долей 19,80 % ($\rho = 960$ г/дм³) добавили 0,33 дм³ азотной кислоты с массовой долей 25,00 % ($\rho = 1150$ г/дм³). Определите молярную концентрацию эквивалента соли в конечном растворе.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3

Тема: «Окислительно – восстановительные реакции»

Цель работы: Изучить окислительно – восстановительные реакции различных металлов. Изучить влияние природы окислителя и восстановителя на характер ОВР. Изучить влияние pH среды на протекание ОВР. Закрепление экспериментальных навыков по работе с лабораторной посудой и химическими веществами.

Оборудование и реактивы: рН-метры, весы аналитические, наборы индикаторной бумаги, мерные колбы, стаканы, цилиндры, соли. кислоты, основания.

ОПЫТ №1 ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ МЕТАЛЛОВ С КИСЛОТАМИ

Выполнение опыта: Взять у лаборанта чистые металлы: Fe, Cu, Zn, Mn, Ca для каждого металла в 3 пробирки налить по 5-7 капель растворов кислот: HCl, H₂SO₄, HNO₃. В четвертую пробирку внести такое же количество концентрированной HNO₃. Во все пробирки добавить порошкообразные металлы. Отметить, в каких пробирках протекает реакция.

Задание: составить уравнения взаимодействия металлов с растворами кислот. Сделать вывод об отношении металлов к кислотам, отметить скорость протекания реакции у различных металлов.

ОПЫТ №2 ПОЛУЧЕНИЕ ТЕТРАОКСОМАНГАНАТА (VI) КАЛИЯ

Выполнение опыта: сплавить в пробирке KClO₃ с кусочком KOH и несколькими крупинками MnO₂. Полученный сплав сохранить для последующих опытов.

Задание: составить уравнение реакции. Сделать вывод об окислительно-восстановительной способности оксида марганца (IV).

ОПЫТ №3 ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ МАРГАНЦА (VI)

Выполнение опыта: к раствору K₂MnO₄ прилить хлорную воду. Объяснить наблюдаемое.

Задание: составить уравнение реакции. Сделать вывод о восстановительных свойствах иона MnO₄²⁻.

ОПЫТ №4 ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ МАРГАНЦА (VI)

Выполнение опыта: к подкисленному раствору FeSO₄ добавить K₂MnO₄. Объяснить наблюдаемое.

Задание: составить уравнение реакции. Сделать вывод об окислительных свойствах иона MnO₄²⁻.

ОПЫТ №5 ДИСПРОПОРЦИОНИРОВАНИЕ СОЕДИНЕНИЙ МАРГАНЦА (VI)

Выполнение опыта: к раствору K₂MnO₄ добавить несколько капель уксусной кислоты. Объяснить изменение окраски раствора и выпадение осадка.

Задание: составить уравнение реакции. Сделать вывод о устойчивости соединений Mn (VI).

ОПЫТ №6 ВЛИЯНИЕ РЕАКЦИИ СРЕДЫ НА ХАРАКТЕР ВОССТАНОВЛЕНИЯ ПЕРМАНГАНАТА КАЛИЯ

Выполнение опыта: в три пробирки налить по 3-4 капли раствора KMnO₄ и добавить: в первую – 2-3 капли серной кислоты, во вторую – 2-3 капли воды, в третью – 5-6 капель гидроксида калия. Во все три пробирки добавить по каплям раствор сульфита натрия до исчезновения фиолетово-малинового окрашивания. По окраскам полученных растворов и осадков определить соединения марганца.

Задание: составить уравнения окислительно-восстановительных реакций. Сделать вывод о характере восстановления перманганата калия в зависимости от реакции среды. Привести значения электродных потенциалов систем.

Контрольные вопросы

1. Среди предложенных реактивов KMnO_4 ; NaNO_2 ; J_2 (вода); Mg ; $\text{HNO}_3(\text{p})$; KBr найти:

- а) окислитель;
- б) восстановитель;
- в) вещества, обладающие окислительно-восстановительной двойственностью.

2. Предложить какие возможны окислительно-восстановительные реакции.

3. Составить уравнения окислительно-восстановительных реакций, используя ионно-электронный метод. Определить тип ОВР. Для каждого полупроцесса пользоваться таблицами, найти значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов.

4. Сделать вывод об окислительных свойствах веществ.

Лабораторная работа № 4

Химические свойства азота и его соединений

Цель работы: изучить свойства азота и его соединений.

ОПЫТ 1. Получение азота разложением нитрата (III) аммония.

В пробирку налейте поровну насыщенные растворы нитрата (III) натрия и хлорида аммония (общий объем не более 1/3 пробирки) и слегка подогрейте до начала реакции. Объясните наблюдаемое.

ОПЫТ 2. Получение аммиака из аммонийных солей. (ТЯГА).

В сухую пробирку всыпьте тщательно перемешанную смесь равных объемов хлорида аммония и гидроксида кальция. Смесь осторожно нагревайте, выделяющийся газ исследуйте лакмусом на характер среды. Объясните наблюдаемое.

ОПЫТ 3. Образование солей аммония. (ТЯГА).

Смочите дно и стенки стакана концентрированной соляной кислотой, остаток кислоты слейте обратно в колбу. Стаканом накройте тигель, смоченный раствором аммиака. Объясните наблюдаемое.

ОПЫТ 4. Гидролиз солей аммония.

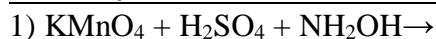
Исследуйте характер среды растворов NH_4Cl и $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. Почему твердый $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ заметно пахнет аммиаком? (теоретический).

ОПЫТ 5. Отношение солей аммония к нагреванию (ТЯГА).

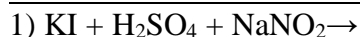
1) Нагрейте пробирку с хлоридом аммония. Объясните на стенках пробирки белого налета.

2) Нагрейте пробирку с дихроматом аммония до начала реакции. Объясните вулканообразное протекание реакции.

ОПЫТ 6. Восстановительные и окислительные свойства гидроксиламина. (ТЯГА).



ОПЫТ 7. Восстановительные и окислительные свойства нитрит-иона. (ТЯГА)



ОПЫТ 8. Диспропорционирование нитрит-иона (образование и распад HNO_2).

Кристаллам нитрата натрия прилейте концентрированную серную кислоту. Объясните появление красно-бурых паров.

ОПЫТ 9. Отношение нитратов к нагреванию. (ТЯГА).

- 1) Нагрейте пробирку с безводным нитратом свинца.
- 2) Нагрейте пробирку с нитратом кобальта.

Объясните наблюдаемое, сравните температуры разложения данных нитратов.

ОПЫТ 10. Окислительные свойства азотной кислоты. (ТЯГА).



Пробирку с медью слегка нагрейте.

Лабораторная работа № 5

Химические свойства галогенов и их соединений

Цель работы: изучить свойства галогенов и их соединений.

ОПЫТ 1. Получение галогенов. (ТЯГА).

А) В пробирку с газоотводной трубкой поместите порошок MnO_2 , прилейте концентрированной соляной кислоты в таком количестве, чтобы она покрыла весь слой MnO_2 . Смесь осторожно подогрейте и выделяющийся газ исследуйте с помощью растворов KI и KBr . Отметьте цвет растворов.

Б) Пропустите хлор через раствор щелочи. Раствор сохраните для дальнейших опытов.

В) Пропустите хлор через раствор воды. Раствор сохраните для дальнейших опытов.

ОПЫТ 2. Окислительные свойства галогенов. (ТЯГА).

А) В пробирку с Na_2S влейте несколько капель хлорной воды. Объясните наблюдаемое.

Б) к раствору иодной воды по каплям прилейте раствор Na_2SO_3 . Объясните наблюдаемое.

ОПЫТ 3. Сравнение восстановительных свойств галогенов. (ТЯГА).

Насыпьте в отдельные пробирки KI и KBr . Облейте соли несколькими каплями концентрированной серной кислотой. Наблюдайте окраску выделяющихся паров, осторожно исследуйте их запах и реакцию на лакмус. Составьте уравнения реакций.

ОПЫТ 4. Гидролиз галидов.

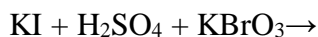
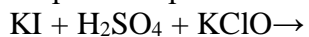
Исследуйте характер среды растворов NaCl , AlCl_3 , NaF , KBr с помощью лакмуса. Объясните наблюдаемое.

ОПЫТ 5. Сравнение окислительной активности оксохлорат (I) оксобромат (V) ионов.

Сравните взаимодействие раствора KI с растворами KClO и KBrO_3 . Объясните наблюдаемое.

ОПЫТ 6. Влияние среды на окислительную активность оксохлорат (I) оксобромат(V) ионов.

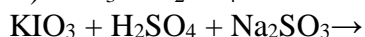
В двух пробирках с раствором KClO и KBrO_3 добавьте раствор KI . Затем в пробирки прилейте разбавленную серную кислоту. Сравните и объясните результаты.



ОПЫТ 7. Образование иодноватой кислоты и ее окислительные свойства.

А) К сильно разбавленному раствору KI прилейте по каплям хлорной воды. Объясните появление окраски раствора.

Б) к раствору KBrO₃ прилейте по каплям раствор Na₂SO₃. Объясните появление, а затем исчезновение окраски раствора.



Лабораторная работа № 6

Химические свойства кислорода, серы и их соединений

Цель работы: Изучить свойства соединений кислорода и серы.

ОПЫТ 1. Получение кислорода разложением солей и его окислительные свойства.

Разложением оксобромата (V) калия в присутствии MnO₂ получите кислород и соберите его в две пробирки. Внесите в разные пробирки с кислородом горячий красный фосфор и горячую серу. Объясните наблюдаемое.

ОПЫТ 2. Разложение кристаллогидрата CuSO₄*5H₂O. Образование аквакомплекса.

В пробирку внесите около 1 г кристаллогидрата сульфата меди и нагрейте. Объясните наблюдаемое. Охладите пробирку и прилейте 5-10 мл дистиллированной воды.

ОПЫТ 3. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода.

А) К раствору иодида калия, подкисленного равным объемом разбавленной серной кислоты, прилейте раствор пероксида водорода. Объясните наблюдаемое.

Б) К подкисленному, разбавленной серной кислотой, к раствору перманганата (VII) калия прилейте раствор перекиси водорода. Объясните наблюдаемое.

В) Установите, какой газ выделяется при нагревании перекиси водорода.

ОПЫТ 4. Получение и растворимость сульфидов. (ТЯГА).

В пробирки с растворами солей K⁺, Fe⁺², Cd⁺², Cu⁺², Zn⁺² прибавьте раствор Na₂S. Отметьте в каких пробирках образуются осадки. Напишите уравнения реакций и произведение растворимости. KJ, FeSO₄, Cd(NO₃)₂, CuSO₄, ZnSO₄.

ОПЫТ 5. Полный гидролиз сульфидов.

К раствору, содержащему ионы Al⁺³, прилейте раствор Na₂S. Опытным путем докажете осадок какого соединения образуется при этом. Al₂(SO₄)₃.

ОПЫТ 6. Восстановительные свойства Na₂S. (ТЯГА).

К сильно разбавленному, и подкисленному разбавленной серной кислотой, к раствору KMnO₄ прилейте Na₂S. Объясните помутнение раствора.

ОПЫТ 7. Окислительно-восстановительные свойства SO₃²⁻.

А) к раствору иодной воды прилейте раствор Na₂SO₃. Объясните обесцвечивание раствора.

Б) к раствору Na₂SO₃, подкисленного разбавленной серной кислотой, прилейте раствор Na₂S. Объясните помутнение раствора.

В) к раствору дихромата калия, подкисленного разбавленной серной кислотой, прилейте раствор Na₂SO₃.

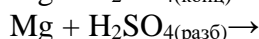
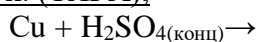
ОПЫТ 8. Получение тиосерной кислоты и ее распад.

Исследуйте действия соляной кислоты на раствор тиосульфата (VI) натрия. Объясните выпадение осадка.

ОПЫТ 9. Получение и свойства тетротиионата натрия.

В пробирку с иодной водой прибавляете по каплям раствор тиосульфата натрия до обесцвечивания. Проверьте, будут ли происходить заметные изменения при добавлении к раствору разбавленной серной кислоты?

ОПЫТ 10. Взаимодействие металлов с разбавленной и концентрированной серной кислотой. (ТЯГА).



Лабораторная работа № 7

Химические свойства хрома и его соединений

Цель работы: изучить свойства хрома и его соединений. Установить зависимость кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений хрома от степени его окисления.

Техника безопасности: соли хрома ядовиты. Термическое разложение дихромата аммония сопровождается выбросом раскаленных частиц, во избежание попадания частиц в глаза не наклоняться над реакционным сосудом. Опыт проводить под тягой. Во избежание химических ожогов проявлять осторожность при работе с концентрированными растворами кислот и щелочами.

ОПЫТ №1 ПОЛУЧЕНИЕ И ИЗУЧЕНИЕ СВОЙСТВ ГИДРОКСИДА ХРОМА (II)

Приборы и реактивы: пробирки, растворы гидроксида натрия, серной кислоты, раствор соли хрома (II) получить у лаборанта непосредственно перед проведением опыта.

Выполнение опыта: в 2 пробирки с растворами солей хрома (II) прилить раствор гидроксида натрия. Что получается? Какими свойствами обладает гидроксид хрома (II)?

Задание: составить уравнения реакций. Сделать вывод о кислотно-основных свойствах гидроксида хрома (II). Объяснить, почему изменяется при стоянии на воздухе окраска растворов соединений хрома (II). Приведите уравнения окисления соединений хрома (II).

ОПЫТ №2 ПОЛУЧЕНИЕ ОКСИДА ХРОМА (III)

Приборы и реактивы: дихромат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (кристаллический), асбестированная сетка, фарфоровая ступка с пестиком, растворы гидроксида калия и серной кислоты, спиртовка.

Выполнение опыта: в фарфоровой ступке измельчить до порошкообразного состояния дихромат аммония, затем перенести его на асбестированную сетку, насыпать горкой и нагреть. Наблюдаем бурное разложение соли. Отметить изменение окраски вещества. Проверить растворимость образовавшегося продукта в кислотах и щелочах.

Задание: составить уравнения окислительно-восстановительной реакции разложения дихромата аммония. Сделать вывод о свойствах оксида хрома (III) и термической устойчивости дихромата аммония.

ОПЫТ №3 ПОЛУЧЕНИЕ И ИЗУЧЕНИЕ СВОЙСТВ ГИДРОКСИДА ХРОМА (III)

Приборы и реактивы: растворы сульфата хрома (III), гидроксида натрия, соляной кислоты.

Выполнение опыта: в две пробирки налить по 4-5 капель сульфата хрома (III), и добавлять по каплям раствор гидроксида натрия до выпадения осадка серо-зеленого цвета. Экспериментально доказать его амфотерность.

Задание: составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения. Сделать вывод о свойствах гидроксида хрома (III).

ОПЫТ №4 ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ ХРОМА (III)

Приборы и реактивы: растворы сульфата хрома (III), хлорида хрома (III), карбоната натрия, универсальная индикаторная бумага.

Выполнение опыта: индикаторной бумагой определить реакцию среды pH растворов сульфата и хлоридов хрома (III). К 5-7 каплям раствора сульфата хрома (III) добавлять по каплям раствор карбоната натрия до образования осадка. Наблюдаем выделение газа.

Задание: составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза сульфата и хлорида хрома (III). Написать молекулярные и молекулярно-ионные уравнения взаимодействия сульфата хрома и карбоната натрия. Сделать выводы о свойствах гидроксида и солей хрома (III), условиях протекания полного гидролиза.

ОПЫТ №5 КИСЛОТНО-ОСНОВНЫЕ СВОЙСТВА ОКСИДА ХРОМА (VI)

Приборы и реактивы: оксид хрома (VI) кристаллический, дистиллированная вода, раствор гидроксида калия, универсальная индикаторная бумага.

Выполнение опыта: в пробирку насыпать немного оксида хрома (VI) и добавить воды. Отмечаем изменение окраски. Определить pH среды. К содержимому пробирки прилить раствор щелочи. Отмечаем изменение окраски.

Задание: составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения, сделать вывод о кислотно-основных свойствах оксида хрома (VI).

ОПЫТ №6 УСЛОВИЯ СУЩЕСТВОВАНИЯ ХРОМАТОВ И ДИХРОМАТОВ

Приборы и реактивы: растворы дихромата калия, хромата калия, серной кислоты, гидроксида калия.

Выполнение опыта: в пробирку налить 4-5 капель хромата калия и добавить 2-3 капли раствора серной кислоты. Отмечаем изменение окраски. К 4-5 каплям раствора дихромата калия добавить 2-3 капли раствора гидроксида калия. Отмечаем изменение окраски.

Задание: составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения превращения хромата калия в дихромат и обратно. Сделать вывод об устойчивости хроматов и дихроматов в зависимости от среды.

ОПЫТ №7 ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ ХРОМА (VI)

Приборы и реактивы: растворы дихромата калия, сульфита натрия, йодида калия, серной кислоты, соляной кислоты, сероводородной воды, сульфида аммония.

Выполнение опыта: к раствору дихромата калия добавить 2-3 капли раствора серной кислоты, затем по каплям раствор сероводородной воды (или $(\text{NH}_4)_2\text{S}$) до изменения окраски раствора. Отмечаем помутнение раствора. С чем это связано?

В пробирку налить 4-5 капель дихромата калия, добавить 2-3 капли раствора серной кислоты и по каплям добавлять раствор сульфита натрия до изменения окраски.

В пробирку внести 4-5 капель раствора дихромата калия, подкислить 2-3 каплями серной кислоты и добавлять по каплям раствор йодида калия до изменения окраски.

Задание: составить уравнения окислительно-восстановительных реакций, расставить коэффициенты, используя ионно-электронный способ. Сделать вывод об окислительно-восстановительной способности дихроматов.

ОПЫТ №8 ПОЛУЧЕНИЕ МАЛОРАСТВОРИМЫХ ОСАДКОВ

Приборы и реактивы: растворы хромата калия, нитрата бария, нитрата свинца, нитрата кадмия, нитрата серебра.

Выполнение опыта: в четыре пробирки внести по 4-5 капель раствора хромата калия, затем добавить в каждую пробирку по 2-3 капли нитрата бария, нитрата свинца, нитрата кадмия, нитрата серебра. Отметить окраску выпавших осадков.

Задание: составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения соответствующих реакций. Сделать вывод о свойствах хроматов. Привести значения произведения растворимости хроматов и дихроматов.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Как изменяются кислотно-основные свойства оксидов в ряду: CrO , Cr_2O_3 , CrO_3 ?
2. Какую реакцию среды имеет раствор нитрата хрома (III)? Ответ обосновать, написав соответствующие уравнения в ионном и молекулярном видах.
3. Составить уравнения окислительно-восстановительных реакций, подобрать коэффициенты используя ионно-электронный способ:
 - а) $\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$,
 - б) $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KBr} + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$,
 - в) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{PbO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
4. Какой объем газа выделится при взаимодействии 3,3 г дихромата калия с концентрированной соляной кислотой (н.у.)?
5. Определить массу осадка, образующегося при сливании растворов содержащих по 16,2 г хромата натрия и хлорида бария.
6. Определить массу $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, необходимую для приготовления 0,5 л 0,5 н раствора сульфата хрома (III).

Лабораторная работа № 8

Химические свойства соединений марганца

Цель работы: изучить свойства соединений марганца (II, IV, VI). Установить зависимость кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений марганца от степени окисления.

Техника безопасности: проявлять осторожность при работе с концентрированными кислотами, особенно при нагревании. Не допускать попадания к кристаллическому перманганату калия концентрированной серной кислоты, т.к. при этом образуется взрывоопасные смеси. Помнить, что KMnO_4 разрушает ткани и оставляет пятна на коже.

Реактивы: растворы соляной, серной, азотной кислоты, сульфата марганца (II), порошкообразный висмутат натрия и окись свинца (IV), йодная вода, растворы сульфида аммония, карбоната натрия, оксид марганца (IV) кристаллический, перманганат калия кристаллический, растворы перманганата калия, йодида калия, перекиси водорода, сульфита натрия, гидроксида натрия.

ОПЫТ №1 ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ МАРГАНЦА С КИСЛОТАМИ

Выполнение опыта: в 3 пробирки налить по 5-7 капель растворов кислот: HCl , H_2SO_4 , HNO_3 . В четвертую пробирку внести такое же количество концентрированной HNO_3 . Во все пробирки добавить порошкообразный марганец. Отметить, в каких пробирках протекает реакция.

Задание: составить уравнения взаимодействия Mn с растворами кислот. Сделать вывод об отношении марганца к кислотам.

ОПЫТ №2 ПОЛУЧЕНИЕ И ИЗУЧЕНИЕ СВОЙСТВ ГИДРОКСИДА МАРГАНЦА (II)

Выполнение опыта: в 2 пробирки внести по 5-7 капель раствора MnSO_4 , и по 5-6 капель раствора гидроксида натрия. Отметить цвет образовавшихся осадков. Содержимое первой пробирки перемешать стеклянной палочкой до изменения окраски, а к содержимому второй пробирки прилить раствор HCl до растворения осадка.

Задание: составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения для всех проделанных реакций. Сделать вывод о кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойствах $\text{Mn}(\text{OH})_2$.

ОПЫТ №3 МАЛОРАСТВОРИМЫЕ СОЛИ МАРГАНЦА (II)

Выполнение опыта: в 3 пробирки налить по 4-5 капель раствора сульфата марганца и добавить равные количества растворов: в первую – Na_2CO_3 , во вторую и третью – Na_2S . В

первую и вторую пробирку прилить по каплям раствор HCl до растворения осадка, а содержимое третьей пробирки перемешать стеклянной палочкой до изменения окраски осадка.

Задание: написать молекулярные и молекулярно-ионные уравнения реакций. Сделать вывод о свойствах малорастворимых солей марганца (II), привести значения их произведения растворимости.

ОПЫТ №4 ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ МАРГАНЦА (II)

Выполнение опыта: нанести на универсальную индикаторную бумагу по капле раствора сульфата марганца (II) и хлорида марганца (II). Определить реакцию среды (pH).

Задание: составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза сульфата марганца (II) и хлорида марганца (II). Сделать вывод о свойствах солей марганца (II).

ОПЫТ №5 ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ МАРГАНЦА (II)

Выполнение опыта: 1. В пробирку поместить 8-10 капель азотной кислоты и 1 каплю раствора MnSO_4 . Добавить NaBiO_3 , перемешать, дать отстояться до изменения окраски раствора.

2. В пробирку налить 8-10 капель раствора азотной кислоты, добавить немного оксида свинца (IV) и 1 каплю раствора MnSO_4 . Содержимое осторожно прокипятить, дать отстояться и отметить окраску раствора.

Задание: составить уравнения окислительно-восстановительных реакций. Сделать вывод об окислительно-восстановительной способности соединений марганца (II).

ОПЫТ №6 ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА ОКСИДА МАРГАНЦА (IV)

Выполнение опыта: в пробирку налить 3-4 капли соляной кислоты и добавить микрошпатели оксида марганца (IV). Слегка подогреть содержимое пробирки и по цвету и запаху определить выделившийся газ.

Задание: составить уравнение окислительно-восстановительной реакции. Сделать вывод об окислительно-восстановительной способности оксида марганца (IV).

ОПЫТ №7 ПОЛУЧЕНИЕ ТЕТРАОКСОМАНГАНАТА (VI) КАЛИЯ

Выполнение опыта: сплавить в пробирке KClO_3 с кусочком КОН и несколькими крупинками MnO_2 . Полученный сплав сохранить для последующих опытов.

Задание: составить уравнение реакции. Сделать вывод об окислительно-восстановительной способности оксида марганца (IV).

ОПЫТ №8 ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ МАРГАНЦА (VI)

Выполнение опыта: к раствору K_2MnO_4 прилить хлорную воду. Объяснить наблюдаемое.

Задание: составить уравнение реакции. Сделать вывод о восстановительных свойствах иона MnO_4^{2-} .

ОПЫТ №9 ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ МАРГАНЦА (VI)

Выполнение опыта: к подкисленному раствору FeSO_4 добавить K_2MnO_4 . Объяснить наблюдаемое.

Задание: составить уравнение реакции. Сделать вывод об окислительных свойствах иона MnO_4^{2-} .

ОПЫТ №10 ДИСПРОПОРЦИОНИРОВАНИЕ СОЕДИНЕНИЙ МАРГАНЦА (VI)

Выполнение опыта: к раствору K_2MnO_4 добавить несколько капель уксусной кислоты. Объяснить изменение окраски раствора и выпадение осадка.

Задание: составить уравнение реакции. Сделать вывод о устойчивости соединений Mn (VI).

ОПЫТ №11 РАЗЛОЖЕНИЕ ПЕРМАНГАНАТА КАЛИЯ

Выполнение опыта: в пробирку положить 3-4 кристаллика KMnO_4 , укрепить ее горизонтально в штативе, нагреть. Выделяющийся кислород обнаружить с помощью

тлеющей лучинки. После охлаждения к содержимому добавить 8-10 капель воды. По окраске образовавшегося раствора и осадка определить соединения.

Задание: составить уравнение разложения KMnO_4 .

ОПЫТ №12 ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ МАРГАНЦА (VII)

Выполнение опыта: 1. В пробирку налить 3-4 капли раствора KMnO_4 , 2-3 капли серной кислоты и по каплям добавлять раствор йодида калия. Для подтверждения выделения йода в пробирку внести 8-10 капель раствора крахмала и добавить каплю полученного раствора.

2. Внести в пробирку 3-4 капли раствора KMnO_4 , 2-3 капли раствора серной кислоты и 4-5 капель раствора H_2O_2 . Отмечаем обесцвечивание раствора и выделение газа.

Задание: составить уравнения окислительно-восстановительных реакций. Сделать вывод об окислительно-восстановительной способности соединений марганца (VII).

ОПЫТ №13 ВЛИЯНИЕ РЕАКЦИИ СРЕДЫ НА ХАРАКТЕР ВОССТАНОВЛЕНИЯ ПЕРМАНГАНАТА КАЛИЯ

Выполнение опыта: в три пробирки налить по 3-4 капли раствора KMnO_4 и добавить: в первую – 2-3 капли серной кислоты, во вторую – 2-3 капли воды, в третью – 5-6 капель гидроксида калия. Во все три пробирки добавить по каплям раствор сульфита натрия до исчезновения фиолетово-малинового окрашивания. По окраскам полученных растворов и осадков определить соединения марганца.

Задание: составить уравнения окислительно-восстановительных реакций. Сделать вывод о характере восстановления перманганата калия в зависимости от реакции среды. Привести значения электродных потенциалов систем.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Как изменяются кислотно-основные свойства оксидов в ряду: MnO , Mn_2O_3 , MnO_2 , MnO_3 , Mn_2O_7 ?
2. Какую реакцию среды имеет раствор сульфата Mn(II) ? Ответ обосновать, написав соответствующие реакции.
3. Составить уравнение окислительно-восстановительных реакций, определить окислитель, восстановитель; подобрать коэффициенты, используя ионно-электронный способ:
 - а) $\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \dots$,
 - б) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \dots$,
 - в) $\text{NaJ} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{J}_2 + \dots$
4. Какой объем сероводорода (н.у.) необходимо взять для обесцвечивания 200 мл 0,1М раствора перманганата калия?
5. Сколько граммов нитрита натрия содержалось в 400г раствора NaNO_2 , если для его окисления потребовалось 2 литра 0,02М раствора перманганата калия. Определить массовую долю нитрата натрия в растворе.

Лабораторная работа № 9

Химические свойства железа и его соединений, соединения никеля и кобальта

Цель работы: изучить свойства соединений железа, кобальта, никеля. Определить устойчивость этих соединений в зависимости от степени окисления металлов.

Техника безопасности: при взаимодействии металлов с концентрированными кислотами выделяются ядовитые оксиды серы и азота. Поэтому эти опыты проводить в вытяжном шкафу. Гексацианоферраты $\text{K}_3[\text{Fe(CN)}_6]$ и $\text{K}_4[\text{Fe(CN)}_6]$ при взаимодействии с кислотами образуют крайне ядовитую сильную кислоту. Не допускать попадания этих кислот в растворы данных солей.

Реактивы: раствор сульфата железа (II), хлорида железа (III), гексацианоферрата (II) калия $\text{K}_4[\text{Fe(CN)}_6]$, гексацианоферрата (III) калия $\text{K}_3[\text{Fe(CN)}_6]$, роданида калия KSCN , железо

(порошок), концентрированные HNO_3 , H_2SO_4 ; растворы H_2SO_4 , HCl , HNO_3 ; растворы гидроксида натрия, KMnO_4 , H_2O_2 (3%), H_2S , KJ (0,1н), крахмал (1%), $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, Na_2CO_3 , CoSO_4 , NiSO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, индикаторная универсальная бумага.

ОПЫТ №1 ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ ЖЕЛЕЗА С КИСЛОТАМИ

1.1 Взаимодействие с растворами кислот

Выполнение опыта: в три пробирки внести по 5-7 капель растворов кислот: в первую – соляной, во вторую – серной, в третью – азотной. Во все пробирки добавить по 1 микрошпателью железа или по кусочку железной стружки. Наблюдать за происходящими явлениями.

1.2 Идентификация ионов Fe^{3+}

Выполнение опыта: в каждую пробирку добавить по капле раствора роданида калия. Появление красной окраски говорит о наличии ионов Fe^{3+} . Отметить в какой из пробирок образуется соединения железа (III).

Задание: составить уравнения взаимодействия железа с растворами кислот. Обратит внимание на изменение степени окисления железа. По значениям электродных потенциалов указать наиболее сильный окислитель.

ОПЫТ №2 КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА ИОНЫ ЖЕЛЕЗА (II) И ЖЕЛЕЗА (III)

2.1 Действие гексациоферрата (III) калия на ион железа (II)

Выполнение опыта: к 3-4 каплям раствора сульфата железа (II) добавить 1 каплю раствора гексациоферрата (III) калия. Отметить окраску осадка (турбуллевая синь).

Задание: составить молекулярное и молекулярно-ионное уравнение взаимодействия сульфата железа (II) и гексациоферрата (III) калия с образованием осадка турбуллевой сини $\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Сделать вывод о качественном реактиве на ион Fe^{2+} .

2.2 Действие гексациоферрата (II) калия на ион железа (III)

Выполнение опыта: в пробирку поместить 3-4 капли раствора хлорида железа (III) и гексациоферрата (II) калия. Обратит внимание на окраску выпавшего осадка берлинской лазури.

Задание: составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения взаимодействия хлорида железа с гексациоферратом (II) калия с образованием берлинской лазури $\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Сделать вывод о качественном реактиве на ион Fe^{3+} .

2.3 Действие роданида калия на ион железа (III)

Выполнение опыта: ввести в пробирку 8-10 капель раствора хлорида железа (III) и 1 каплю раствора роданида калия. Отметить окраску образовавшегося раствора.

Задание: составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения взаимодействия хлорида железа (III) и роданида калия, учитывая, что образующийся роданид железа (III) относится к малодиссоциированным веществам. Сделать вывод о качественном реактиве на ион Fe^{3+} .

ОПЫТ №3 ПОЛУЧЕНИЕ И ИЗУЧЕНИЕ СВОЙСТВ ГИДРОКСИДА $\text{Fe}(\text{II})$ И $\text{Fe}(\text{III})$

3.1 Гидроксид железа (II)

Выполнение опыта: в две пробирки налить по 5-7 капель раствора сульфата железа (II) и добавить несколько капель раствора гидроксида натрия. Отметить окраску выпавших осадков. К содержимому первой пробирки прилить раствор соляной кислоты. Содержимое второй пробирки перемешивать стеклянной палочкой до изменения окраски.

Задание: составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения реакций. Сделать вывод о свойствах гидроксида железа (II).

3.2 Гидроксид железа (III)

Выполнение опыта: к 5-7 каплям хлорида железа (III) добавить по каплям раствор гидроксида натрия до образования осадка. Отметить окраску осадка и подтвердить его растворимость в кислотах, добавляя по каплям при перемешивании раствор серной кислоты.

Задание: сделать вывод о свойствах гидроксида железа (III), составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения реакций.

ОПЫТ №4 ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ ЖЕЛЕЗА (II) И ЖЕЛЕЗА (III)

4.1 Совместный гидролиз сульфата железа (II) и хлорида железа (III)

Выполнение опыта: нанести на универсальную индикаторную бумагу по капле раствора сульфата железа (II) и хлорида железа (III). Определить реакцию среды (pH).

Задание: составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза сульфата железа (II) и хлорида железа (III). Сделать вывод о свойствах гидроксида железа (II) и железа (III). Сделать вывод о свойствах гидроксида железа (II) и железа (III). Написать выражения констант гидролиза солей железа (II) и железа (III). Какая соль гидролизует сильнее, дать объяснения.

4.2 Совместный гидролиз хлорида железа и карбоната натрия

Выполнение опыта: в пробирку налить 5-7 капель хлорида железа (III) и по каплям добавлять раствор карбоната натрия. Отметить образование осадка и выделение газа.

Задание: составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения взаимодействия хлорида железа (III) и карбоната натрия. Сделать вывод о свойствах гидроксида железа (III) в условиях протекания полного гидролиза.

ОПЫТ №5 ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ ЖЕЛЕЗА (II)

5.1 Восстановление перманганата калия

Выполнение опыта: в пробирку налить 4-5 капель раствора перманганата калия и 1-2 капли серной кислоты. По каплям добавлять раствор сульфата железа (II) до обесцвечивания раствора перманганата калия.

5.2 Восстановления дихромата калия

Выполнение опыта: поместить в пробирку 4-5 капель раствора дихромата калия, 1-2 капли раствора серной кислоты и по каплям приливать раствор сульфата железа (II) до изменения окраски.

5.3 Восстановление пероксида водорода

Выполнение опыта: в две пробирки внести по 4-5 капель раствора сульфата железа (II). В одну из них добавить по 4-5 капель раствора серной кислоты и пероксида водорода. Затем в обе пробирки добавить по 1 капле роданида калия. Определить, в какой из них обнаруживается ион Fe^{+3} .

Задание: составить уравнения окислительно-восстановительных реакций. Сделать вывод об окислительно-восстановительной способности соединений железа (II).

ОПЫТ №6 ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА ЖЕЛЕЗА (III)

6.1 Окисление йодида калия

Выполнение опыта: внести в пробирку 4-5 капель раствора хлорида железа (III) и 1-2 капли йодида калия. Определить по окраске образующееся соединение.

6.2 Идентификация йода

Выполнение опыта: Для подтверждения образования йода в пробирку с 7-8 каплями клейстера внести 1 каплю полученного раствора в опыте 6.1.

Задание: составить уравнение окислительно-восстановительной реакции. Сделать вывод об окислительно-восстановительной способности соединений железа (III).

ОПЫТ №7 ДЕЙСТВИЕ СУЛЬФИДА АММОНИЯ НА СОЛИ ЖЕЛЕЗА

7.1 Действие сульфида аммония на соли железа (II)

Выполнение опыта: в пробирку внести 5-7 капель раствора сульфата железа (II) и 2-3 капли сульфида аммония. Отметить образование осадка. Проверить растворимость осадка в кислотах, добавив несколько капель соляной кислоты.

Задание: составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения. Сделать вывод о свойствах сульфида железа (II).

7.2 Действие сульфида аммония на соли железа (III)

Выполнение опыта: к 5-7 каплям раствора хлорида железа (III), помещенным в пробирку, добавить 2-3 капли раствора сульфида аммония. Наблюдать образование осадка сульфида железа (II) и свободной серы.

Задание: составить уравнение окислительно-восстановительной реакции. Сделать вывод об особенностях действия сульфида аммония на соли железа (III). Сравните взаимодействие сульфида аммония с солями железа (II) и (III).

ОПЫТ №8 ПОЛУЧЕНИЕ И ИЗУЧЕНИЕ СВОЙСТВ ГИДРОКСИДА КОБАЛЬТА (II) И ГИДРОКСИДА НИКЕЛЯ (II)

8.1 Получение гидроксида кобальта (II) и его испытания

Выполнение опыта: в две пробирки налить по 5-7 капель раствора сульфата кобальта и добавлять по каплям раствор гидроксида натрия. Сначала выпадает осадок основной соли синего цвета, приобретающий постепенно розовую окраску из-за образования гидроксида кобальта. В одну пробирку прилить раствор соляной кислоты до растворения осадка. Содержимое другой перемешать стеклянной палочкой и для ускорения процесса добавить 2-3 капли раствора пероксида водорода. Отметить изменение окраски осадка.

Задание: составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения. Сделать вывод о свойствах гидроксида кобальта (II), сравнить их со свойствами гидроксида железа (II).

8.2 Получение гидроксида никеля (II) и его испытания

Выполнение опыта: поместить в две пробирки по 6-7 капель сульфата никеля (II) и приливать по каплям раствор гидроксида натрия до выпадения осадка. В одну пробирку добавить несколько капель соляной кислоты до растворения осадка, в другую 2-3 капли пероксида водорода. Наблюдаются ли при этом изменения?

Задание: составить молекулярные и молекулярно-ионные уравнения. Сделать вывод о свойствах гидроксида никеля (II), сравнить их со свойствами гидроксида кобальта (II) и гидроксида железа (II).

Оперативный контроль

(9 лаб. Работ за семестр)

(max 9 × 3 = 27 баллов)

Оценка	Баллы
5	2,5 - 3
4	1,5 – 2
3	1 – 1,5
2	0 – 1

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
 Нижнекамский химико-технологический институт (филиал)
 федерального государственного бюджетного образовательного
 учреждения высшего образования
 «Казанский национальный исследовательский технологический университет»

Подготовительный факультет

Специальность: **27.02.04** «Автоматические системы управления»

Комплект Самостоятельных работ

Самостоятельная работа № 1

Работа с литературой и справочными материалами

1. Составьте электронные формулы (формулы Льюиса) для веществ.

№	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
вещества	NH ₃	H ₂ S	HCl	H ₂ O	PN	PH ₃	CCl ₄	Na ₂ S	CO ₂	SO ₃

2. Используя правила В.Клечковского, рассчитайте, какой подуровень заполняется раньше:

№	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
подуровни	p,4s	d,4p	d, 4p	f,5s	d,5s	s,4f	d,6s	f,5p	p,6d	s,6p

3. По распределению валентных электронов определите, какой это элемент, укажите его символ и напишите полную электронную формулу.

№	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Валентные электроны	3d ³ ,4s ²	3d ⁵ ,4s ²	3d ⁷ ,4s ²	4d ² ,5s ²	4d ⁴ ,5s ²	4d ⁶ ,5s ²	4d ⁸ ,5s ²	4d ¹⁰ ,5s ²	4d ² ,5s ² ,5p ³	4d ² ,5s ² ,5p ⁶

Самостоятельная работа № 2

Работа с литературой и справочными материалами

1. Укажите тип связи в молекулах веществ, используя шкалу электроотрицательностей элементов.

	Вещества		Вещества
1	Хлор, хлорид натрия, хлорид алюминия	6	Натрий, хлорид натрия, хлор
2	Кислород, оксид серы(II), оксид натрия	7	Железо, оксид железа(II), кислород
3	Азот, аммиак, нитрид натрия	8	Оксид углерода, оксид кремния, оксид олова
4	Сера, сероводород, сульфид цинка	9	Фосфор, фосфин, фосфид калия
5	Йод, иодоводород, иодид калия	0	Фторид кислорода, фторид углерода, фторид натрия

2. Дайте определение и краткую характеристику механизма образования связи, приведите два примера веществ с данным типом связи.

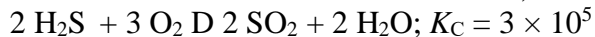
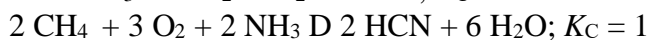
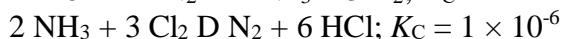
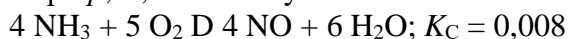
№	Вид связи
1	Ковалентная неполярная
2	Ковалентная полярная
3	Ковалентная донорно-акцепторная
4	Ионная
5	Металлическая
6	Атомная

2. Определите число σ - и π -связей в молекулах соединений.

№	Соединения	№	Соединения
1	H ₂ SO ₄ , C ₂ H ₆	13	NaCrO ₂ , HCOH
2	HNO ₃ , C ₂ H ₄	14	Na ₂ CrO ₄ , HCOOH
3	NaOH, C ₂ H ₂	15	H ₃ PO ₃ , CH ₃ COH
4	FeS, C ₃ H ₈	16	H ₃ AsO ₄ , CH ₃ COOH
5	Cl ₂ O ₅ , C ₃ H ₆	17	H ₃ PO ₄ , C ₂ H ₅ OH
6	SO ₃ , C ₃ H ₄	18	H ₂ CO ₃ , CH ₃ OH
7	AlCl ₃ , C ₄ H ₁₀	19	H ₂ S, C ₆ H ₁₄
8	MgO, C ₄ H ₈	20	PN, C ₆ H ₁₂
9	KMnO ₄ , C ₄ H ₆	21	CF ₄ , C ₆ H ₁₀
10	NO, C ₅ H ₁₂	22	OF ₂ , C ₄ H ₉ OH
11	Na ₂ SO ₄ , C ₅ H ₁₀	23	CaC ₂ , C ₄ H ₉ COH
12	H ₃ AsO ₃ , C ₅ H ₈	24	ZnS, C ₄ H ₉ COOH

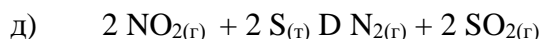
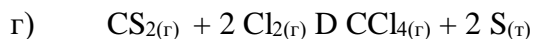
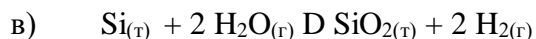
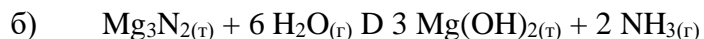
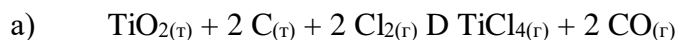
Задания по самостоятельной работе № 3

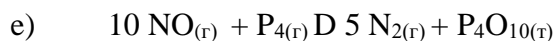
1. В гомогенных системах при p , V , $T = \text{const}$ установилось состояние равновесия:



На основании закона действующих масс составьте выражение для константы равновесия. Эти системы с данным значением K_C переводят в новое состояние равновесия с другим значением K_C , изменяя один из термодинамических параметров. Какой? По данным значениям K_C укажите, реагенты или продукты будут преобладать в равновесной смеси веществ.

2. В гетерогенных химических системах при постоянных термодинамических параметрах установилось состояние равновесия:





На основании закона действующих масс составьте выражение для константы равновесия. По данным Приложения рассчитайте молярные концентрации твердых веществ.

3. Константы равновесия для обратимых реакций с участием газов можно выражать (помимо концентраций) через равновесные **парциальные давления** реагентов и продуктов (p). Парциальное давление – это давление, которое при некоторой температуре имел бы газ, входящий в состав газовой смеси, если бы он один занимал весь объем смеси при той же температуре. Например, для системы



константа равновесия, выраженная через парциальные давления, имеет вид ($a = n_A$, $d = n_D$, $e = n_E$):

Используя уравнение состояния идеального газа $pV = nRT$, выведите соотношение между K_C и K_P . Пусть в этой системе с данным значением K_P реакционный объем увеличивают в два раза. Укажите изменится, ли при этом значение K_P (если да, то во сколько раз).

Самостоятельная работа № 4

Вариант 1

1. Составьте молекулярные и молекулярно – ионные уравнения реакций взаимодействия между:

- нитратом бария и сульфатом натрия;
- карбонатом натрия и серной кислотой;
- цианидом калия и азотной кислотой;
- сульфатом меди (II) и гидроксидом натрия;
- сульфитом натрия и серной кислотой.

2. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:

- $\text{CaCO}_3 + 2\text{H}^+ = \text{Ca}^{2+} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
- $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- = \text{AlO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$
- $\text{Pb}^{2+} + 2\text{I}^- = \text{PbI}_2$

3. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации и выражения констант диссоциации следующих кислот и оснований: H_4SiO_4 , H_2SeO_4 , H_3AsO_4 , NaOH , $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Ni}(\text{OH})_2$. Сравните значения констант диссоциации и укажите самую сильную кислоту и самое сильное основание.

4. Определите, выпадет ли осадок соли при сливании равных объемов растворов CaCl_2 и Na_2SO_4 с молярными концентрациями $0,001 \text{ моль/дм}^3$. Степени диссоциации CaCl_2 и Na_2SO_4 принять равными единице.

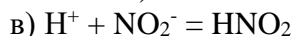
5. К $20,00 \text{ г}$ раствора сульфата меди (II) с массовой долей $16,00 \%$ прилили $40,00 \text{ г}$ раствора гидроксида натрия с массовой долей $10,00 \%$. Определите массу образовавшегося осадка.

Вариант 2

1. Составьте молекулярные и молекулярно – ионные уравнения реакций взаимодействия между:

- а) хлоридом бария и сульфатом алюминия;
- б) хлоридом аммония и гидроксидом калия при нагревании;
- в) гидроксидом стронция и соляной кислотой;
- г) фосфорной кислотой и нитратом кальция;
- д) ацетатом калия и серной кислотой.

2. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:



3. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации и выражения констант диссоциации следующих кислот и оснований: HNO_3 , H_2SeO_3 , H_3PO_3 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Сравните значения констант диссоциации и укажите самую сильную кислоту и самое сильное основание.

4. Определите, при какой концентрации хромат-иона CrO_4^{2-} начинается выпадение осадка PbCrO_4 из раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ концентрацией 0,1 моль/дм³. Степень диссоциации $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ принять равной единице.

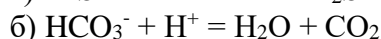
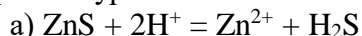
5.5,30 г карбоната натрия залили 400,00 г раствора серной кислоты с массовой долей 3,00 %. Определите объем выделившегося газа (н.у.).

Вариант 3

1. Составьте молекулярные и молекулярно – ионные уравнения реакций взаимодействия между:

- а) гидроксидом хрома (III) и серной кислотой;
- б) сульфатом аммония и гидроксидом кальция при нагревании;
- в) карбонатом натрия и нитратом бария;
- г) хлоридом цинка и гидроксидом цезия;
- д) нитритом калия и селеновой кислотой.

2. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:



3. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации и выражения констант диссоциации следующих кислот и оснований: H_3PO_4 , H_2CO_3 , HNO_2 , LiOH , $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Bi}(\text{OH})_3$. Сравните значения констант диссоциации и укажите самую сильную кислоту и самое сильное основание.

4. Определите концентрации каждого иона в насыщенном растворе Ag_2CO_3 .

5. К 500 см³ горячего раствора хлорида алюминия с молярной концентрацией 0,5 моль/дм³ прибавили 66,00 г сульфида калия. Определите массу выпавшего осадка.

Вариант 4

1. Составьте молекулярные и молекулярно – ионные уравнения реакций взаимодействия между:

- а) хлоридом алюминия и гидроксидом бария;
- б) сульфидом калия и соляной кислотой;
- в) гидроксидом лития и хлорной кислотой;
- г) сульфатом калия и нитратом свинца (II);
- д) хроматом натрия и хлоридом марганца (II).

2. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:



3. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации и выражения констант диссоциации следующих кислот и оснований: H_2SO_4 , H_2SO_3 , HCN , $\text{Ga}(\text{OH})_3$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$. Сравните значения констант диссоциации и укажите самую сильную кислоту и самое сильное основание.

4. Определите, выпадет ли осадок при смешении растворов NaCl с молярной концентрацией раствора $0,5 \text{ моль/дм}^3$ и AgNO_3 с молярной концентрацией раствора $0,1 \text{ моль/дм}^3$, если объем первого раствора равен 100 см^3 , а второго соответственно 50 см^3 . Степени диссоциации NaCl и AgNO_3 принять равными единице.

5. Смешали 30 см^3 раствора ацетата серебра с массовой долей $8,00 \%$ ($\rho = 1,04 \text{ г/см}^3$) и $24,00 \text{ г}$ раствора сероводородной кислоты с массовой долей $10,00 \%$. Определите массу образовавшегося осадка.

Вариант 5

1. Составьте молекулярные и молекулярно – ионные уравнения реакций взаимодействия между:

а) гидроксидом кальция и хлоридом аммония при нагревании;

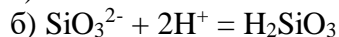
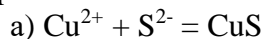
б) нитратом меди (II) и сульфидом лития;

в) гидроксидом стронция и азотной кислотой;

г) арсенатом натрия и нитратом алюминия;

д) роданидом калия и хлоратом серебра.

2. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:



3. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации и выражения констант диссоциации следующих кислот и оснований: HAlO_2 , H_2Se , CH_3COOH , KOH , $\text{Th}(\text{OH})_4$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$. Сравните значения констант диссоциации и укажите самую сильную кислоту и самое сильное основание.

4. Определите концентрации каждого иона в насыщенном растворе $\text{Pb}_3(\text{AsO}_4)_2$.

5. К $25,00 \text{ г}$ раствора сульфата железа (II) с массовой долей $15,20 \%$ прилили $30,00 \text{ г}$ раствора гидроксида калия с массовой долей $11,20 \%$. Определите массу образовавшегося осадка.

Самостоятельная работа № 5

1. По данным схемам составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций, укажите окислитель и восстановитель:

	Схема реакции
01	$\text{KBr} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
02	$\text{KClO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{KOH}$
	$\text{PbS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

03	
04	$\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
05	$\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$
06	$\text{Cu}_2\text{O} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
07	$\text{KClO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
08	$\text{HNO}_3 + \text{Ca} \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
09	$\text{NaCrO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{Na}_2\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
10	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
11	$\text{KClO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{Na}_2\text{SO}_4$
12	$\text{KMnO}_4 + \text{HBr} \rightarrow \text{Br}_2 + \text{KBr} + \text{MnBr}_2 + \text{H}_2\text{O}$
13	$\text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
14	$\text{P} + \text{HClO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{HCl}$
15	$\text{NaCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$
16	$\text{FeS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{S} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
17	$\text{HNO}_3 + \text{Zn} \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
18	$\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
19	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
20	$\text{Au} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{AuCl}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

Оперативный контроль

(5 самостоятельных Работ за семестр)

(max 5 \square 3 = 15 баллов)

Оценка	Баллы
5	2,5 - 3
4	1,5 – 2
3	1 – 1,5
2	0 – 1