


Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		



УТВЕРЖДЕНО
решением Ученого совета Института медицины,
экологии и физической культуры
от 17 мая 2023 г., протокол № 9/250

(подпись, расшифровка подписи)
/ В.И. Мидленко /
17 мая 2023 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Дисциплина	НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ
Факультет	Экологический
Кафедра	Общей и биологической химии
Курс	1

Направление (специальность) **04.03.01 «Химия»**

Направленность (профиль/специализация) **Химия окружающей среды, химическая экспертиза и экологическая безопасность**

Форма обучения **Очная**

Дата введения в учебный процесс УлГУ: « 1 » сентября 2023 г.

Программа актуализирована на заседании кафедры: протокол № _____ от 20__ г.


Программа актуализирована на заседании кафедры: протокол № _____ от 20__ г.

Программа актуализирована на заседании кафедры: протокол № _____ от 20__ г.

Сведения о разработчиках:

ФИО	Кафедра	Должность, ученая степень, звание
Иванова Лидия Александровна	Общей и биологической химии	Доцент, кандидат биологических наук

СОГЛАСОВАНО	
Заведующий выпускающей кафедрой	
( / Шроль О.Ю. /	/
Подпись	ФИО
« 16 » мая 2023 г.	

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

1. ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ИЗУЧЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ:

Цели освоения дисциплины:

- формирование фундаментальных знаний о свойствах химических элементов и их соединений на основе периодического закона Д.И. Менделеева, современных представлений о строении вещества, с использованием понятий химической термодинамики, химической кинетики и электрохимии, а также способов получения и практического использования важнейших элементов и их соединений.

Задачи освоения дисциплины:


- освещение ключевых вопросов программы; материал лекций призван стимулировать студентов к последующей самостоятельной работе.
- формирование умений и навыков для решения проблемных и ситуационных задач;
- формирование практических навыков постановки и выполнения экспериментальной работы.

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП:

1. Дисциплина «Неорганическая химия» относится к профессиональному циклу, базовая часть (Б.1.Б.23.).
2. Для изучения дисциплины необходимы знания вопросов предшествующих изучаемых дисциплин – школьного курса химии, физики и математики.
3. Дисциплина является предшествующей для изучения следующих дисциплин базовой части профессионального цикла: аналитическая химия, кристаллохимия, строение вещества, квантовая механика и квантовая химия, коллоидная химия, методика преподавания химии.

3. ПЕРЕЧЕНЬ ПЛАНИРУЕМЫХ РЕЗУЛЬТАТОВ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ, СООТНЕСЕННЫХ С ПЛАНИРУЕМЫМИ РЕЗУЛЬТАТАМИ ОСВОЕНИЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

№ п/п	Индекс компетенции	Содержание компетенции (или ее части)	В результате изучения учебной дисциплины обучающиеся должны:		
			знать	уметь	владеть
1	ОПК-1	Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений	основные методы и приборы химического эксперимента	анализировать результаты химических экспериментов	навыками интерпретации и результатов химического эксперимента
2	ОПК-2	Способен проводить с соблюдением норм техники безопасности химический эксперимент, включая синтез, анализ, изучение структуры и свойств веществ и материалов, исследование процессов с их участием	методы безопасной работы с химическими веществами	использовать меры безопасности при работе с основными классами химических веществ	основными методами безопасной работы с химическими веществами
	ОПК-3	Способен применять	основные	выполнять	навыками

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		


		расчетно-теоретические методы для изучения свойств веществ и процессов с их участием с использованием современной вычислительной техники	расчетные методы для изучения веществ и соединений	стандартные расчеты с использованием вычислительной техники	использование расчетно-теоретических методов для изучения свойств веществ и процессов с их участием
3	ОПК-6	Способен представлять результаты своей работы в устной и письменной форме в соответствии с нормами и правилами, принятыми в профессиональном сообществе	способы представления результатов своей работы в устной и письменной форме	представлять результаты работы в виде отчета по стандартной форме	навыками представления результатов своей работы в устной и письменной форме

4. ОБЩАЯ ТРУДОЕМКОСТЬ ДИСЦИПЛИНЫ

Объем дисциплины в зачетных единицах (всего): 15 ЗЕ

по видам учебной работы (в часах): 540

Вид учебной работы	Количество часов 720 (форма обучения <u>очная</u>)		
	Всего по плану	в т.ч. по семестрам	
		1	2
1	2	3	4
Контактная работа обучающихся с преподавателем	330	234	96
Аудиторные занятия:	330	234	96
Лекции	86	54	32
Практические и семинарские занятия	72	72	-
Лабораторные работы (лабораторный практикум)	172	108	64
Самостоятельная работа	138	90	48
Текущий контроль (количество и вид: контрольная работа, коллоквиум, реферат)	Тестирование, контрольная работа	Тестирование, контрольная работа	Тестирование, контрольная работа
Курсовая работа	Курсовая работа	-	Курсовая работа
Виды промежуточной	экзамен /72	экзамен /36	экзамен /36


Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

аттестации (экзамен, зачет)			
Всего часов по дисциплине	540	360 10 ЗЕ	180 5 ЗЕ


Содержание дисциплины. Распределение часов по темам и видам учебной работы:

Форма обучения очная

Название разделов и тем	Всего	Виды учебных занятий				Самостоятельная работа
		Аудиторные занятия			в т.ч. занятия в интерактивной форме	
		лекции	Практические занятия, семинары	лабораторные работы		
1	2	3	4	5	6	7
Раздел 1. Общая химия						
1. Цели и задачи химии. Основные понятия и законы химии.	28	2	4	6	6	10
2. Важнейшие классы неорганических соединений.	34	4	8	6	6	10
3. Строение атома. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева в свете теории строения атома. Химическая связь и строение молекул.	36	6	8	6	6	10
4. Основы химической термодинамики. Химическая кинетика и равновесие.	56	6	12	16	12	10
5. Теория растворов и растворителей. Коллигативные свойства растворов. Растворы электролитов. Водородный показатель. Гидролиз солей. Буферные растворы.	69	10	16	18	10	15
6. Окислительно-восстановительные процессы. Стандартный и реальный электродный потенциал. Общие свойства металлов.	69	8	16	18	10	15
7. Теория комплексных соединений.	34	4	8	6	6	10
Раздел 2. Неорганическая химия						
1. Водород.	14	4		4	4	2
2. Элементы VIIA группы: фтор, хлор, бром, йод.	18	4		6	6	2
3. Элементы VIA группы: кислород, сера, селен, теллур.	18	4		6	6	2
4. Элементы VA группы:	16	2		6	6	2

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

азот, фосфор, мышьяк, сурьма, висмут.						
5. Элементы IV группы: углерод, кремний, германий, олово, свинец.	16	2		6	6	2
6. Бор.	16	2		6	6	2
7. Элементы IIIA группы: алюминий, галлий, индий, таллий.	16	2		6	6	2
8. Элементы IA группы: щелочные металлы.	14	2		6	4	2
9. Элементы IIA группы: бериллий, магний, кальций, стронций, барий.	14	2		6	4	2
10. Элементы IIB группы: медь, серебро, золото.	14	2		6	4	2
11. Элементы IIIB группы: цинк, кадмий, ртуть.	14	2		6	4	2
12. Элементы IVB группы: титан, цирконий, гафний.	10	2		2	2	4
13. Элементы VB группы: вандий, ниобий, тантал.	10	2		2	2	4
14. Элементы VIB группы: хром, молибден, вольфрам.	16	2		6	4	4
15. Элементы VIIB группы: марганец, технеций, рений.	16	2		6	4	4
16. Элементы VIIIB группы: железо, кобальт, никель, платиновые металлы.	12	2		6	2	2
17. Элементы VIIIA группы: благородные газы.	10	2		4	2	2
18. Элементы подгруппы скандия (элементы 3 группы). Лантаниды.	8	2		2	2	2
19. Актиний и актиниды.	8	2		2	2	2
20. Биогенные элементы.	8	2		2	2	2
ВСЕГО	468	86	72	172	136	138
Подготовка к экзамену	72	-	-	-	-	-
ИТОГО	540	68	72	172	136	138

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

5. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Раздел 1. Общая химия

Тема 1. Цели и задачи химии. Основные понятия и законы химии.

Химия как наука. Предмет, задачи и методы химии.

Атомная и молекулярная масса. Моль. Молярная масса. Простое и сложное вещество.

Химическая реакция. Химический эквивалент. Соотношение между атомной массой, эквивалентом и валентностью. Эквивалент сложных веществ (кислот, оснований, солей, оксидов, окислителей и восстановителей).

Методы определения атомных, эквивалентных и молекулярных масс.

Стехиометрические законы, условия их применимости. Стехиометрические и нестехиометрические соединения.

Тема 2. Классы неорганических соединений.

Важнейшие классы неорганических соединений. Оксиды (кислотные, основные, амфотерные, безразличные), строение, физические, химические свойства, способы их получения.

Основания, строение, физические, химические свойства, способы их получения.

Кислоты, строение, физические, химические свойства, способы их получения.

Соли, строение, физические, химические свойства, способы их получения.

Тема 3. Строение атома. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева в свете теории строения атома. Химическая связь и строение молекул

Строение атома. Основы квантовой механики. Квантовые числа и строение электронных оболочек атома. Принципы заполнения атомных орбиталей.

История создания периодического закона. Структура периодической системы. Вертикальная, горизонтальная и диагональная периодичность. Вторичная периодичность. Параметры атома и периодичность их изменения в системе элементов Д.И. Менделеева.

Понятие химической связи и механизмы ее образования.

Методы описания химической связи: метод валентных связей и молекулярных орбиталей.

Основные характеристики химической связи.

Разновидности химической связи: ковалентная, ионная, металлическая.

Межмолекулярное взаимодействие.

Тема 4. Основы химической термодинамики. Химическая кинетика и равновесие.

Основные понятия химической термодинамики. Первый и второй закон термодинамики. Закон Гесса и его следствия. Свободная энергия Гиббса как критерий самопроизвольного протекания химических реакций.

Понятие скорости химической реакции.

Факторы, влияющие на скорость реакции: природа реагирующих веществ, концентрация реагентов, температура и давление.

Понятие химического равновесия и принцип его смещения.

Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ.

Тема 5. Теория растворов и растворителей. Коллигативные свойства растворов. Растворы электролитов. Водородный показатель. Гидролиз солей. Буферные растворы

Общие понятия о растворах и растворителях.


Способы выражения концентрации растворов.

Термодинамика образования растворов.

Коллигативные свойства растворов: осмос и осмотическое давление, температура кипения и замерзания. Первый и второй закон Рауля.

Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Сильные и слабые электролиты. Константа и степень диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Теория сильных электролитов, понятие активности. Произведение растворимости.

Гетерогенное равновесие в растворах. Произведение растворимости. Условия образования осадков. Водородный показатель. Гидролиз солей. Буферные растворы.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Тема 6. Окислительно-восстановительные процессы. Стандартный и реальный электродный потенциал. Общие свойства металлов.

Окислительно-восстановительные процессы. Степень окисления. Способы уравнивания окислительно-восстановительных реакций. Классификация окислительно-восстановительных реакций.

Стандартный и реальный электродный потенциал. Уравнение Нернста-Петерса и направление окислительно-восстановительного процесса. Сравнительная сила окислителей и восстановителей. Окислительно-восстановительные процессы и жизнедеятельность.

Электрохимический ряд напряжений металлов.

Электролиз.

Особенности металлической связи.

Общие свойства металлов: ковкость, теплопроводность и электропроводность.

Коррозия металла, виды коррозии, способы защиты от коррозии.

Тема 7. Теория комплексных соединений.

Основные понятия теории Вернера.

Лиганды и их классификация.

Внутриорбитальные и внеорбитальные комплексы.

Классификация и номенклатура комплексных соединений.

Понятие константы нестойкости.

Раздел 2. Неорганическая химия

Тема 1. Водород.

Особенности электронного строения атома и ионов водорода. Проявляемая валентность. Изотопный состав водорода.

Физические и химические свойства свободного водорода. Способы его получения.

Соединения водорода с неметаллами и металлами. Водородная связь, её природа, прочность. Влияние водородных связей на свойства и строение водородсодержащих соединений.

Вода как важнейшее соединение водорода. Строение молекулы воды. Химические свойства воды.

Пероксид водорода, его строение, свойства, способы получения, применение.

Тема 2. Элементы VIIA группы: фтор, хлор, бром, йод.

Общая характеристика элементов: электронная конфигурация, размер атомов, энергия ионизации и сродство к электрону, электроотрицательность атомов. Природные минералы.

Фтор. Способы получения и свойства фтора. Свойства и получение фтороводорода. Соединения фтора с металлами и неметаллами. Кислородные соединения фтора, их строение. Применение фтора и его соединений.

Хлор. Физические и химические свойства хлора. Хлороводород, свойства, получение. Соляная кислота и её свойства, применение, способы получения. Кислородные соединения хлора. Оксиды хлора. Взаимодействие хлора с водой и щелочами. Свойства, способы получения и применение кислородных кислот хлора и их солей. Применение хлора и его производных.

Бром. Свойства и получение брома. Соединения брома с металлами и неметаллами. Бромоводород и бромоводородная кислота. Оксиды брома. Бромная вода. Кислородсодержащие кислоты брома и их соли. Применение брома и его соединений.


Иод. Свойства и получение иода. Соединения иода с металлами и неметаллами. Свойства, строение и способы получения иодоводорода. Оксиды иода. Кислородсодержащие кислоты иода и их соли. Практическое применение иода.

Тема 3. Элементы VIA группы: кислород, сера, селен, теллур.

Кислород. Распространенность кислорода. Изотопный состав кислорода. Физические и химические свойства свободного кислорода. Способы получения свободного кислорода.

Важнейшие соединения кислорода с другими элементами. Классификация оксидов по химическим и физическим свойствам. Пероксиды и надпероксиды. Озон. Его строение, свойства, методы получения, применение. Озониды, их получение, строение, свойства и перспективы применения.

Сера. Физические свойства свободной серы. Её аллотропные модификации.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Получение, строение и свойства сероводорода. Сульфиды, гидросульфиды, полисульфиды. Сернистый газ, строение его молекулы, способы получения, химические и физические свойства. Сернистая кислота, её строение, способы получения, окислительно-восстановительные свойства. Серный ангидрид, его строение. Серная кислота, её строение, физические и химические свойства. Основные принципы методов производства серной кислоты. Пиросерная кислота. Соли серной кислоты. Тиосерная кислота. Тиосульфат натрия, способы получения, строение, свойства. Пероксокислоты серы и их соли. Строение, получение, свойства.

Селен. Теллур. Важнейшие кислородные и водородные соединения селена и теллура.

Тема 4. Элементы VA группы: азот, фосфор, мышьяк, сурьма, висмут.

Общая характеристика элементов. Степени окисления.

Азот. Физические и химические свойства свободного азота. Способы получения свободного азота. Аммиак, его строение, способы получения и свойства. Свойства и применение жидкого аммиака. Водный раствор аммиака. Соли аммония, их получение. Нитриды, амиды, аммиакааты. Другие водородные соединения азота - гидразин, гидроксилламин, азотистоводородная кислота и её соли. Получение, строение, свойства и применение этих соединений.

Оксид азота (I). Способы получения, химические свойства. Оксид азота (IV), получение, строение, свойства. Димеризация оксида азота (IV). Оксид азота (I), строение, способы получения, свойства. Оксид азота (I), строение, получение, свойства. Азотистая кислота, способы получения, строение. Окислительное и восстановительное действие. Соли азотистой кислоты. Оксид азота (V), свойства, строение, способы получения.

Азотная кислота. Физические и химические свойства. Разложение нитратов. Современные методы получения азотной кислоты. Азотные удобрения.

Фосфор. Аллотропные модификации фосфора. Соединения фосфора с водородом, их получение, свойства. Различия в строении и свойствах аммиака и фосфина, солей аммония и фосфония. Фосфиды, получение и свойства, применение.

Оксид фосфора (V), строение его молекулы. Орто-, пиро- и метафосфорные кислоты, их соли. Строение фосфорных кислот и фосфатов. Фосфорные удобрения. Оксид фосфора (I), его строение, свойства, получение. Свойства и получение фосфористой кислоты, её структура, основность. Фосфорноватистая кислота, способы получения, строение, основность.

Мышьяк, сурьма, висмут. Общая характеристика элементов. Степени окисления. Строение и свойства простых веществ. Основные природные соединения, принципы получения из них простых веществ.

Мышьяк. Арсин. Арсениды, их свойства и строение. Соединения мышьяка (I). Мышьяковистый ангидрид, мышьяковистая кислота, арсениды. Соединения мышьяка (V). Мышьяковый ангидрид, мышьяковая кислота, арсенаты.


Сурьма. Соединения сурьмы (I) и (V). Оксиды сурьмы. Сурьмянистая и сурьмяная кислоты, их строение.

Висмут. Оксид и гидроксид висмута (I). Соли висмута (III). Соединения висмута (V) - висмутовая кислота и её производные. Окислительные свойства производных висмута (V). Применение простых веществ и их соединений.

Тема 5. Элементы IV группы: углерод, кремний, германий, олово, свинец.

Общая характеристика элементов. Характерные степени окисления. Углерод. Модификации свободного углерода, особенности строения кристаллической решётки алмаза, графита, карбина, фуллерена. Карбиды металлов, их классификация. Применение карбидов металлов. Оксид углерода (IV), получение, строение, физические и химические свойства. Угольная кислота, её строение и свойства. Карбонаты, гидрокарбонаты, основные карбонаты. Оксид углерода (I). Получение. Химические свойства. Применение.

Кремний. Кристаллическая структура кремния. Свойства и получение свободного кремния. Соединения кремния с водородом, строение, способы получения. Силициды. Карборунд. Соединения кремния с галогенами. Оксид кремния (IV), особенности строения его полиморфных модификаций. Отношение диоксида кремния к воде, кислотам, щелочам. Перевод в растворимое состояние. Кремниевые кислоты. Получение. Силикаты.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Германий. Свойства германия. Оксид германия (IV), германаты. Соединения германия (I). Олово. Свойства металлического олова. Оксид олова (IV). Оловянные кислоты, их строение. Оксид олова (I), гидрат оксида олова (I). Восстановительные свойства олова (I). Свинец. Свойства металлического свинца. Оксид свинца (I). Гидрат оксида свинца (I), соли свинца (I). Оксид свинца (IV). Сурик. Природные соединения германия, олова, свинца; принципы получения простых веществ.

Тема 6. Бор.

Строение, свойства и получение бора.

Гидриды бора. Их состав. Диборан. Особенности химических связей в молекуле диборана. Устойчивость и реакционная способность гидридов бора.

Оксид бора. Особенности строения. Свойства. Отношение к воде, щелочам.

Орто-, мета-, полиборные кислоты. Их состав и строение. Бура.

Получение бора из природных соединений. Применение бора и его соединений.

Тема 7. Элементы IIIA группы: алюминий, галлий, индий, таллий.

Общая характеристика элементов подгруппы алюминия.

Физические и химические свойства металлов ряда алюминий – таллий. Отношение к кислороду, воде, кислотам, щелочам.

Нахождение в природе. Принципы получения металлов. Получение и применение алюминия.

Гидриды. Гидриды алюминия. Особенности строения. Свойства.

Оксиды элементов (II). Химические свойства, принципы получения. Оксид таллия (I).

Гидроксиды элементов (II). Состав и особенности строения. Кислотно-основные свойства в ряду гидроксидов алюминия – таллия.

Гидроксид таллия (I). Соли. Комплексные соединения. Окислительно-восстановительные свойства соединений таллия (I) и таллия (II).

Тема 8. Элементы IA группы: щелочные металлы.

Общая характеристика элементов. Получение щелочных металлов из природных соединений.

Физические и химические свойства простых веществ. Особенности взаимодействия щелочных металлов с водой по ряду литий – цезий.

Закономерности в строении и свойствах основных типов соединений: оксидов, пероксидов, гидроксидов, карбонатов, галогенидов.

Применение щелочных металлов и их соединений.

Тема 9. Элементы IIA группы: бериллий, магний, кальций, стронций, барий.

Общая характеристика элементов. Получение простых веществ из природных соединений.

Физические и химические свойства металлов. Особенности бериллия. Отношение к неметаллам, воде, кислотам.

Гидриды, структура, свойства, получение.

Соединения с кислородом. Оксиды. Пероксиды. Их структура. Сравнительная устойчивость, свойства.

Отношение к воде, кислотам, щелочам. Гидроксиды. Получение.

Применение бериллия, магния, щелочно-земельных элементов и их соединений.

Тема 10. Элементы IB группы: медь, серебро, золото.


Общая характеристика элементов. Медь. Металлическая медь, её получение, свойства, применение. Соединения меди (I) и (II). Оксиды меди. Гидроксид меди (I). Соли меди. Галогениды. Комплексные соединения меди (I) и меди (II).

Серебро. Металлическое серебро. Оксид и гидроксид серебра (I). Галогениды. Соли. Комплексные соединения. Растворение малорастворимых солей за счёт комплексообразования.

Золото. Металлическое золото, его получение, свойства и применение. Соединения золота (III) и золота (I). Оксид и гидроксид золота (I). Комплексные соединения золота. Практическое использование меди, серебра, золота и их соединений. Принципы переработки основных минералов меди, серебра, золота.

Тема 11. Элементы IIB группы: цинк, кадмий, ртуть.

Общая характеристика элементов. Распространённость элементов, основные минералы.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Цинк. Металлический цинк, его получение, свойства и применение. Оксид и гидроксид цинка. Соли цинка. Комплексные соединения цинка. Применение цинка и его соединений.

Кадмий. Металлический кадмий, его получение, свойства и применение. Оксид и гидроксид кадмия. Комплексные соединения кадмия.

Ртуть. Получение металлической ртути. Амальгамы. Свойства и применение металлической ртути. Соединения ртути (I). Оксид ртути (I). Соли ртути (I), их гидролиз. Сульфид ртути. Комплексные соединения ртути. Соединения ртути (I). Применение соединений ртути.

Тема 12. Элементы IVБ группы: титан, цирконий, гафний.

Общая характеристика элементов.

Титан. Металлический титан, его получение из природного сырья, свойства, применение. Сплавы титана. Состояние титана (IV) в водных растворах. Комплексные соединения титана.

Оксид титана (IV), свойства. Соединения титана в низших степенях окисления.

Свойства солей титана (II), состояние ионов титана (II) в водных растворах.

Гидроксид титана (I, II). Производные титана (I, II).

Цирконий и гафний. Свойства и получение металлов. Оксиды, гидроксиды, комплексные соединения.

Тема 13. Элементы VB группы: ванадий, ниобий, тантал.

Общая характеристика элементов. Ванадий. Металлический ванадий, получение и применение. Природные соединения.

Соединения ванадия в различных степенях окисления. Оксиды, гидраты оксидов, соли. Безводные галогениды. Состояние ионов ванадия (V), (IV), (III), (II) в водных растворах. Комплексные соединения ванадия.

Ниобий и тантал. Свойства, методы получения и применение металлов. Состояние ниобия (V) и тантала (V) в водных растворах. Оксиды ниобия (V) и тантала (V).

Тема 14. Элементы VIБ группы: хром, молибден, вольфрам.

Общая характеристика элементов. Хром. Минеральное сырьё хрома. Получение и свойства металлического хрома. Хромирование.

Соединения хрома (I). Оксид хрома (I). Гидроксид, оксалат, хлорид хрома (I). Соединения хрома (II). Оксид, гидроксид, соли хрома (II). Комплексные соединения хрома (II), аммиакаты, квасцы. Оксид хрома (VI), хромовая кислота, получение, свойства. Соли хромовой кислоты.

Молибден. Вольфрам. Минералы молибдена и вольфрама. Оксиды и галогениды молибдена и вольфрама.

Молибденовые и вольфрамовые кислоты. Состояние молибдена (VI) и вольфрама (VI) в водных растворах.

Соединения молибдена и вольфрама в низших степенях окисления.

Тема 15. Элементы VIIБ группы: марганец, технеций, рений.

Общая характеристика элементов. Марганец. Природные соединения. Получение и свойства металлического марганца.

Соединения марганца (I). Оксид, гидроксид и соли марганца (I), их получение и свойства. Соединения марганца (II). Гидроксид, соли марганца (II). Соединения марганца (IV). Оксид марганца (IV), его свойства и строение, нахождение в природе. Манганиты.

Соединения марганца (VI) и (VII). Состояние марганца (VI) и (VII) в водном растворе. Марганцовистая и марганцовая кислоты. Манганаты и перманганаты.

Окислительно-восстановительные реакции марганца (IV), (VI) и (VII).

Технеций, рений. Общая характеристика технеция и рения. Методы получения технеция и рения, применение. Свойства технеция и рения.


Тема 16. Элементы VIIIБ группы: железо, кобальт, никель, платиновые металлы.

Общая характеристика элементов. Железо. Металлическое железо, его физические и химические свойства.

Модификации железа. Природные соединения железа. Соединения железа (I). Оксиды и гидроксид железа (I).

Соли железа (I). Соль Мора, карбонат, гидрокарбонат железа (I). Комплексные соединения железа (I).

Соединения железа (II). Оксид и смешанные оксиды железа. Соли железа (II), их гидролиз. Гидроксид железа (II). Комплексные соединения железа (II). Окислительно-восстановительные реакции железа (I) и (II). Ферраты, их получение, свойства и строение. Карбонилы железа.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Кобальт. Природные соединения кобальта. Свойства металлического кобальта. Соединения кобальта (I). Оксид кобальта (I). Средние и основные соли кобальта (I). Комплексные хлориды и аммиакаты кобальта (II). Гидроксид кобальта (I). Соединения кобальта (II). Оксид кобальта (II). Строение комплексных соединений кобальта. Карбонилы кобальта. Применение металлического кобальта и его соединений.

Никель. Природные соединения никеля. Получение, свойства и применение металлического никеля (никелирование, сплавы). Соединения никеля (I). Оксид, гидроксид и соли никеля (I). Комплексные соединения никеля. Карбонилы никеля.

Платиновые металлы. Физические и химические свойства платиновых металлов. Отношение к кислотам, щелочам, кислороду, водороду, воде, царской водке. Применение платины. Соединения элементов семейства платиновых. Оксиды рутения (IV, VI). Рутенаты. Оксиды осмия (VI, VIII). Осматы. Оксиды и гидроксиды родия и иридия (II). Оксид и гидроксид палладия (I). Соли палладия (I). Оксиды и гидроксиды платины (I, IV). Комплексные соединения платины.

Тема 17. Элементы VIII группы: благородные газы.

Электронная конфигурация, величины радиусов и энергии ионизации атомов благородных газов.

Получение, строение, свойства благородных газов: температура фазовых переходов, растворимость в воде, клатраты, взаимодействие со фтором.

Синтез соединений благородных газов. Строение, свойства фторидов ксенона XeF_2 , XeF_4 , XeF_6 (взаимодействие с водой, диспропорционирование, окислительно-восстановительные свойства). Кислородные соединения.

Применение благородных газов.

Тема 18. Элементы подгруппы скандия (элементы 3 группы). Лантаниды.

Сравнение атомов элементов подгруппы скандия и галлия: электронная конфигурация, радиусы, энергии ионизации, характерные степени окисления и координационные числа атомов. Лантанидное сжатие.

Химические свойства элементов подгруппы скандия и лантанидов. Характерные степени окисления.

Закономерности в строении и свойствах оксидов, гидроксидов. Комплексные соединения.

Тема 19. Actinий и актиниды.

Закономерности в изменении электронной конфигурации, величин радиусов, энергии ионизации, характерных степеней окисления, координационных чисел лантанидов и актинидов.

Подгруппы тория и берклия. Получение, физические и химические (взаимодействие с кислотами, щелочами, неметаллами) свойства простых веществ.

Сопоставление соединений актинидов со степенью окисления +6 с однотипными соединениями хрома, молибдена, вольфрама.

Получение соединений U(VI) и сопоставление их свойств с однотипными соединениями элементов 6 группы.

Использование актинидов в ядерной энергетике. Синтез трансурановых элементов.

Тема 20. Биогенные элементы.

Понятие биогенности химических элементов. Биосфера, круговорот биогенных элементов. Концентрирование биогенных элементов живыми системами.

Классификация биогенных элементов по их функциональной роли: органогены, элементы электролитного фона, микроэлементы. Примесные элементы (аккумулирующиеся и неаккумулирующиеся). Основные источники поступления примесных элементов в организм человека. Химические аспекты охраны окружающей среды.

Комплексы катионов s-металлов. Хлорофилл. Биологическая роль натрия, калия, кальция, магния. Химическое сходство и биологический антагонизм (натрий-калий, магний-кальций).

Наиболее важные биогенные элементы d-блока: хром, медь, молибден. Системы металл-белок (металлопротеины и белки, активируемые металлами).


6. ТЕМЫ ПРАКТИЧЕСКИХ И СЕМИНАРСКИХ ЗАНЯТИЙ

Раздел 1. Общая химия

Тема 1. Основные понятия из законов химии.

Вопросы к теме

1. Атомная и молекулярная массы. Моль. Молярная масса.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

2. Простое и сложное вещество. Химическая реакция. Химический эквивалент. Соотношение между атомной массой, эквивалентом и валентностью.
3. Эквивалент сложных веществ (кислот, оснований, солей, оксидов, окислителей и восстановителей). Методы определения атомных, эквивалентных и молекулярных масс.
4. Стехиометрические законы, условия их применимости. Стехиометрические и нестехиометрические соединения.

Тема 2. Классы неорганических соединений.

Вопросы к теме:

1. Важнейшие классы неорганических соединений. Оксиды (кислотные, основные, амфотерные, безразличные), строение, физические, химические свойства, способы их получения.
2. Основания, строение, физические, химические свойства, способы их получения.
3. Кислоты, строение, физические, химические свойства, способы их получения.
4. Соли, строение, физические, химические свойства, способы их получения.

Тема 3. Строение атома. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева в свете теории строения атома


Вопросы к теме:

- Корпускулярно-волновой дуализм микрочастиц. Формула Де Бройля. Соотношение Гейзенберга.
- Физический смысл волновой функции. Характеристика волновой функции с помощью квантовых чисел.
- Главное квантовое число n . Энергетический уровень, число энергетических уровней у атома данного химического элемента.
- Орбитальное квантовое число l . Энергетический подуровень. Число энергетических подуровней на данном уровне.
- Магнитные квантовые числа m_l и m_s . Значения, принимаемые этими квантовыми числами. Атомная орбиталь. Форма атомных орбиталей. Число атомных орбиталей на данном подуровне.
- Принципы Паули. Максимальное число электронов на орбитали, подуровне, уровне. Принцип наименьшей энергии.
- Правило Клечковского. Графическая форма этого правила. Исключение из правила Клечковского. Правило Гунда.
- Электронные формулы положительно и отрицательно заряженного иона данного элемента.
- Периодический закон Д.И. Менделеева. Физический смысл периодического закона.
- Радиус атома. Изменение металлических и неметаллических свойств, энергий ионизации и относительных электроотрицательностей атомов в периодах и группах (главных подгруппах).

Тема 4. Химическая связь и строение молекул

Вопросы к теме:

- Понятие химической связи. Причина и механизмы образования химической связи. Разновидности химической связи.
- Ковалентная связь. Механизм образования ковалентной связи. Характеристика ковалентной связи (направленность, насыщенность, полярность, кратность, длина связи, энергия связи).
- Методы описания химических связей: метод валентных связей и метод молекулярных орбиталей. Основные положения данных теорий, достоинства и недостатки.
- Метод валентных связей (МВС) (гибридизация атомных орбиталей и расположение их в пространстве, геометрия молекул).
- Метод молекулярных орбиталей (ММО). Условия взаимодействия АО и образование МО. Связывающие, несвязывающие и разрыхляющие МО.
- Энергетические диаграммы МО для гомоядерных молекул из атомов 1 и 2 периодов. Чем обусловлен парамагнетизм молекул B_2 и O_2 ?
- Как объясняет теория молекулярных орбиталей изменение длины энергии связи в ряду O_2^+, O_2, O_2^- ?
- Ионная связь. Характеристика ионной связи. Почему ионные кристаллы более устойчивы, чем ионные молекулы?

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

- Водородная связь. Водородные соединения каких элементов склонны к образованию водородных связей? Как сказывается наличие водородных связей в таких соединениях на их свойствах?
- Виды межмолекулярных взаимодействий. Их энергия. Зависимость межмолекулярных взаимодействий от полярности и объема молекул.
- Металлическая связь. Чем она отличается от ковалентной связи? Какие свойства металлов она обуславливает?

Тема 5. Основы химической термодинамики

Вопросы к теме.

1. Основные понятия термодинамики (термодинамическая система, параметры системы, фаза, компоненты системы, процесс). Классификация термодинамических систем.
2. Внутренняя энергия вещества. Функцией каких параметров является внутренняя энергия вещества? Первое начало термодинамики. Применение первого начала термодинамики к биологическим системам.
3. Энтальпия как функция состояния. Стандартные условия в термодинамике. Изменение энтальпии в различных химических и физико-химических процессах.
4. Тепловой эффект химической реакции. Особенности термохимических уравнений и расчетов по ним. Закон Гесса и следствия из него.
5. Второй закон термодинамики. Понятие энтропии.
6. Свободная энергия Гиббса как критерий самопроизвольного протекания реакции.

Тема 6. Химическая кинетика и равновесие

Вопросы к теме.

1. Понятие скорости химической реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.
2. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции. Константа скорости химической реакции, ее физический смысл. Простые и сложные реакции. Молекулярность и порядок реакции.
3. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Температурный коэффициент скорости реакции.
4. Энергия активации. Уравнение Аррениуса.
5. Химическое равновесие. Условие химического равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип ЛеШателье.
6. Закон действующих масс. Константа химического равновесия.
7. Катализаторы. Гомогенный и гетерогенный катализ. Селективность действия катализатора. Автокатализ.

Тема 7. Теория растворов и растворителей


Вопросы для обсуждения:

1. Общие понятия о растворах и растворителях. Чем отличается раствор от механических смесей, от химических соединений? Классификация растворов по агрегатному состоянию растворенного вещества и растворителя.
2. Способы выражения концентрации растворов.
3. Термодинамика образования растворов. Определение процес ов гидратации и сольватации.
4. Какие факторы влияют на растворимость твердых и жидких веществ?
5. Как влияют давление и температура на растворимость газов? Законы Генри, Дальтона и Сеченова.
6. Коллигативные свойства растворов: осмос и осмотическое давление, температура кипения и замерзания. Первый и второй законы Рауля.

Тема 8. Теория электролитической диссоциации

Вопросы для обсуждения:

1. Теории кислот и оснований (Аррениуса, Бренстеда и Лоури, Льюиса).
2. Сильные и слабые электролиты. Электролитическая диссоциация. Степень диссоциации. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

3. Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН) раствора.
4. Диссоциация сильных электролитов. Активность. Коэффициент активности. Ионная сила раствора.

Тема 9. рН растворов. Гидролиз солей. Буферные растворы

Вопросы для обсуждения:

1. Ионные уравнения реакций. Условия протекания реакций в растворах.
2. Вычисление рН в растворах сильных и слабых электролитов.
3. Гидролиз солей. Степень и константа гидролиза.
4. Гетерогенное равновесие: осадок – насыщенный раствор. Константа растворимости (или произведение растворимости).
5. Условия образования и растворения осадков.
6. Буферные системы. Классификация буферных систем. Механизм действия.

Тема 10. Окислительно-восстановительные процессы. Степень окисления.

Вопросы к теме.

1. Типы окислительно-восстановительных реакций. Типичные окислители и типичные восстановители. Факторы, влияющие на протекание окислительно-восстановительных реакций.
2. Методы составления окислительно-восстановительных реакций (метод полуреакций или метод ионно-электронного баланса).
3. Классификация окислительно-восстановительных реакций.
4. Определение и классификация электрохимических процессов. Электрохимический эквивалент.
5. Стандартный водородный электрод и электрохимический ряд напряжений металлов.
6. Электродный потенциал стандартный и реальный. Механизм возникновения электродного потенциала.
7. Изменение окислительно-восстановительного потенциала. Уравнение Нернста.
8. Направление окислительно-восстановительной реакции. ЭДС реакций.

Тема 11. Электролиз. Законы Фарадея. Общие свойства металлов. Коррозия металлов.

Вопросы к теме.

1. Электрохимический ряд напряжений металлов.
2. Электролиз. Законы Фарадея.
3. Особенности металлической связи. Метод молекулярных орбиталей в описании металлической связи.
4. Общие свойства металлов: ковкость, теплопроводность и электропроводность.
5. Коррозия металла, виды коррозии, способы защиты от коррозии.

7. ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ, ПРАКТИКУМЫ

Раздел 1. Общая химия

ТЕМА 1. ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ХИМИИ.

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ.

ЧАСТЬ А. ЛАБОРАТОРНАЯ ПОСУДА

Цель работы: ознакомление с лабораторной посудой.

Содержание работы:

1. Классифицировать предложенный набор химической посуды
2. Зарисовать и определить назначение посуды в лабораторной практике

Приборы и реактивы: набор стеклянной и фарфоровой посуды.

Краткие теоретические сведения

Для проведения различных опытов применяется специальная химическая посуда из тонкостенного или толстостенного лабораторного стекла. Посуда из тонкостенного стекла должна быть устойчива по отношению к химическому взаимодействию и к колебаниям температуры. Посуда, в которой проводятся реакции при нагревании, изготавливается из жаростойкого пирексного стекла и кварца.

Пирексное стекло содержит ~80% двуокиси кремния, ~5% щелочей и обладает низким коэффициентом расширения; посуда из него обладает высокой термической

устойчивостью. Температура размягчения стекла около 620°C . Для проведения реакций при более высокой температуре химическая посуда изготавливается из кварцевого стекла. Кварцевое стекло содержит $\sim 99,95\%$ двуокиси кремния, отличается высокой термической стойкостью, инертностью по отношению к ряду химических реагентов (кроме плавиковой и фосфорной кислот). Температура размягчения кварцевого стекла около 1650°C .

1. Стекло́нная посуда.

Наиболее часто в химических лабораториях употребляется стеклянная посуда, изображённая на рис. 1.

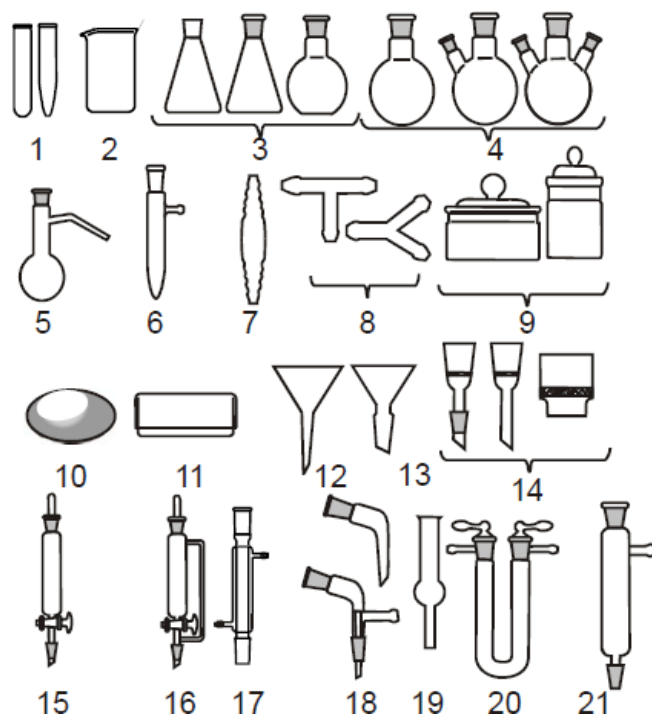


Рис. 1. Стеклянная химическая посуда из тонкого стекла:

1 – пробирки, 2 – стакан, 3 – колбы плоскодонные, 4 – колбы круглодонные, 5 – колба Вюрца, 6 – пробирка Вюрца, 7 – переходник, 8 – тройники, 9 – бюксы, 10 – часовое стекло, 11 – чашка Петри, 12 – воронка химическая, 13 – воронка для сыпучих веществ, 14 – воронки со стеклянным фильтрующим дном, 15, 16 – капельные воронки, 17 – холодильник, 18 – аллонжи, 19 – хлоркальциевая трубка, 20 – U-образная трубка, 21 – осушительная колонка.

Толстое стекло используют для изготовления массивных и прочных изделий (рис. 2).

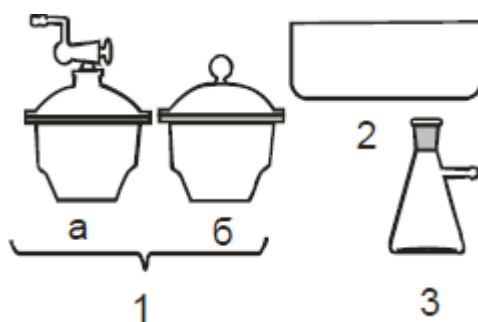



Рис. 2. Стеклянная химическая посуда из толстого стекла:

1 – эксикаторы, 2 – кристаллизатор, 3 – колба Бунзена

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Эксикаторы 1 предназначены для высушивания веществ при комнатной температуре с использованием различных осушительных средств: *а* – вакуумный эксикатор; *б* – обычный эксикатор. *Кристаллизатор 2* применяют для охлаждения растворов и при сборе газов под водой. *Колба Бунзена 3* используется в качестве приемной колбы для фильтрования под пониженным давлением.

2. Фарфоровая посуда.

Кроме стеклянной посуды в лабораторной практике применяется фарфоровая посуда (рис. 3)



Рис. 3. Фарфоровая химическая посуда:


1 – кружка, 2 – стакан, 3 – ступка с пестиком, 4 – тигли с крышками, 5 – выпарительная чашка, 6 – воронка Бюхнера, 7 – лодочки, 8 – ложка, 9 – шпатель, 10 – треугольник

Для работы с небольшими количествами веществ применяется химическая посуда малых размеров и емкостей, например, колбы ёмкостью 25, 10 мл; стаканы – 20, 10, 5 мл и т. д.

3. Мерная посуда.

В лабораторных работах по неорганической химии обычно используется следующая мерная посуда: колбы, пипетки, бюретки, мензурки.

Мерные колбы (рис. 4) служат для приготовления раствора точной концентрации и представляют собой плоскодонные колбы с длинным и узким горлом, на котором нанесена тонкая черта. Эта отметка показывает границу жидкости, которая при определенной температуре занимает указанный на колбе объем. Горло мерной колбы делают узким, поэтому сравнительно небольшое изменение объема жидкости в колбе заметно отражается на положении мениска. Мерные колбы имеют притёртые пробки. Обычно применяются колбы на 50, 100, 250, 500 и 1000 мл.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

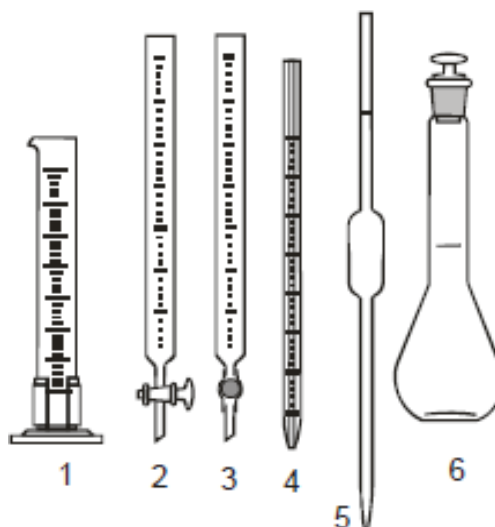


Рис. 4. Мерная посуда:

1 – цилиндр, 2 – бюретка с краном, 3 – бюретка с шариком, 4 – пипетка градуированная, 5 – пипетка Мора, 6 – мерная колба

Пипетки служат для точного отмеривания определенного объема жидкости и представляют собой стеклянные цилиндрические, оттянутые сверху и снизу узкие трубки. В верхней части пипетки имеется отметка, показывающая, до какого уровня нужно заполнить снизу пипетку, чтобы вылитая из нее жидкость имела объем, указанный на пипетке. Чаще всего пользуются пипеткой емкостью 10 или 20 мл. Существуют измерительные пипетки, имеющие вид узкой градуированной трубки.


Бюретки предназначены для выливания из них строго определенных объемов жидкости. Они представляют собой длинные стеклянные трубки, на которые нанесена шкала с делениями. Чаще всего пользуются бюретками емкостью 50 мл, градуированными на десятые доли миллилитра. В нижней части бюретки имеется кран. Иногда в бюретках нет крана, тогда на конец ее надевают отрезок резиновой трубки со стеклянным шариком внутри и стеклянной оттянутой внизу трубкой. Оттягивая пальцами резиновую трубку от шарика, можно спускать жидкость из бюретки. Необходимо следить за тем, чтобы оттянутый конец трубки был нацело заполнен сливаемой жидкостью.

Мерные градуированные цилиндры и мензурки (рис. 5) применяются для грубого отмеривания жидкостей и бывают различных емкостей: 5, 10, 25, 50, 100, 150, 250, 500, 1000 и 2000 мл.

4. Мытье посуды.

Химическая посуда перед проведением опыта должна быть тщательно вымыта. Вначале ее промывают водопроводной водой; если при этом загрязнения не удаляются, нужно применить специальную щетку - ёрш. Ни в коем случае не разрешается мыть посуду водой с песком, так как на стекле могут появиться царапины, вследствие чего оно теряет свою прочность.

Удалить загрязнения можно и химическим путем — промыванием посуды хромовой смесью (смесь равных объёмов насыщенного на холоду водного раствора дихромата калия $K_2Cr_2O_7$ и концентрированной серной кислоты H_2SO_4). Это обеспечивает хорошую смачиваемость стекла. После промывания посуды хромовую смесь выливают обратно в склянку (но не в водопроводную раковину), посуду тщательно моют водопроводной водой, а затем 2—3 раза ополаскивают дистиллированной. Иногда для мытья посуды применяют спиртовой раствор щелочи.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Химическую посуду никогда не вытирают полотенцем изнутри, в случае надобности ее высушивание производят в сушильном шкафу (кроме мерной посуды, которую никогда не высушивают нагреванием).



Рис. 5. Мерные цилиндры и мензурки

Экспериментальная часть

Предложенный набор химической посуды классифицировать, зарисовать и определить назначение в лабораторной практике.

Порядок работы:


1. Получить от преподавателя задание.
2. Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
3. Оформить протокол работы.
4. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Наблюдения, уравнения реакций по каждой части работы.
3. Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы:

1. Какая химическая лабораторная посуда предназначена для проведения химических реакций?
2. В какой химической лабораторной посуде необходимо готовить растворы с высокой температурой?
3. Какая химическая лабораторная посуда используется для приготовления растворов комнатной температуры?
4. Для чего используют бюкс?
5. Назовите химическую лабораторную посуду, которая представляет собой сосуд с вытянутым горлышком и используется для приготовления растворов точного объема?
6. В каком химическом сосуде хранят жидкие вещества?
7. Из каких материалов делают химическую лабораторную посуду?
8. Опишите применение химической ступки?

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

ЧАСТЬ Б. ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЯРНОЙ МАССЫ ОКСИДА УГЛЕРОДА (IV)

Цель работы: определение молярной массы газообразного вещества с использованием различных методов.

Содержание работы:

1. Определить молярную массу оксида углерода (IV), используя различные методы.
2. Приобрести навыки расчета по газовым законам.

Приборы и реактивы: аппарат Киппа, сухая колба с резиновой пробкой, весы, мрамор, 20%-ный раствор HCl, концентрированный раствор H₂SO₄.

Краткие теоретические сведения

Вычисление молярной массы газообразных веществ можно провести тремя методами, которые и используются при выполнении лабораторных работ.

I. По молярному объему

Из закона Авогадро вытекает важное следствие: *при одинаковых условиях один моль любого газа занимает один и тот же объем.* Этот объем называется молярным объемом газа и обозначается V_m .

$$V_m = \frac{V(X)}{\nu(X)}$$

Молярный объем газа – это отношение объема порции газа X к количеству вещества в этой порции. *При нормальных условиях (T=273K и P =101325Па) молярный объем газа равен: $V_m = 22,4$ л/моль или $22,4$ м³/к моль.*

Объем порции газа X прямо пропорционален количеству вещества этой порции газа.

$$V(X) = V_m \cdot \nu(X)$$

Следовательно, *при нормальных условиях 1 моль любого газа занимает объем, равный 22,4 литра.*

$$V(X) = V_m \cdot \nu(X) = 22,4 \text{ л / моль} \cdot 1 \text{ моль} = 22,4 \text{ л}$$

Зная массу некоторого объема газа при нормальных условиях, можно вычислить молярную массу этого газа:

$$M(X) = \frac{m(X)}{\nu(X)} = \frac{m(X) \cdot V_m}{V_o(X)} = \frac{m(X) \cdot 22,4}{V_o(X)} = \frac{m_s(CO)}{V_o(CO_2)} \cdot 22,4$$

где $V_o(X)$ – объем газа X при нормальных условиях (н.у.), л;

$m(X)$ – масса этой порции газа X, г или кг;

V_m - молярный объем газа при н.у., л/моль

II По относительной плотности

Согласно закону Авогадро в равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул. Тогда можно записать, что

$$V(X) = V(Y) \text{ и } N(X) = N(Y)$$


Следовательно, в этих объемах будет одинаковое количество вещества.

$\nu(X) = \nu(Y)$, а тогда

$$\frac{m(X)}{M(X)} = \frac{m(Y)}{M(Y)}, \quad \frac{m(X)}{M(X)} = \frac{M(X)}{M(Y)} = D_y(X)$$

Отношение массы определенного объема газа к массе такого же объема другого газа при тех же физических условиях называется *плотностью первого газа по второму* и обозначается D.

$$\text{Если } \frac{m(CO_2)}{m(\text{возд})} = D_{\text{возд}}(CO_2) \text{ и } \frac{M(CO_2)}{M(\text{возд})} = D_{\text{возд}}(CO_2)$$

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

и следовательно, $M(X) = D \cdot M(Y) \Rightarrow M_2(\text{CO}_2) = \frac{m_5(\text{X})}{m_3(\text{возд.})} \cdot 29$

Молярная масса газа равна его плотности по отношению к другому газу, умноженной на молярную массу второго газа.

III. По уравнению Менделеева-Клапейрона

$$PV = \frac{m(\text{X})}{M(\text{X})} RT \text{ или } M(\text{X}) = \frac{m(\text{X})RT}{PV}$$

где P - давление газа, Па;
V – объем газа, м³
m (X) – масса газа, кг или г;
M(X) – молярная масса газа, кг/моль или г/моль;
R – универсальная газовая постоянная, 8,314 Па м³/(моль К)

$$M_3(\text{CO}_2) = \frac{m_5(\text{CO}_2)RT}{PV}$$

Экспериментальная часть

3. Описание установки
Оксид углерода (IV) или углекислый газ получают в аппарате Киппа (рис.1) действием раствора соляной кислоты с массой долей 20% на мрамор:



Полученный диоксид углерода очищают от примеси хлороводорода (соляная кислота – летучая кислота) путем пропускания полученного газа через склянку с водой.

Осушают газ, пропуская через склянку, заполненную концентрированной кислотой:

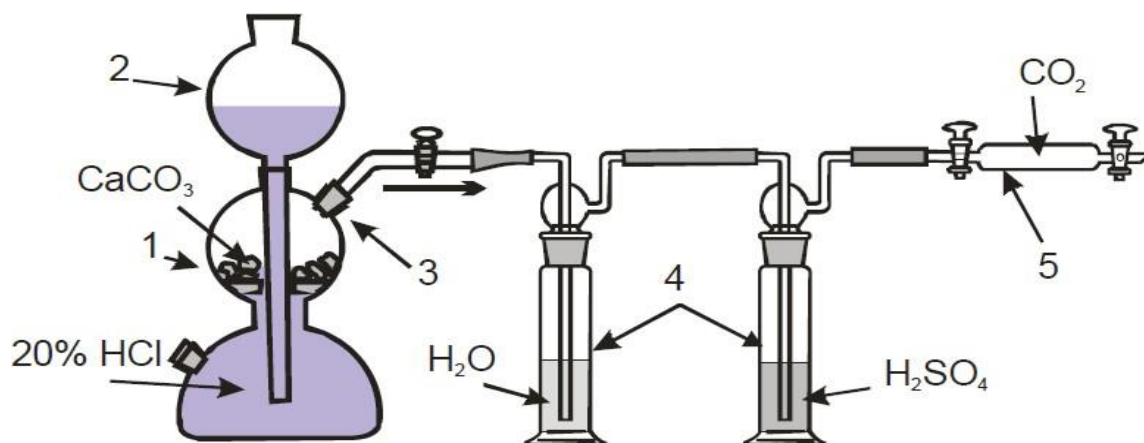
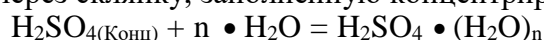



Рис. 6. Установка для получения окиси углерода (IV):

1 – средний резервуар аппарата Киппа, 2 – верхний резервуар, 3 – тубус, 4 – склянки Дрекселя, 5 – газовая пипетка

2. Проведение эксперимента

Чистую и сухую колбу плотно закройте резиновой пробкой и отметьте резиновым кольцом или восковым карандашом уровень, до которого вошла пробка в горло колбы. Взвесьте колбу с воздухом на технических весах с точностью до 0,01 грамма. Запишите результат взвешивания в таблицу 1. Это значение (m_1) массе колбы с воздухом. Наполните колбу углекислым газом из аппарата Киппа. Для этого опустите в колбу до дна газоотводную трубку, откройте кран аппарата Киппа и пропускайте газ в течении 2-3 минут. Затем, не закрывая крана, медленно выньте газоотводную трубку из колбы. Закройте колбу пробкой до отметки. После этого закройте кран Киппа. Колбу с CO_2 взвесьте на тех же весах и с той же точностью.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Определите объем колбы, налив в нее воду до отметки, куда входила пробка.

Таблица 1. Экспериментальные и расчетные данные

Название величины	Значение
Масса колбы с воздухом, m_1 , г	
Масса колбы с CO_2 , m_2 , г	
Объем колбы при данных условиях, V мл	
Атмосферное давление, P , Па	
Температура, T , К	
Объем колбы, приведенный к н.у., V_0 , мл	
Масса воздуха в объеме колбы, m_3 , г	
Масса пустой колбы, m_4 , г	
Масса диоксида углерода в объеме колбы, m_5 , г	
Молярная масса CO_2 , г/моль	
$M_1(CO_2)_1$ по молярному объему	
$M_2(CO_2)_2$ по относительной плотности	
$M_3(CO_2)_3$ по уравнению Менделеева-Клапейрона	
Погрешность определения $M(CO_2)$, %	

3. Обработка результатов

1. Вычислите объем газа при нормальных условиях, используя объединенный газовый закон:

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P_1 V_1}{T_1}; \quad V_0 = \frac{P_1 V_1 T_0}{T_1 P}$$

2. Вычислите массу воздуха (m_3) в объеме колбы, учитывая, что при нормальных условиях масса 1 литра воздуха равна 1,293 г.

$$m_{3,(\text{воздуха})} = 1,293 \text{ г/л} \cdot V_0$$

Массу воздуха в колбе можно вычислить и по уравнению Менделеева-Клапейрона, учитывая давление и температуру, при которых проводился эксперимент:

$$m_{3,(\text{воздуха})} = \frac{M(\text{воздуха})PV}{RT} = \frac{29 \cdot PV}{RT}$$

3. Вычислите массу пустой колбы (m_4): $m_{4(\text{колбы})} = m_1 - m_3$

4. Вычислите массу CO_2 в колбе (m_5): $m_5(CO_2) = m_2 - m_4$

5. Используя данные опыта, вычислите молярную массу оксида (IV) тремя способами (см. ранее).

6. Определите погрешность измерений

$$\eta = \left| \frac{Mr(CO_2)_{\text{теор}} - Mr(CO_2)_{\text{опыт}}}{Mr(CO_2)_{\text{теор}}} \right| \cdot 100\%$$

Порядок работы:


1. Получить от преподавателя задание.
2. Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
3. Оформить протокол работы.
4. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Химические уравнения реакций.
3. Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы

1. Атомная и молекулярная массы.
2. Моль. Молярная масса.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

3. Простое и сложное вещество.
4. Химическая реакция. Химический эквивалент.
5. Соотношение между атомной массой, эквивалентом и валентностью.
6. Эквивалент сложных веществ (кислот, оснований, солей, оксидов, окислителей и восстановителей).

ЧАСТЬ В. ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЯРНОЙ МАССЫ ЭКВИВАЛЕНТА МЕТАЛЛА

Цель работы: определение молярной массы эквивалента металла

Содержание работы:

1. определить молярную массу эквивалента металла по объему водорода, выделившегося при взаимодействии металла с кислотой.

2. усвоить основные понятия, связанные с эквивалентом вещества, и закон эквивалентов.

Приборы и реактивы: прибор для определения молярной массы эквивалента металла, 15%-ный раствор HCl, определяемый металл (Zn, Al, Mg).

Краткие теоретические сведения

В соответствии с законом эквивалентов, массы реагирующих веществ, прямо пропорциональны молярным массам эквивалентов веществ.

$$\frac{m(Me)}{m(H_2)} = \frac{M(1/Z * Me)}{M(1/Z * H_2)} \quad (1)$$

Учитывая, что водород, выделяющийся в результате взаимодействия металла и кислоты, - газ, закон эквивалентов можно записать следующим образом:

$$\frac{m(Mg)}{V(H_2)} = \frac{M(1/Z * Mg)}{V_{экв.}(H_2)} \quad (2)$$

где $V_{экв.}(H_2)$ – эквивалентный объем водорода, равный 11,2 л/моль или 11200 мл/моль, измеренный при н.у.

В соответствии с уравнением (2) молярная масса эквивалента металла будет равна:

$$M(1/Z * Me) = \frac{m(Me) \cdot V_{экв.}(H_2)}{V_0(H_2)}$$

Объем выделившегося H_2 необходимо привести к нормальным условиям, используя объединенный газовый закон:

$$\frac{P_0(H_2)V_0(H_2)}{T_0} = \frac{P(H_2)V(H_2)}{T},$$

где $P_0(H_2)$, $V_0(H_2)$, T_0 – значения давления, объема и температуры водорода при нормальных условиях ($P_0=101325$ Па, $T_0=273$ К);

$P(H_2)$ – давление водорода в приборе;

T – температура опыта;


$V(H_2)$ – объем водорода при условиях опыта.

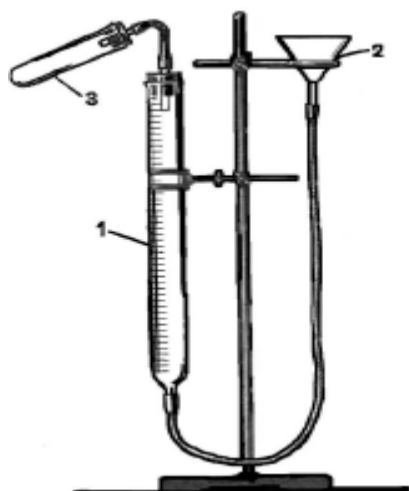
Давление водорода в приборе $P(H_2)$ будет равно внешнему давлению P за вычетом давления пара воды $P(H_2O)$ при данной температуре (таблица 1) $P(H_2)=P_{атм.} - P(H_2O)$

Экспериментальная часть

Метод определения молярной массы эквивалента металла (магния, алюминия, цинка) основан на измерении объема водорода, который выделяется из кислоты при действии ее на металл.

1. Описание установки

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		




Экспериментальное определение молярной массы эквивалента металла проводится на приборе, схема которого изображена на рисунке 7.

Рис.7. Прибор для определения молярной массы эквивалента
1-бюретка; 2-воронка; 3-пробирка;

Прибор состоит из пробирки 3, соединенной резиновым шлангом с бюреткой 1, которая в свою очередь соединена с воронкой 2, выполняющей роль уравнильного сосуда. Все части установки закреплены на штативе. Пробирка и бюретка через плотно подогнанные резиновые пробки соединены между собой резиновым шлангом. В бюретке и уравнильной воронке находится вода, уровень которой при отсоединенной пробирке будет один и тот же, как в сообщающихся сосудах. Перемещением воронки вверх или вниз можно изменить уровень воды в бюретке. В пробирке, подсоединенной к бюретке, происходит реакция между кислотой и металлом, молярную массу эквивалента которого необходимо определить. С помощью бюретки измеряют объем водорода, выделившегося в результате реакции.

2. Порядок выполнения работы

1. Получите навеску неизвестного металла, массой 20-25 мг, у лаборанта или преподавателя. Навеска металла должна быть помещена в фунтик (или кулечек) из фильтрованной бумаги.
2. Отсоедините пробирку от бюретки и налейте в пробирку 4-5 мл соляной кислоты с массовой долей 10%. Смочите каплей воды фильтрованную бумагу фунтика. Поместите его в пробирку с соляной кислотой таким образом, чтобы фунтик прилип к внутренней поверхности пробирки. Перемещать фунтик внутрь пробирки нужно с помощью стеклянной палочки, прижимая его к стенке пробирки. Фунтик должен находиться выше уровня кислоты примерно на 1 см.
3. Присоедините пробирку через пробку с резиновым шлангом к бюретке. Пробкой плотно и надежно закройте пробирку.
4. Проверьте герметичность прибора. Для этого поднимите воронку на 10-15 см. Если при этом уровень воды в бюретке не меняется со временем, то прибор герметичен. В противном случае проверьте надежность всех соединений, плотнее закройте пробками бюретку и пробирку.
5. Установите одинаковые уровни воды в бюретке и воронке, перемещая воронку на штативе. Заметьте уровень в бюретке (V_1) с точностью до 0,1мл. Результат запишите. Уровень воды в бюретке определяется по нижнему мениску, причем нижний уровень мениска должен быть на уровне глаз.
6. Приведите в контакт кислоту и металл. Для этого наклоните пробирку так, чтобы кислота попала внутрь фунтика. Начинает выделяться водород и вытесняет воду из

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

бюретки. Когда реакция закончится, прибор оставьте в покое на 5-10 минут, для того, чтобы газ охладился до комнатной температуры.

7. Опуская воронку вниз, установите на одной высоте уровень воды в бюретке и воронке. В этом положении давление внутри прибора (в пробирке и в бюретке) будет равно внешнему давлению воздуха. Запишите новое значение уровня воды в бюретке (V_2).

8. Определите по барометру атмосферное давление и по термометру температуру, при которой проводился эксперимент.

Р_{атм.}=

T=

P(H₂O)=

Таблица 1. Давление насыщенного водяного пара в равновесии с водой P(H₂O)

Температура, °С	Давление водяного пара, кПа	Температура, °С	Давление водяного пара, кПа
0	0,61	21	2,49
5	0,87	22	2,64
10	1,22	23	2,81
15	1,68	24	2,99
16	1,73	25	3,17
17	1,81	26	3,36
18	2,07	27	3,56
19	2,20	28	3,75
20	2,33	30	4,21


9. Все результаты опыта внесите в таблицу 2.

10. По данным опыта определите молярную массу эквивалента металла.

3. Расчет молярной массы эквивалента металла

Таблица 2. Экспериментальные и расчетные данные

Название величины	Единицы измерения	Значения
Масса навески металла, m	г	
Уровень воды в бюретке до опыта, V ₁	мл	
Уровень воды в бюретке до опыта, V ₂	мл	
Объем выделившегося водорода, V(H ₂) = V ₁ - V ₂	мл	
Объем выделившегося водорода, приведенный к нормальным условиям, V ₀ (H ₂)	мл	
Температура, T	К	
Атмосферное давление, P _{атм}	Па	
Давление насыщенного водяного пара, P(H ₂ O)	Па	
Парциальное давление водорода в смеси, P(H ₂)=P - P(H ₂ O)	Па	
Теоретическое значение молярной массы эквивалента металла, M(1/z*X) _{теор.} Магния M(1/2 Mg) Алюминия M(1/2Al) Цинка M(1/2Zn)	г/моль	
Опытное значение молярной массы эквивалента металла, M(1/z*X) _{опытное}	г/моль	
Погрешность, П	%	

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Объем водорода, выделившегося в результате реакции, приведенный к нормальным условиям, будет равен:

$$V_0(H_2) = \frac{P(H_1)V(H_2)T_0}{T \cdot P_0(H_2)}$$

Затем по закону эквивалентов вычисляем молярную массу эквивалента исследуемого металла:

$$M(1/Z * Me) = \frac{m(Me) \cdot V_{эkv.}(H_2)}{V_0(H_2)}$$

По полученным данным определите, какой металл прореагировал с кислотой, запишите уравнение реакции. Вычислите значение ошибки в процентах:

$$\eta = \pm \frac{M(1/Z * Me)_{теор.} - M(1/Z * Me)_{опыт.}}{M(1/Z * Me)_{теор.}} \cdot 100\%$$

Порядок работы:

1. Получить от преподавателя задание.
2. Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
3. Оформить протокол работы.
4. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Химические уравнения реакций.
3. Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы

1. Методы определения атомных, эквивалентных и молекулярных масс.
2. Стехиометрические законы, условия их применимости.
3. Стехиометрические и нестехиометрические соединения.

ЧАСТЬ Г. МЕТОДЫ ОЧИСТКИ ВЕЩЕСТВ

Цель работы: ознакомление с методами очистки веществ.

Содержание работы: изучить методы очистки веществ на примере фильтрации, дистилляции, сублимации и высаливания.

Приборы и реактивы: бумажные фильтры (белая лента), стеклянные стаканы объемом 50, 100 и 1000 мл, круглодонная колба объемом 500 мл, спиртовка, асбестовая сетка, электроплитка, фарфоровая чашка, стеклянная воронка, прибор для дистилляции воды; кристаллические NaCl, I₂, KI, KMnO₄, бензойная кислота, мел, H₂O дистил.


Краткие теоретические сведения

Методы очистки веществ различны и зависят от свойств веществ и их применения. В химической практике наиболее распространены следующие методы: фильтрование, перекристаллизация, дистилляция, возгонка. Очистка газов обычно осуществляется поглощением газообразных примесей веществами, реагирующими с этими примесями.

Чистые вещества обладают присущими им характерными физическими и химическими свойствами. Следовательно, степень чистоты вещества можно проверить как физическими, так и химическими методами. В первом случае определяют плотность, температуры плавления, кипения, замерзания и др. Химические методы проверки основаны на химических реакциях и представляют собой методы качественного анализа.

В соответствии со стандартом (ГОСТ) по степени чистоты реактивы делятся на: а) химически чистые (х.ч.), б) чистые для анализа (ч.д.а.), в) чистые (ч.) и другие.

Для лабораторных работ по неорганической химии пригодны вещества с маркировкой х.ч. и ч.д.а.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Фильтрация

Для отделения осадков используются фильтры. В практикуме применяются бумажные и стеклянные пористые фильтры.

Бумажный фильтр готовят из фильтровальной бумаги разной плотности и используют при фильтрации на химической воронке или воронке Бюхнера. Выпускаются и готовые фильтры, нарезанные кругами разного диаметра из фильтровальной бумаги разной плотности, которую можно определить по цвету ленты, скрепляющей пачку.

Принята следующая маркировка бумаги по её плотности:

Черная лента – быстрофильтрующие фильтры;

Белая лента – бумага средней проницаемости;

Синяя лента – плотные фильтры для отделения мелкозернистых осадков.

Недостаток бумажных фильтров – низкая химическая стойкость к агрессивным реагентам.

Стеклянный пористый фильтр с вплавленной фильтрующей пластиной из прессованного (пористого) стекла устойчив к действию агрессивных реагентов и пригоден для фильтрации кислот и щелочей.

Выпускаются фильтры четырех типов с порами разной величины, что обозначается соответствующими номерами фильтра.


Фильтрация через химическую воронку

Для фильтрации через химическую воронку используют *гладкий* или *складчатый* бумажный фильтр. В зависимости от задач эксперимента проводится фильтрация через воронку как при комнатной, так и при повышенной температуре («горячее фильтрация»).

Гладкий фильтр готовят из круглого фильтра, соответствующего размеру воронки, или вырезают из квадратного листа фильтровальной бумаги. Для этого фильтровальную бумагу складывают пополам и еще раз пополам и обрезают по дуге по размеру воронки. Полученный конус вставляют в воронку и смачивают дистиллированной водой. Фильтр всей поверхностью должен плотно прилегать к стенкам воронки. Стеклянную воронку с бумажным фильтром помещают в кольцо штатива так, чтобы нижний конец её соприкасался со стенкой стакана, в который фильтруют раствор. Фильтруемый раствор с взмученным осадком переносят на фильтр по стеклянной палочке (рис. 8, а).

Складчатый фильтр используют для ускорения фильтрации, особенно горячего, когда недопустимо охлаждение фильтруемого раствора. Складчатый фильтр можно приготовить из гладкого (рис. 8, б). Рекомендуемый размер складок по краю фильтра около 5–8 мм.

Горячее фильтрация проводят через складчатый фильтр в стеклянной воронке с коротко обрезанной трубкой, помещенной в электрический обогреватель.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

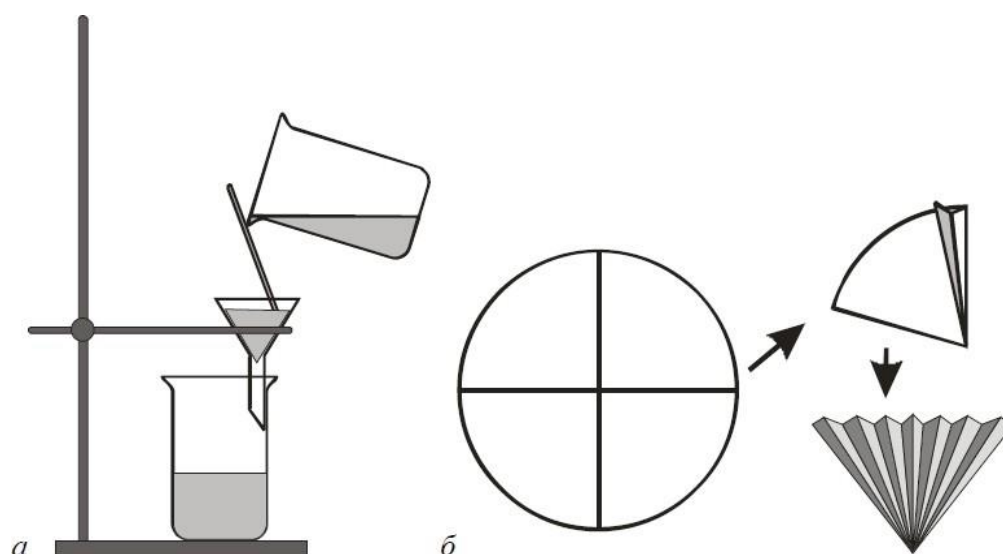


Рис. 8. Фильтрация: *а* – фильтрация через химическую воронку, *б* – изготовление складчатого фильтра

Перекристаллизация


Очистка твердых веществ перекристаллизацией основана на различной растворимости вещества в данном растворителе в зависимости от температуры. Под растворимостью понимают содержание растворенного вещества в насыщенном растворе. Растворимость обычно выражается в граммах растворенного вещества на 100 граммов растворителя, иногда на 100 г раствора. Зависимость растворимости веществ от температуры выражается кривыми растворимости. Если соль содержала малые количества других растворимых в воде веществ, насыщение относительно последних не будет достигнуто при понижении температуры, поэтому они не выпадут в осадок вместе с кристаллами очищаемой соли.

Процесс перекристаллизации состоит из нескольких этапов: приготовления раствора, фильтрования горячего раствора, охлаждения, кристаллизации, отделения кристаллов от маточного раствора.

Чтобы перекристаллизовать вещество, его растворяют в дистиллированной воде или в подходящем органическом растворителе при определенной температуре. В горячий растворитель небольшими порциями вводят кристаллическое вещество до тех пор, пока оно перестанет растворяться, т.е. образуется насыщенный при данной температуре раствор. Горячий раствор отфильтровывают на воронке для горячего фильтрования. Фильтрат собирают в стакан, поставленный в кристаллизатор с холодной водой со льдом или с охлаждающей смесью. При охлаждении из отфильтрованного насыщенного раствора выпадают мелкие кристаллы, так как раствор при более низкой температуре становится пересыщенным. Выпавшие кристаллы отфильтровывают на воронке Бюхнера, затем переносят их на сложенный вдвое лист фильтровальной бумаги. Стеклой палочкой или шпателем распределяют кристаллы ровным слоем, накрывают другим листом фильтровальной бумаги и отжимают кристаллы между листами фильтровальной бумаги. Операцию повторяют несколько раз. Затем кристаллы переносят в бюкс. До постоянной массы вещество доводят в электрическом сушильном шкафу при температуре 100-105°C. Температуру в шкафу до этого предела следует повышать постепенно. Для получения очень чистого вещества перекристаллизацию повторяют несколько раз.

Возгонка (сублимация)

Процесс непосредственного превращения твердого вещества в пар без образования жидкости называют возгонкой. От перекристаллизации возгонка отличается более высоким выходом чистого продукта и происходит при более низкой температуре,

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

чем температура плавления вещества. Ее применяют тогда, когда нельзя очистить вещество перекристаллизацией, так как оно разлагается при температуре плавления. Возгоняемое вещество нагревают. Достигнув температуры возгонки, твердое вещество без плавления переходит в пар, который конденсируется в кристаллы на поверхности охлажденных предметов. С помощью возгонки можно получить в чистом виде, например, бензойную кислоту, нафталин, хлорид аммония, йод и некоторые другие вещества, при условии, что примеси не возгоняются. Однако этот метод очистки веществ ограничен, так как немногие твердые вещества способны сублимироваться.

Перегонка (дистилляция)

Перегонка – это процесс отделения жидкости от растворенных в ней твердых веществ или менее летучих жидкостей. Перегонка основана на превращении жидкости в пар с последующей конденсацией пара в жидкость. По сравнению с перекристаллизацией перегонка при меньших затратах времени дает, как правило, больший выход чистого продукта. Перегонкой пользуются тогда, когда перегоняемые вещества при нагревании не претерпевают каких-либо изменений или когда очищаемые жидкости имеют определенную разницу температур, но не слишком высокую температуру кипения.

Различают три способа перегонки жидкостей:

- а) при атмосферном давлении (простая перегонка),
- б) при уменьшенном давлении (вакуум-перегонка),
- в) перегонка с водяным паром.

Простая перегонка применяется тогда, когда надо отделить целевой продукт от практически нелетучих примесей. Например, очистка воды от нелетучих солей. Для этого собирают традиционную установку, состоящую из перегонной колбы (колбы Вюрца), прямого холодильника и приемника (рис. 10).

Перегонную колбу заполняют перегоняемой жидкостью не более чем на $\frac{2}{3}$ ее объема, но и не менее чем на $\frac{1}{2}$ объема колбы. Когда весь прибор собран, тщательно проверяют, хорошо ли подобраны пробки, правильно ли установлен термометр. Включают воду для охлаждения холодильника. Подставляют приемник для сбора перегоняемой жидкости и начинают нагревать раствор до кипения. Колбу нагревают на водяной (песчаной или масляной) бане, реже на пламени горелки через асбестовую сетку. Температуру паров отгоняемого вещества измеряют термометром, установленным на 1 см ниже отводной трубки колбы Вюрца. Для предотвращения внезапного вскипания перегоняемой жидкости и попадания ее в холодильник в колбу кладут длинные капилляры, запаянные с одного конца или небольшие кусочки фарфора (кипелки).

Перегонку при низком давлении (вакуум-перегонку) применяют, если жидкость, подлежащая перегонке в обычных условиях, не выдерживает нагревания до температуры ее кипения. Установка для такой перегонки более сложная. Для отгонки веществ, нерастворимых в воде, используют перегонку с водяным паром.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Очистка воды, содержащей механические примеси, фильтрованием и дистилляцией

В химический стакан налить 400-500 мл водопроводной воды и внести в нее 2-3 г измельченного мела. Раствор размешать стеклянной палочкой, приготовить складчатый фильтр, соответствующий размеру воронки. Для его изготовления взять готовый или вырезать из фильтровальной бумаги круглый фильтр, сложить его пополам, после чего складывать по радиусу с центром в середине линии перегиба круга то в одну, то в другую сторону. Полученную сложенную конусообразную гармоникку вложить в стеклянную воронку и обрезать широкую сторону фильтра ножницами с таким расчетом, чтобы края фильтра были на 3-5 мм ниже края воронки. После этого развернуть многогранный складчатый фильтр и опустить его в воронку, находящуюся в кольце штатива. Подставить

под воронку пустой стакан так, чтобы конец воронки касался стенки стакана и находился на 2-3 см ниже края стакана.

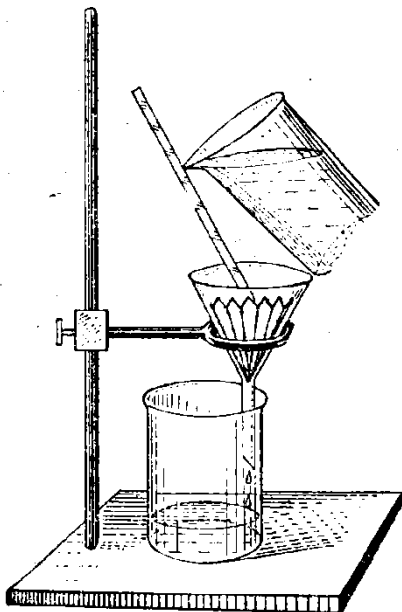


Рис. 9. Фильтрация при атмосферном давлении.

Приготовленную для фильтрования воду осторожно, по стеклянной палочке сливать в фильтр (рис. 9), следя за тем, чтобы уровень жидкости в воронке, был ниже краев фильтра на 4-5 мм. Для окисления органических веществ к профильтрованной воде добавить 3-4 кристаллика перманганата калия.

Профильтрованную воду перелить из стакана в колбу Вюрца, бросить в нее несколько капилляров, чтобы кипение воды происходило равномерно. Закрывать колбу пробкой с термометром и укрепить на кольце штатива на асбестированной сетке.

На отросток колбы Вюрца надеть пробку и соединить колбу с подготовленным холодильником Либиха, присоединенным к водопроводному крану. На другой конец холодильника (рис. 10) надеть пробку с алонжем, который опустить в колбу-приемник. Заполнить холодильник водой, пустив не очень сильную струю. Нагреть воду в колбе до кипения и, получив 200-300 мл дистиллята, прекратить перегонку.

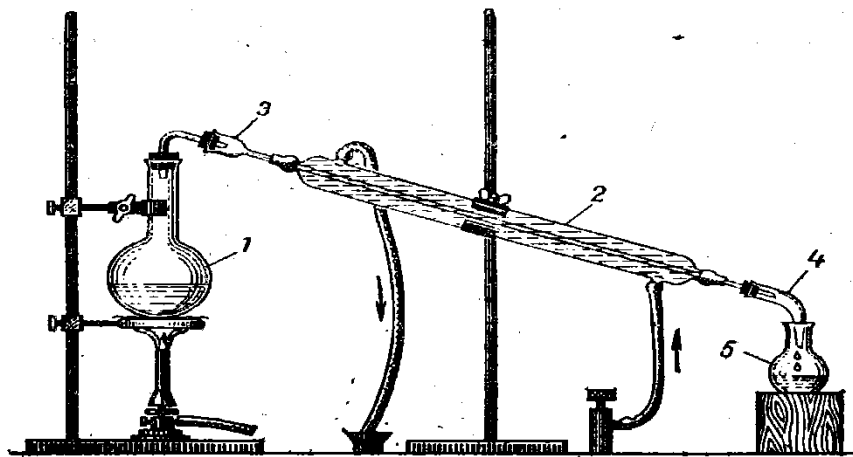


Рис. 10. Прибор для дистилляции воды:

1 - круглодонная колба; 2 - холодильник Либиха; 3 - форштосс; 4 - алонж; 5 - колба-приемник.

Для удаления растворенных газов прокипятить полученную воду 10-15 мин. После этого закрыть колбу пробкой с трубкой, наполненной натронной известью, и оставить охлаждаться. После охлаждения прочно закрыть колбу хорошо подобранной пробкой.

Сравнить чистоту полученной воды с водопроводной. Для этого на два часовых стекла налить по 1 мл очищенной и водопроводной воды и выпарить ее досуха на водяной бане. Сравнить результаты выпаривания. Описать проделанную работу. Зарисовать прибор.

Опыт 2. Очистка бензойной кислоты возгонкой

Для возгонки веществ при нормальном давлении вещество помещают в фарфоровую чашку, которую накрывают перевернутой стеклянной воронкой. Отводную трубку воронки закрывают куском ваты. Между чашкой и воронкой помещают фильтровальную бумагу с небольшими отверстиями во многих местах для пропускания паров. Это делают для того, чтобы кристаллы вещества, образовавшиеся на холодной поверхности воронки, не падали опять на возгоняемое вещество. Воронку охлаждают, прикладывая к наружной поверхности смоченный в воде кусок ткани. Если необходимо очистить небольшое количество вещества, то вместо воронки можно использовать часовое стекло, которое выпуклой поверхностью кладут на чашку (или стакан). Для охлаждения на часовое стекло можно положить смоченный водой кусочек ваты.

Фарфоровую чашку с веществом медленно и осторожно нагревают на бане. Необходимо помнить, что даже небольшой перегрев может привести к термическому разложению очищаемого вещества.

Выполнение опыта. Около 1 г бензойной кислоты поместить в большой стеклянный стакан и накрыть сверху чашкой, кристаллизатором или тарелкой с холодной водой. Поставить стакан на электроплитку и сначала осторожно, а потом сильнее нагревать бензойную кислоту. Кислота начинает испаряться, и внутри стакана появляется облако кристаллов, подобных снежинкам. Кристаллы постепенно образуют хлопья и садятся на холодные части стакана. Когда начнется образование хлопьев, нагревание прекратить. Стакан не открывать до полного охлаждения!

Опыт 3. Очистка йода методом сублимации

На дно низкого стакана (или сублиматора) (рис. 11) поместить 1,0 г кристаллического йода и 0,2 г иодида калия. Закрывать стакан маленькой колбой с отростком, заполненной холодной водой со льдом. Поместить стакан на асбестовую сетку и **осторожно** нагревать пламенем спиртовки. Если возгонка проводится в сублиматоре, то к нему подводится холодная вода и дно сублиматора нагревается пламенем спиртовки. Нагревание проводится до полной возгонки йода. Кристаллы очищенного йода поместить в бюкс и взвесить. Рассчитать выход продукта в процентах от исходной навески йода.

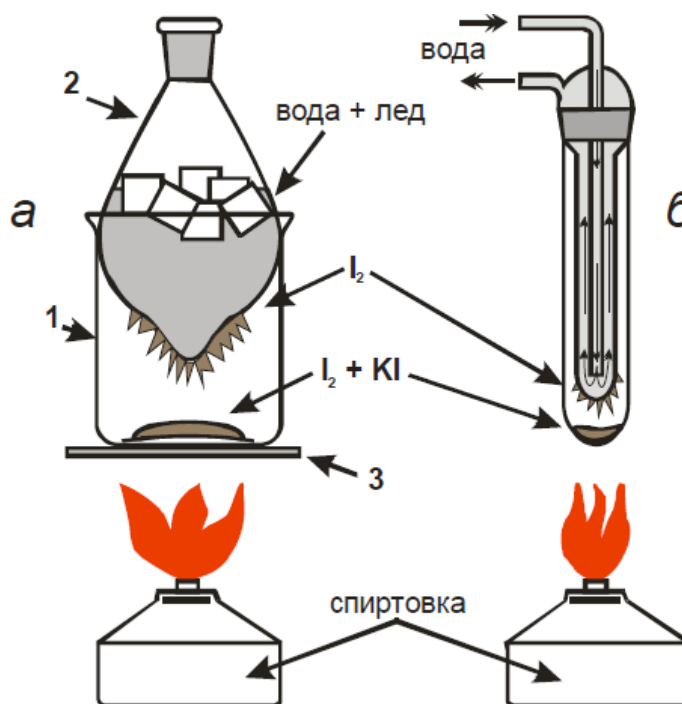



Рис. 11. Приборы для сублимации йода.

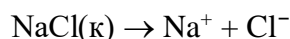
Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

a: 1 – стакан, 2 – колба с отростком, 3 – асбестовая сетка; б – сублиматор

Опыт 4. Очистка хлорида натрия методом высаливания

При перекристаллизации веществ, растворимость которых мало изменяется с изменением температуры, применяют метод высаливания. К растворам таких веществ добавляют вещества, понижающие их растворимость.

Растворимость электролита уменьшается при введении в раствор другого электролита с одноименным ионом. При введении ионов хлора Cl^- в насыщенный раствор хлорида натрия



равновесие смещается влево, в результате чего выпадают кристаллы соли, не содержащие примесей.

Приготовьте насыщенный раствор хлорида натрия (поваренной соли) при комнатной температуре. Для этого разотрите в ступке около 20 г соли и растворите ее в 50 мл воды. Раствор отфильтруйте через складчатый фильтр в чистый стакан.

В вытяжном шкафу к насыщенному раствору хлорида натрия медленно небольшими порциями добавьте 25 мл концентрированной соляной кислоты (плотность $1,19 \text{ г/см}^3$) при непрерывном перемешивании раствора стеклянной палочкой. Выпавшие кристаллы отфильтруйте на воронке Бюхнера.

Высушите полученную соль в сушильном шкафу и взвесьте.

Вычислите выход соли в процентах. Результаты опыта запишите в таблицу.

Таблица 3. Экспериментальные и расчетные данные

Вещество	Объем воды, мл	Масса соли, г		Выход соли, %
		исходная	полученная	

Порядок работы:

1. Получить от преподавателя задание.
2. Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
3. Оформить протокол работы.
4. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Содержание отчета:

Тема и цель работы.

Химические уравнения реакций.

Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы


1. Как называют метод, который используют для разделения смесей нерастворимых в воде твердых веществ с разной плотностью?
2. Как называется метод, при котором идет накопление одного вещества на поверхности другого вещества?
3. Как называется способ, основанный на различном поглощении разделяемых веществ поверхностью другого вещества?
4. каким методом можно разделять смеси нерастворимых друг в друге жидкостей с различной плотностью?
5. Как отличить смесь веществ от индивидуального вещества?

ТЕМА 2. ВАЖНЕЙШИЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Цель работы: изучение основных свойств оксидов, кислот, оснований и солей.

Содержание работы:

1. Определить отношение оксидов к воде, кислотам и основаниям.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

2. Определить устойчивость и кислотность оснований.

3. Определить силу кислот и оснований.

Приборы и реактивы: пробирки, универсальный индикатор, растворы: NaOH 2M, H₂SO₄ 1M и концентрированный, ZnSO₄ 0,25M, AgNO₃ 0,1M, CuSO₄ 0,25M, HCl 2M, CoSO₄ 0,25M; порошки CrO₃, Al₂O₃, CaO.

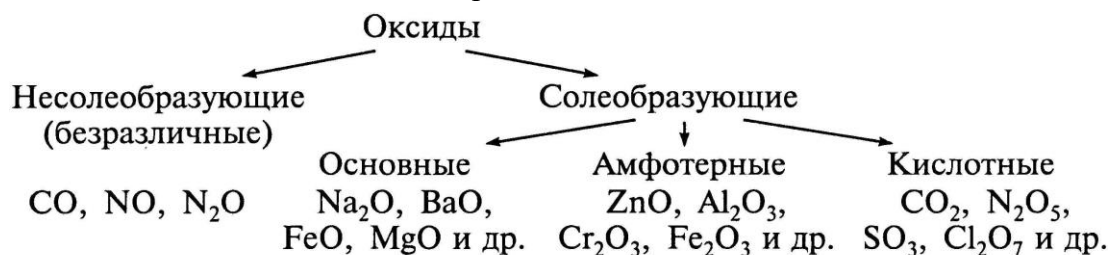
Краткие теоретические сведения.

Раздел «Классы химических соединений» является наиболее важным в курсе химии. Прежде чем выполнить экспериментальную работу по этому разделу, надо твердо усвоить на какие классы делятся неорганические вещества, как составляются названия веществ, принадлежащих различным классам соединений, какие основные реакции характерны для каждого класса химических соединений.

Химические соединения разделяются на классы по составу и по химическим свойствам, которые эти вещества проявляют в химических реакциях.

1. Один из классов неорганических соединений включает вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород, такие соединения называются **оксидами**. Их названия образуются от корня латинского названия кислорода с окончанием «-ид» и русского названия второго элемента в родительном падеже. Если элемент может иметь разные степени окисления, то после его названия в скобках указывают римскими цифрами степень окисления. Например, Cl₂O₇ — оксид хлора (VII), Cu₂O — оксид меди (I).

По химическим свойствам оксиды подразделяются:



Несолеобразующие оксиды не взаимодействуют ни с кислотами, ни с основаниями.


Основными называются оксиды, которые образуют соли при взаимодействии с кислотами или кислотными оксидами. В основных оксидах для элемента, его образующего, характерна низкая степень окисления: +1, +2, редко +3.

Кислотными называются оксиды, которые образуют соли при взаимодействии с основаниями или с основными оксидами. В этом случае элемент, образующий оксид, имеет степень окисления +4 и выше.

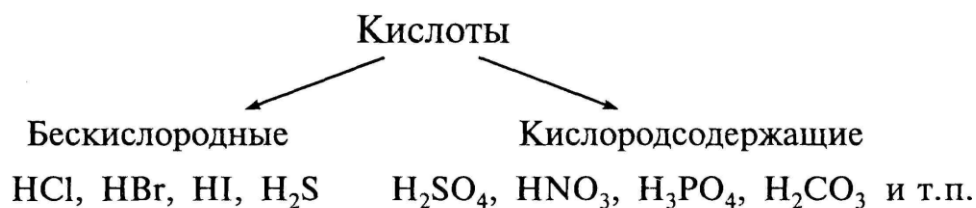
Амфотерными называются оксиды, которые образуют соли при взаимодействии как с кислотами, так и с основаниями, т. е. проявляют двойственную природу.

Среди сложных соединений, состоящих из элемента, кислорода и водорода, важную группу образуют **гидроксиды**. Некоторые из них — **основные гидроксиды** — проявляют свойства оснований — NaOH, Ba(OH)₂, Fe(OH)₂ и т. п. Другие — **кислотные гидроксиды** — проявляют свойства кислот — H₂SO₄, H₃PO₄, HClO₄ и т. п. Существуют и **амфотерные гидроксиды**, которые в зависимости от условий проявляют как основные, так и кислотные свойства Al(OH)₃, Zn(OH)₂, Fe(OH)₃, Cr(OH)₃ и др.

2. Важный класс неорганических соединений, выделяемый по химическим свойствам, составляют **кислоты**. К ним относятся вещества, способные диссоциировать в растворе с образованием ионов водорода. Характерным свойством кислот является их способность взаимодействовать с основаниями, основными и амфотерными оксидами с образованием солей.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

По наличию кислорода в своем составе кислоты делятся:

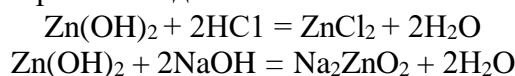


По числу содержащихся в молекуле кислот атомов водорода, способных замещаться атомами металла, различают **кислоты одноосновные** (HCl, HNO₃), **двухосновные** (H₂SO₄, H₂S), **трехосновные** (H₃PO₄).

Названия кислот происходят от элемента, образующего кислоту. Названия кислородсодержащих кислот зависят от степени окисления элемента, образующего кислоту. Максимальной степени окисления элемента, равной номеру группы в периодической системе элементов, соответствует суффикс «...н(ая)» или «-ов(ая)», например HClO₄ — хлорная кислота, H₂CrO₄ — хромовая кислота. Для названия кислоты, соответствующей низшей степени окисления элемента, используется суффикс «-ист(ая)»: HNO₂ — азотистая кислота, H₂SO₃ — сернистая кислота.

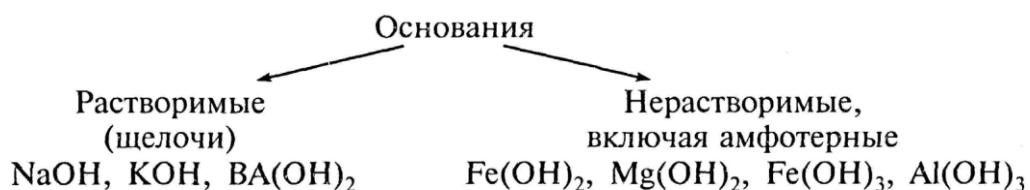
3. Еще один важный класс неорганических соединений, характеризующийся общими свойствами, образуют **основания**. К ним относятся вещества, способные диссоциировать в растворе с образованием гидроксид-ионов.

Характерным свойством оснований является их способность взаимодействовать с кислотами, кислотными и амфотерными оксидами с образованием солей. Амфотерные гидроксиды образуют соли при взаимодействии как с кислотами, так и с основаниями.



Рассматривая последнюю реакцию, следует обратить внимание, что ионы таких активных металлов, как натрий, калий в солях всегда стоят на первом месте.

По растворимости и по способу их получения основания делятся:




Изучив такие классы неорганических веществ, как оксиды, основания, кислоты, *следует запомнить*, что в химических реакциях взаимодействие идет только между веществами с противоположными свойствами, т. е. между веществами основного и кислотного характера.

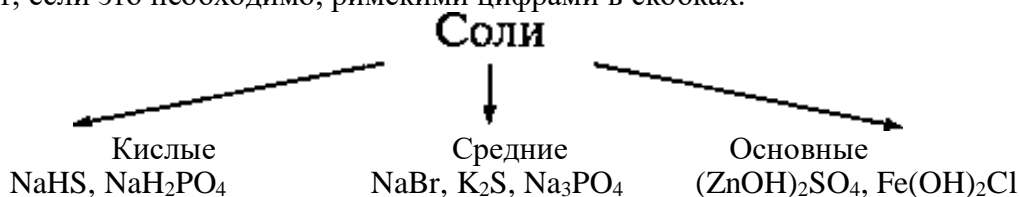
4. Самый большой класс неорганических соединений составляют **соли**.

Соли можно рассматривать как продукт полного или частичного замещения атомов водорода в молекуле кислоты атомами металла или как продукт полного или частичного замещения гидроксогрупп в молекуле основного гидроксида кислотными остатками. При полном замещении атомов водорода в молекуле кислоты образуются **средние (нормальные) соли**, при неполном — **кислые соли**. При частичном замещении гидроксогрупп в молекуле основного гидроксида кислотными остатками образуются **основные соли**.

Следует запомнить, что кислые соли могут быть образованы только кислотами, основность которых равна двум или более, а основные соли — гидроксидами, содержащими две и более гидроксогруппы.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Названия солей составляют из названия аниона кислоты в именительном падеже и названия катиона в родительном падеже. При этом название аниона производят от корня латинского наименования элемента. Степень окисления металла, образующего катион, указывают, если это необходимо, римскими цифрами в скобках.



В случае бескислородных кислот анион имеет окончание «ид» (NaBr — бромид натрия, K₂S - сульфид калия).

В случае анионов кислородосодержащих кислот используются только два окончания; «-ат», если элемент имеет высокую степень окисления, и «-ит», если элемент имеет более низкую степень окисления (Na₂SO₄ — сульфат натрия, Na₂SO₃ — сульфит натрия).

Если элемент, образующий кислоту, имеет более чем две положительные степени окисления (например, хлор, бром, йод), тогда в названии солей добавляются приставки; «гипо» — для самой низкой степени окисления, «пер» — для самой высокой степени окисления.

Названия кислых солей образуются также как и средних, но при этом добавляют приставку «гидро», указывающую на наличие незамещенных ионов водорода, число которых обозначают греческими числительными (ди, три и т. д.). Например, Na₂HPO₄ — гидрофосфат натрия, KН₂PO₄ — дигидрофосфат калия.

Названия основных солей образуют подобно названиям средних солей, но при этом добавляют приставку «гидроксо», указывающую на наличие незамещенных гидроксогрупп, число которых обозначают греческими числительными. Так, (ZnOH)₂SO₄ — сульфат гидроксоцинка, Fe(OH)₂Cl — хлорид дигидроксожелеза (II).

Экспериментальная часть

Опыт 1. Отношение оксидов к воде

В три пробирки внести по 10-20 мг оксидов: в первую – оксида хрома (VI), во вторую – оксида алюминия, в третью – оксида кальция. Затем в каждую пробирку прилить по 3-4 мл воды, тщательно встряхнуть в течение минуты и отметить наблюдаемые изменения. Испытать индикатором реакцию водной среды в каждой пробирке.

Опыт 2. Отношение оксидов к кислотам и основаниям


В две пробирки внести по 10-20 мг оксида алюминия. В одну из них добавить 7-10 мл 1 М раствора серной кислоты, в другую – 7-10 капель 2 М раствора гидроксида натрия. Отметить наблюдаемые изменения.

Опыт 3. Устойчивость оснований

Взять три пробирки. В одну из них внести 5 капель воды, 2 капли 0,1 М раствора нитрата серебра и 2-3 капли разбавленного раствора гидроксида натрия, во вторую – 2 капли 0,25 М раствора сульфата меди (II) и 10-12 капель разбавленного раствора гидроксида натрия, в третью – 10 капель разбавленного раствора гидроксида натрия. Отметить наблюдаемые изменения. После этого содержимое пробирок нагреть почти до кипения на пламени спиртовки и отметить изменения.

Опыт 4. Сила оснований

Внести в пробирку кусочек оксида кальция массой 5-10 мг, растворить в минимальном объеме воды и прибавить 1 каплю фенолфталеина. Половину полученного раствора перенести пипеткой в другую пробирку. В первую пробирку прибавить по каплям 2М раствор соляной кислоты до исчезновения окраски индикатора, во вторую – такой же объем 2М раствора гидроксида натрия. Отметить наблюдаемые изменения.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

В следующие две пробирки поместить 5 капель 0,25М раствора соли цинка и по каплям разбавленный раствор гидроксида натрия до образования осадка. В одну из пробирок добавить 2-3 капли 2М раствора соляной кислоты, в другую – 2М раствор гидроксида натрия до исчезновения осадка. Содержимое пробирок хорошо перемешать встряхиванием и отметить наблюдаемые изменения.

Опыт 5. Кислотность оснований

В две пробирки поместить по 1 мл 0,25М раствора сульфата кобальта (II), внести в них при встряхивании по каплям разбавленный раствор гидроксида натрия до образования синего осадка. В одну пробирку добавить по каплям концентрированный раствор серной кислоты, в другую – концентрированный раствор гидроксида натрия. Что представляет собой синий осадок?

Опыт 6. Окислительные свойства кислот

В две пробирки поместить по одной грануле цинка. В одну из них прилить 3-5 мл 2М раствора соляной кислоты, в другую – 2-3 мл концентрированного раствора азотной кислоты. Обратите внимание на цвет газов, выделяющихся в процессе растворения цинка.

Порядок работы:

1. Получить от преподавателя задание.
2. Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
3. Оформить протокол работы.
4. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Химические уравнения реакций.
3. Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы

5. Важнейшие классы неорганических соединений. Оксиды (кислотные, основные, амфотерные, безразличные), строение, физические, химические свойства, способы их получения.
6. Основания, строение, физические, химические свойства, способы их получения.
7. Кислоты, строение, физические, химические свойства, способы их получения.
8. Соли, строение, физические, химические свойства, способы их получения.

ТЕМА 3. ОСНОВЫ ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И РАВНОВЕСИЕ.

ЧАСТЬ А. ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОВОГО ПРОЦЕССА РЕАКЦИИ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ.

Цель работы: определение теплового процесса реакции нейтрализации.

Содержание работы:


1. Освоить навыки термодинамических расчетов, связанных с энергетикой химических реакций.
2. Экспериментально определить тепловой эффект реакции нейтрализации.
3. Определить относительную и абсолютную погрешности измерения.

Приборы и реактивы: калориметр, мерные цилиндры, воронка, термометр, секундомер или песочные часы, растворы гидроксида натрия с концентрацией 2 моль/л и серной кислоты

1 моль/л.

Краткие теоретические сведения

Любые химические реакции всегда сопровождаются теми или иными энергетическими эффектами: выделением или поглощением теплоты, света, совершением

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

электрической или механической работы. Изучением энергетических изменений при химических реакциях занимается наука, называемая химической термодинамикой. Особенностью химической термодинамики как науки является рассмотрение химических реакций в состоянии равновесия, когда реакция либо не началась, либо уже закончилась, и изменения во внешней среде отсутствуют.

Химическая термодинамика базируется на двух основных законах.

Первый закон термодинамики известен как закон сохранения энергии. Изменение внутренней энергии закрытой системы определяется количеством выделенной теплоты и совершенной работы.

$$\Delta U = Q - A$$

Количество теплоты, выделившейся или поглощенной в результате химической реакции, называется **тепловым эффектом**. Экзотермическая реакция – теплота выделяется, эндотермическая – поглощается.

Чаще всего в биологических системах химические превращения протекают при постоянном давлении (изобарные процессы) в этом случае тепловой эффект реакции будет равен изменению внутренней энергии системы плюс работа над внешним давлением $p\Delta V$:

$$Q = \Delta U + p\Delta V$$

Сумма $U + pV$ называется **энтальпией** и является функцией состояния системы или мерой ее теплосодержания.

Для химической реакции протекающей при постоянном давлении энтальпия равна тепловому эффекту.

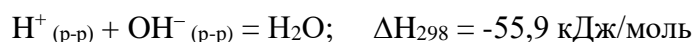
За **стандартную энтальпию** образования принимают энтальпию той реакции, в которой 1 моль вещества образуется из простых веществ, каждое из которых находится в термодинамическом состоянии.

Закон Гесса и следствия из него.

Тепловой эффект реакции зависит только от начального и конечного состояния системы но не зависит ни от пути протекания реакции, ни от ее механизма. Следствия из закона Гесса.

- 1) изменение энтальпии химической реакции не зависит от числа промежуточных стадий
- 2) энтальпия реакции равна сумме энтальпий образования продуктов за вычетом суммы энтальпий образования исходных веществ.

Теплота нейтрализации – это тепловой эффект реакции образования 1 моль H_2O из ионов H^+ и OH^- .



При нейтрализации сильных кислот сильными основаниями тепловой эффект этого процесса почти одинаков в расчете на 1 моль эквивалента кислоты или щелочи.

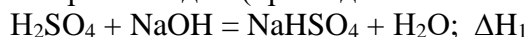
Экспериментальное определение ΔH нейтрализации осложнено тем, что при сливании растворов имеет место процесс разбавления:

$$\Delta H(\square \text{разбавл}) = \Delta H_{\text{нейтр}} + \Delta H_{\text{разб.}}$$

Нейтрализация слабой кислоты или слабого основания сопровождается гидролизом образующейся соли, в результате чего изменяется концентрация ионов H^+ и OH^- в растворе, следовательно и тепловой эффект процесса будет иным.

С целью проверки справедливости закона Гесса, в данной работе проводим реакцию нейтрализации H_2SO_4 щелочью $NaOH$ в две стадии.

Результатом реакции первой стадии (при недостаточном количестве $NaOH$)



является раствор гидросульфата натрия $NaHSO_4$ в воде.

Результатом реакции по второй стадии



является образование сульфата натрия.

В каждой стадии температура увеличивается по сравнению с температурой исходного вещества (раствора H_2SO_4). Поэтому происходит изменение энтальпии в процессе реакции. Его мы можем определить для каждой стадии по формуле:

$$\Delta H = K \cdot \frac{\Delta t}{n} \text{ (кДж/моль),}$$

где $K = 0,96$ кДж/моль – постоянная калориметра (количество теплоты, необходимое для нагревания калориметра с термометром, мешалкой, раствором H_2SO_4 на 1 К);

$n = C \cdot V$ – количество вещества NaOH;

C – молярная концентрация вещества NaOH;

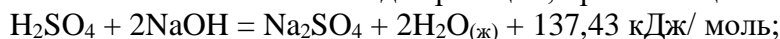
V – объем раствора NaOH в литрах.

Общее количество теплоты, выделившейся в результате реакции, будет равно сумме изменений энтальпий каждой стадии: $\Delta H_{\text{эксп}} = \Delta H_1 + \Delta H_2$.

Для определения погрешности измерения теплового эффекта воспользуемся формулой:

$$\eta = \left| \frac{\Delta H_{\text{эксп}} - \Delta H_{\text{ист}}}{\Delta H_{\text{ист}}} \right| \cdot 100\%$$

За $\Delta H_{\text{ист}}$ принимаем табличное значение ΔH для реакции, протекающей в одну стадию:



Экспериментальная часть

1. Налить в один цилиндр 100 мл одномолярного раствора H_2SO_4 .
2. Налить в два цилиндра по 50 мл двумолярного раствора NaOH.
3. Залить в калориметр 100 мл одномолярного раствора H_2SO_4 .
4. Включить мешалку.
5. В течение 5 минут через каждые 60 секунд снимать показания термометра и заносить значения температуры в первую строку таблицы 1
6. Влить в калориметр 50 мл двумолярного раствора NaOH из первого цилиндра.
7. В течение 5 минут снимать показания термометра через каждые 60 секунд и заносить во вторую строку таблицы 1.
8. Влить в калориметр 50 мл двумолярного раствора NaOH. В течение 5 минут снимать показания термометра через каждые 60 секунд и заносить их в третью строку таблицы 1.
9. Рассчитать значения ΔH для каждой стадии реакции и занести в таблицу 2.

Таблица 1

Т, мин	1	2	3	4	5
$t^\circ \text{C}, H_2SO_4$					
$T^\circ \text{C}, 1$ стадии					
$T^\circ \text{C}, 2$ стадии					

Таблица 2

1 стадия		2 стадия	
$T^\circ_{\text{нач}} =$	$t^\circ_{\text{кон}} =$	$t^\circ_{\text{нач}} =$	$t^\circ_{\text{кон}} =$
$\Delta t^\circ =$		$\Delta t^\circ =$	
$\Delta H_1 =$		$\Delta H_2 =$	

10. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место лаборанту.

Схема лабораторной установки

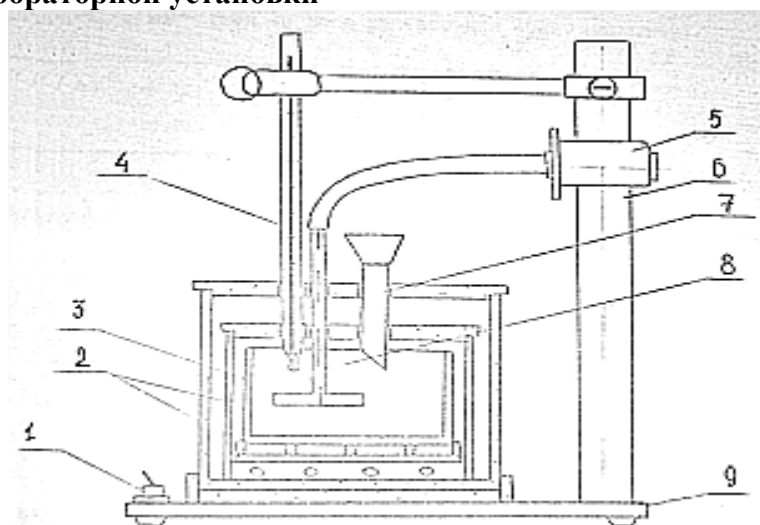


Рис. 12. Схема калориметра:

1 – включатель мешалки; 2 – термоизолирующие стаканы; 3 – реакционный стакан; 4 – термометр; 5 – электродвигатель мешалки; 6 – штатив; 7 – воронка; 8 – мешалка; 9 – основание штатива.

Основной частью лабораторной установки является калориметр, представляющий собой изолированный от окружающей среды внутренний сосуд (3). Для измерения температуры реагирующих веществ используется ртутный термометр (4). Перемешивание раствора осуществляется мешалкой (8) с помощью электродвигателя (5). Воронка (7) служит для заливки растворов.

Порядок работы:

1. Получить от преподавателя задание.
2. Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
3. Оформить протокол работы.
4. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.


Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Химические уравнения реакций.
3. Таблицы №1 и №2.
4. Расчеты ΔH и погрешности η %.
5. Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы:

7. Основные понятия термодинамики (термодинамическая система, параметры системы, фаза, компоненты системы, процесс). Классификация термодинамических систем.
8. Внутренняя энергия вещества. Функцией каких параметров является внутренняя энергия вещества? Первое начало термодинамики. Применение первого начала термодинамики к биологическим системам.
9. Энтальпия как функция состояния. Стандартные условия в термодинамике. Изменение энтальпии в различных химических и физико-химических процессах.
10. Тепловой эффект химической реакции. Особенности термохимических уравнений и расчетов по ним. Закон Гесса и следствия из него.
11. Второй закон термодинамики. Понятие энтропии.
12. Свободная энергия Гиббса как критерий самопроизвольного протекания реакции.

ЧАСТЬ Б. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Цель работы: изучение влияния различных факторов на скорость химической реакции и на состояние химического равновесия.

Содержание работы:

1. Изучить зависимости скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ.
2. Изучить зависимости скорости химической реакции от температуры
3. Изучить зависимости скорости химической реакции от присутствия катализатора.
4. Изучить различных факторов на химическое равновесие и расчет константы равновесия. Проверить выполнение принципа Ле Шателье.

Приборы и реактивы: мерные цилиндры, химические стаканы, бюретки, воронка, термометр, стеклянная палочка, пробирки, лабораторный штатив, секундомер, держатель для пробирок, порошок оксида марганца (IV), порошок оксида свинца (IV), хлорид калия (кр.), вода дист. (комнатной температуры и горячая), растворы тиосульфата натрия 0,1 моль/л, серной кислоты 1 моль/л, пероксид водорода, хлорида железа (III) 0,025 моль/л и насыщенного, роданида калия (или аммония) 0,025 моль/л и насыщенного.

Краткие теоретические сведения

Химические реакции протекают с различными скоростями. Раздел химии изучающий скорость химической реакции называется химической кинетикой.

Скорость химических реакций - это число элементарных актов химических превращений, приводящих к образованию продуктов реакции, в единицу времени в единице объема или на единице поверхности.

Поскольку число элементарных актов не пересчитать, то скорость, очевидно, можно измерять через изменение концентраций реагирующих веществ или продуктов реакции в единицу времени.

$$v = -\Delta C / \Delta t$$

Соответственно под **скоростью гомогенной реакции** принято понимать изменение концентрации реагирующих веществ в единицу времени в единице объема.

$$v = -\Delta C / (\Delta t \cdot \Delta V), \text{ моль/л} \cdot \text{с}$$

Для гетерогенной реакции изменение концентрации реагирующих веществ в единицу времени на единице площади.

$$v = -\Delta C / (\Delta t \cdot \Delta S), \text{ моль/л} \cdot \text{м}^2$$

К важнейшим факторам, влияющим на скорость химической реакции, относятся: природа реагирующих веществ, концентрация реагирующих веществ, температура, давление, наличие катализатора.

Влияние концентрации реагирующих веществ.

Основным законом, характеризующим влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции, является закон действующих масс, открытый в 1867 году норвежскими химиками Гульдбергом и Вааге

Скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентрации реагирующих веществ.

Для реакции $aA + bB = cC + dD$ скорость реакции равна

$$v = k[A]^a[B]^b$$


где v - скорость химической реакции,

$[A]$ и $[B]$ - равновесные молярные концентрации вещества A и B ,

k - константа скорости реакции (численно равна скорости при всех концентрациях равных единице).

Это выражение называется кинетическим уравнением реакции.

Показатели степеней при концентрациях в кинетическом уравнении (a , b) называются порядками реакции по данному веществу, а их сумма - общим порядком

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

реакции. Порядки реакций устанавливаются экспериментально, а не по стехиометрическим коэффициентам. Порядок может быть и дробным.

Реакции обычно идут по стадиям, поскольку невозможно представить себе одновременное столкновение большого числа молекул. Скорость реакции определяется самой медленной стадией. Отсюда различия между порядком реакции и стехиометрическими коэффициентами.

Для упрощения расчетов показатели степени в кинетическом уравнении приравнивают к коэффициентам в уравнении химического процесса.

Влияние температуры на скорость химической реакции.

Не каждое соударение частиц при химической реакции приводит к ее протеканию. Мгновенных процессов в природе не существует. Согласно теории переходного состояния или активированного комплекса, любая химическая реакция протекает через образование промежуточного соединения, которое называется активированным комплексом. При его образовании происходит одновременное разрушение старых связей и образование новых. Энергия образования новых связей идет на разрыв старых. Для того, чтобы образовался активированный комплекс частицы исходных веществ должны обладать минимальным запасом энергии, которая и получила название **энергии активации**.

Энергия активации напрямую зависит от температуры. Чем больше температура, тем меньше энергия активации. Связь между температурой и энергией активации отражена в кинетическом уравнении Аррениуса:

$$k = Z \cdot e^{(-\Delta E/RT)} \cdot e^{(\Delta S/R)}$$

где: k - константа скорости реакции; e - основание натурального логарифма; Z - предэкспоненциальный множитель, характеризующий число вероятных столкновений частиц; ΔE - энергия активации; ΔS - энтропия реакции

Для расчета влияния температуры на скорость химического процесса используют уравнение Вант-Гоффа. При увеличении температуры на каждые 10 градусов скорость реакции возрастает в 2-4 раза.

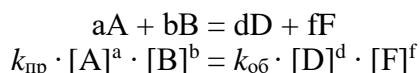
$$\Delta v = \gamma^{\frac{(t_2 - t_1)}{10}}$$

Химическое равновесие.

Химические реакции могут идти в двух противоположных направлениях. При равновесии концентрации всех участников реакции остаются постоянными и не меняются со временем, хотя одновременно идут и прямая и обратная реакции. Т.е. равновесие является динамическим.

Химическое равновесие характеризуется равенством скоростей реакций прямой и обратной реакций $v_{пр} = v_{об}$.

Например, для реакции




Для одной и той же температуры отношение произведений равновесных концентраций (в степенях их стехиометрических коэффициентов) веществ в правой и левой частях уравнения химической реакции представляет собой постоянную величину. Это закон действующих масс.

$$K_{равн} = \frac{[D]^d \cdot [F]^f}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

$$K_{равн} = k_{об} / k_{пр} = ([D] \cdot [F]) / [A] \cdot [B],$$

где K - константа равновесия химической реакции.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Константа равновесия показывает глубину протекания процесса. Если $K \gg 1$, процесс сильно сдвинут в сторону получения продуктов реакции. Если $K \ll 1$, наоборот, процесс сдвинут влево и практически не идет. $K=1$ - установилось равновесие.

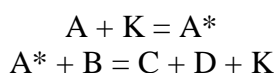
Следует различать истинное равновесие и мнимое или кажущееся, которое называют еще заторможенным равновесием или метастабильным состоянием. Признаки истинного химического равновесия:

- 1) при сохранении внешних условий состояние системы не меняется во времени.
- 2) при изменении условий (введение дополнительных количеств реагирующих веществ, изменение давления или температуры) система приходит к новому состоянию равновесия.
- 3) к состоянию равновесия можно подойти с противоположных сторон.

Равновесие можно сдвигать, изменяя условия. Чтобы качественно определить, в какую сторону оно сместится, можно воспользоваться принципом Ле Шателье: *если на систему, находящуюся в равновесии, оказывается внешнее воздействие, равновесие смещается в сторону той реакции, которая ослабляет это воздействие.*

Катализ

Катализатор ускоряет реакцию, проводя ее по другому пути, которому отвечает меньшая энергия активации, или, как ферменты в биологических системах, ориентируют молекулы соответствующим образом, присоединяя их к себе. Катализ можно представить следующим образом:



Катализ может быть гетерогенным и гомогенным. Гетерогенный катализ удобен тем, что не надо отделять продукты реакции от катализатора. Катализ происходит на поверхности за счет хемосорбции.

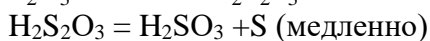
Экспериментальная часть

Опыт 1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

Тиосульфат натрия $Na_2S_2O_3$ разлагается в растворе серной кислоты по уравнению реакции:



Реакция протекает по следующим стадиям:
 $S_2O_3^{2-} + 2H^+ = H_2SO_3 + S$ (очень быстро)



$H_2SO_3 = H_2O + SO_2$ (быстро) Скорость данной реакции определяется второй (медленной) стадией.

Выполнение работы


1. В три химических стакана налейте 0,1 М раствор $Na_2S_2O_3$ и дистиллированную воду, в объемах, указанных в таблице 1.

Таблица 1

№	V($Na_2S_2O_3$)	V(H_2O)	C($Na_2S_2O_3$)	Время τ , с	Скорость $1/\tau$
1	10 мл	20 мл			
2	20 мл	10 мл			
3	30 мл	0 мл			

2. Налейте в мерный цилиндр 20 мл 1 М раствора H_2SO_4 . Отмеренное количество кислоты вылейте в первый стакан с раствором тиосульфата натрия и одновременно включите секундомер.

3. Перемешайте раствор стеклянной палочкой. Определите время реакции в секундах как время, прошедшее до появления первых видимых следов серы - помутнения раствора или полной потере прозрачности раствора. Повторите опыт с другими стаканами тиосульфата

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

4. Вычислите молярные концентрации тиосульфата натрия в каждом из трех стаканов после добавления серной кислоты. Вычислите относительные скорости реакций как $v = 1/t$. Результаты запишите в таблицу. Постройте график зависимости скорости разложения тиосульфата натрия от его концентрации. На оси абсцисс отложите молярные концентрации тиосульфата, а на оси ординат - относительные скорости реакции. Сделайте вывод о характере зависимости скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия. Какой порядок данной реакции по тиосульфату натрия?

Опыт 2. Зависимость скорости реакции от температуры.

Зависимость скорости реакции от температуры можно также проследить на примере реакции $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ с серной кислотой.

Выполнение работы

1. Налейте в одну пробирку 5 мл 0,1 М раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, а в другую - 5 мл 1М раствора H_2SO_4 .
2. Обе пробирки поставьте в стакан с водой и через 3 минуты измерьте температуру воды в стакане. Затем слейте растворы в одну пробирку и определите время появления серы - время реакции в секундах. Результаты (температуру и время) запишите в таблицу 2.

Таблица 2

№	V($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$)	V(H_2SO_4)	T°, C	Время τ , с	Скорость $v = 1/t$
1	5 мл	5 мл			
2	5 мл	5 мл			

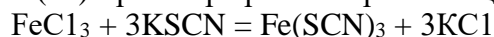
1. Прилейте в стакан немного горячей воды так, чтобы температура воды в стакане увеличилась на 12-13°C. Налейте в пробирки по 5 мл растворов $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и H_2SO_4 . Выдержите эти пробирки в стакане 3 минуты, пока разность температур воды в стакане составит 10°C с предыдущим опытом. После чего повторите эксперимент. Результаты запишите в таблицу 1.
2. Вычислите температурный коэффициент реакции γ , $\gamma = v_2/v_1$. Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от температуры.

Опыт 3. Гетерогенный катализ

В две пробирки налейте по 1 мл раствора пероксида водорода H_2O_2 . В одну внесите немного порошка оксида марганца (IV), а в другую - столько же оксида свинца (IV). Наблюдая увеличение интенсивности выделения газа, сделайте вывод о роли оксидов в реакциях разложения пероксида водорода: $2\text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow$. Докажите, что выделяющийся газ является кислородом.

Опыт 4. Смещение химического равновесия


Смещение химического равновесия вследствие изменения равновесных концентраций реагирующих веществ изучается на примере обратимой реакции между хлоридом железа (III) и роданидом калия или аммония. В результате реакции образуется соединение - роданид железа (III) - раствор кроваво-красного цвета:



Интенсивность окраски зависит от концентрации этого соединения в растворе FeCl_3 и $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ являются комплексными соединениями.

Порядок выполнения опыта.

3. Возьмите по 10 мл 0,025М растворов хлорида железа (III) и роданида калия или аммония и смешайте их в химическом стакане.
4. После смешения содержимое стакана разлейте в четыре пробирки. Первую пробирку с раствором оставьте как контрольную для сравнения.
5. Во вторую пробирку добавьте 2-3 капли насыщенного раствора хлорида железа (III). Сравните интенсивность окраски с окраской раствора в первой пробирке. В третью

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

пробирку прилейте 2-3 капли насыщенного раствора роданида калия (или аммония). Отметьте, как изменяется окраска раствора. В четвертую пробирку прибавьте немного кристаллического хлорида калия. Запишите, что наблюдаете в таблице 3

6. Напишите выражение для константы равновесия этой реакции и объясните, почему меняется окраска растворов во второй, третьей и четвертой пробирках.

Таблица 3

№	Вещество, концентрация которого увеличивается	Изменение окраски	Направление сдвига равновесия
1	FeCl ₃		
2	KSCN		
3	KCl		

Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место лаборанту.

Порядок работы:

1. Получить от преподавателя задание.
2. Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
3. Оформить протокол работы.
4. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Химические уравнения реакций.
3. Таблицы №1 и №2, №3.
4. Расчеты концентраций, температурного коэффициента скорости реакции, график зависимости скорости реакции от концентрации.
5. Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы

1. Понятие скорости химической реакции.
2. Факторы, влияющие на скорость реакции: природа реагирующих веществ, концентрация реагентов, температура и давление.
3. Понятие химического равновесия и принцип его смещения.
4. Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ.

ТЕМА 5. ТЕОРИЯ РАСТВОРОВ И РАСТВОРИТЕЛЕЙ

ЧАСТЬ А. ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ ЗАДАННОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ

Цель работы:

1. Научиться готовить растворы заданной концентрации.
2. Приобретение навыков расчета и перерасчета концентраций растворов.

Содержание работы:


1. Приготовления растворов различной концентрации из сухой соли.
2. Приготовления растворов из более концентрированного раствора.
3. Приготовления растворов смешением двух растворов разных концентраций.
4. Перерасчет массовой доли растворов в молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, в моляльность.

Приборы и реактивы: мерные колбы (конические на 250 мл); мерные цилиндры на 50, 100 и 250 мл, стеклянные палочки, весы теххимические, разновесы, набор ареометров, хлорид натрия.

Методические рекомендации и описание лабораторной работы

а) Приготовление раствора NaCl заданной концентрации из навески сухого вещества

Порядок работы:

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

1. Получить задание от преподавателя: приготовить определенное количество (100–500 мл) раствора хлорида натрия с концентрацией 5–15%.
2. Рассчитать необходимую для приготовления заданного объема раствора навеску сухой соли и объем воды.
3. Отвесить навеску хлорида натрия на теххимических весах и перенести ее в колбу.
4. Отмерить необходимое количество воды мерным цилиндром и вылить воду в сосуд с сухой солью. Размешать смесь палочкой до полного растворения соли.
5. Для контроля правильности приготовления раствора измерить его плотность ареометром: в цилиндр емкостью 50/100 мл наливают полученный раствор (2/3 объема) и осторожно опускают туда ареометр (в присутствии преподавателя). Сравнивают реальную плотность с необходимой (таблица) и делают заключение о правильности выполнения работы.
6. Оформить протокол работы и выразить содержание хлорида натрия во всех единицах концентрации (% , молярная доля, массовая концентрация, титр, молярность, моляльность, нормальность).
7. Раствор хлорида натрия оставить для дальнейшей работы, использованную посуду вымыть.

б) Приготовление раствора NaCl разбавлением более концентрированного раствора
Порядок работы:

1. Получить от преподавателя задание – приготовить определенное количество (100–500 мл) раствора хлорида натрия низкой концентрации (2–8%) из более концентрированного раствора.
2. Рассчитать объем концентрированного раствора, необходимого для приготовления заданного объема и количество добавочной воды.
3. Отмерить необходимое количество концентрированного раствора и добавочной воды, слить их в колбу и тщательно перемешать раствор.
4. Для контроля правильности приготовления раствора измерить его плотность ареометром в присутствии преподавателя.
5. Оформить протокол работы и выразить содержание хлорида натрия во всех единицах концентрации.
6. Раствор хлорида натрия оставить для дальнейшей работы, использованную посуду вымыть.

в) Приготовление раствора NaCl смешением двух растворов заданных концентраций
Порядок работы:


1. Получить от преподавателя задание.
2. Рассчитать требуемые объемы обоих растворов, необходимых для приготовления заданного раствора.
3. Отмерить рассчитанные количества смешиваемых растворов и смешать их в колбе.
4. Для контроля правильности расчетов и приготовления раствора измерить его плотность ареометром в присутствии преподавателя.
5. Оформить протокол работы и выразить содержание хлорида натрия во всех единицах концентрации.
6. Вылить растворы хлорида натрия, посуду вымыть. Сдать рабочее место лаборанту.

Порядок работы:

1. Получить от преподавателя задание.
2. Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
3. Оформить протокол работы.
4. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Расчеты по каждой части работы.
3. Значения плотностей: теоретическое (из таблицы) и экспериментальное.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

4. Расчет погрешности \square % приготовления растворов.
5. Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы:

1. Какие способы выражения концентрации растворов вам известны?
2. Как перейти от одного вида концентрации к другому (на конкретном примере)?
3. Какие существуют способы приготовления растворов?
4. Опишите ход работы по любому способу приготовления растворов.

ЧАСТЬ Б. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ И ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Цель работы: изучение электролитической диссоциации и гидролиза солей.

Содержание работы:

1. Определить зависимость степени диссоциации от природы электролита.
2. Изучить влияние одноименного иона на степень диссоциации слабого электролита.
3. Изучить ионизирующее действие воды на степень диссоциации электролитов.
4. Определить водородный показатель среды при гидролизе солей.
5. Изучить влияние температуры на процесс гидролиза.

Приборы и реактивы:

1. Штативы для пробирок, пробирки на 10 мл, держатель для пробирок, пипетки, водяная баня, предметные стекла, стеклянные палочки.
2. Растворы: соляной кислоты (2 н), уксусной кислоты (2 н), гидроксида аммония (2 н); ацетата натрия (2 н); сухие соли: карбонат натрия, фосфат натрия, хлорид натрия, сульфат алюминия, хлорид железа (III), карбонат аммония, щавелевая кислота, ацетат натрия, хлорид аммония; металлический цинк; индикаторы: метилоранж, фенолфталеин, универсальная индикаторная бумага.

Краткие теоретические сведения

Все растворы можно разделить на две большие группы по отношению к возможности пропускания электрического тока: электролиты и неэлектролиты.

В 1887 г Сванте Аррениус формулирует свою теорию электролитической диссоциации, где он предполагает, что при растворении электролита определенная его часть диссоциирует на ионы. Положительный – катион, отрицательный – анион. Причиной диссоциации является интенсивный процесс взаимодействия растворенного вещества с молекулами растворителя, т.е. сольватация.

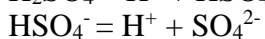
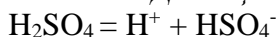
В зависимости от структуры растворяющегося вещества процесс диссоциации протекает по разному. Наиболее типичны два случая:

1. Диссоциация веществ с ионной связью

Все вещества с ярко выраженной ионной связью диссоциируют полностью




2. Диссоциация веществ с ковалентной полярной связью.



Но лишь часть электролита в растворе распадается на ионы и в системе наступает состояние динамического равновесия, где наряду с ионами присутствуют недиссоциированные молекулы. Параметр, который характеризует распад электролита на ионы, называется степенью диссоциации, который показывает отношение числа молекул электролита, распавшегося на ионы, к общему числу молекул электролита находящегося в растворе.

$$\alpha = \frac{n_1}{n_2} \cdot 100\%$$

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Все электролиты по степени диссоциации можно разделить на две группы: сильные и слабые. Сильные электролиты диссоциируют практически полностью и степень их диссоциации приближается к 100%, т.е. понятие степени диссоциации к ним практически не применимо, а отклонение изотонического коэффициента от целого значения объясняется другими причинами (активность).

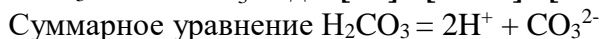
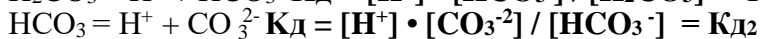
В растворах слабых электролитов устанавливается динамическое равновесие между ионами и недиссоциированными молекулами.



$$K_p = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = K_o$$

Константа равновесия, характеризующая диссоциацию слабого электролита, называется константой диссоциации. Данный параметр зависит от природы электролита, растворителя, температуры, но не зависит от концентрации. Она характеризует способность данного электролита распадаться на ионы. Чем больше величина константы диссоциации, тем сильнее электролит распадается на ионы.

Многоосновные кислоты, а также основания двух или более валентных металлов диссоциируют ступенчато. И для каждой ступени можно записать константу равновесия.



Суммарная константа равновесия равна $K_{д1} \cdot K_{д2}$

Доказано, что $K_{д1} \gg K_{д2}$. Это объясняется тем, что энергия, которую необходимо затратить на отрыв иона минимальна в случае нейтральной молекулы и становится больше при диссоциации по каждой следующей ступени.

Между степенью и константой диссоциации существует определенная взаимосвязь, которая выражается в законе разбавления Освальда, который приложил закон действующих масс к процессу диссоциации.

$$K_o = \frac{C \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$$

Для слабых электролитов, когда $\alpha \ll 1$, выражение закона Освальда упрощается $K = C\alpha^2$.


Теория сильных электролитов. Активность.

В неразбавленных растворах сильных электролитов концентрация теоретическая отличается от практически найденной. Коллигативные свойства растворов сильных электролитов также отличаются от теоретически найденных. Причем практически найденные значения осмотического давления, давления насыщенного пара и т.д. меньше, чем рассчитанные. Данное несоответствие Аррениус объяснял процессом ассоциации ионов в молекулы. Однако измерение электропроводности растворов сильных свидетельствовало о практически полной диссоциации молекул. Данное явление объясняет теория Дебая-Хюккеля.

Выделяют теоретическую или расчетную концентрацию и реальную или эффективную, которая называется активностью. Между ними существует определенная взаимосвязь

$$A = f \cdot C$$

В разбавленных растворах сильных электролитов природа ионов незначительно влияет на значение коэффициентов активности, поскольку межионное взаимодействие в первую очередь определяется зарядом ионов и их концентрацией. При этом количественной характеристикой межионных взаимодействий служит величина ионной

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

силы раствора, которая определяется как полусумма произведения концентраций ионов на квадрат их заряда.

$$\mu = \frac{c_1 \cdot z_1^2 + c_2 \cdot z_2^2 + c_3 \cdot z_3^2}{2}$$

Для разбавленных растворов сильных электролитов где $\mu \leq 0,01$

$$\lg f = -0,5 \cdot z_i^2 \frac{\sqrt{\mu}}{1 + \sqrt{\mu}}$$

Для разбавленных растворов где $\mu \leq 0,005$

$$\lg f = -0,5 \cdot z_i^2 \sqrt{\mu}$$

При разбавлении растворов коэффициенты активности стремятся к 1, а эффективная концентрация к теоретической.

Диссоциация воды. Водородный показатель.

Чистая вода очень плохо проводит электрический ток, но однако, обладает избирательной электропроводностью, которая объясняется малой диссоциацией воды на ионы $\text{H}_2\text{O} = \text{H}^+ + \text{OH}^-$

$$K_d = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16}$$

Константа диссоциации воды при 298 К определена методом электрической проводимости равна $1,8 \cdot 10^{-16}$ моль/л.

Степень диссоциации воды очень мала, поэтому активности протонов водорода и гидроксид-анионов можно считать равными их концентрации. Поскольку вода в растворах присутствует в значительно больших количествах, то ее концентрацию можно считать величиной постоянной. На 1 литр это $1000/18 = 55,6$ моль/л.

Подставляя это значение в выражение константы диссоциации, получаем $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$ при 298 К. Данное выражение получило название *ионного произведения воды*. В чистой воде $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$. Растворы, для которых сохраняется это выражение, называются нейтральными.

При добавлении к нейтральному раствору кислоты, концентрация протонов водорода возрастает, а концентрация гидроксид-анионов уменьшается. Однако ионное произведение всегда будет величиной постоянной.

Растворы, у которых $[\text{H}^+] > 10^{-7}$ называются кислыми, у которых $< 10^{-7}$ – щелочными. Зная концентрацию протонов водорода всегда можно определить концентрацию гидроксид-анионов и наоборот.

Мерой кислотности среды принято считать водородный показатель (рН), который равен $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$.

Ионное произведение воды в логарифмируемом виде выглядит следующим образом $\text{pH} + \text{pOH} = 14$.


Расчет рН для сильных кислот и оснований.

$$[\text{H}^+] = C_M \text{ кислоты}; [\text{OH}^-] = C_M \text{ основания}$$

Расчет рН для слабых кислот и оснований.

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_{d \text{ кислоты}} \cdot C_{M \text{ кислоты}}}; [\text{OH}^-] = \sqrt{K_{d \text{ основания}} \cdot C_{M \text{ основания}}}$$

Гидролиз солей

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Во многих случаях вода выступает не только в роли растворителя, но и как активный компонент химической реакции. Реакции взаимодействия с водой получили названия гидролиза. Гидролиз – общий случай сольволиза.

В общем случае под гидролизом понимают реакции взаимодействия солей с водой, приводящие к изменению рН раствора. Причина гидролиза поляризирующее действие катионов и анионов на их гидратную оболочку.

Можно выделить три случая гидролиза.

Гидролиз по катиону.

Катионы в водном растворе существуют в виде катионных аквакомплексов, образованных за счет донорно-акцепторного взаимодействия между катионом и молекулами воды. Аквакомплексы в свою очередь гидратированы молекулами воды. Можно считать, что чем меньше радиус и больше заряд катиона, тем сильнее выражена его акцепторная способность, и тем самым прочнее связь, тем интенсивнее поляризуется связь в молекуле воды. Все это может привести к разрыву связи в молекуле воды и освобождению протона водорода.



В соответствии с последовательным усилением акцепторной способности катионов возможно два случая:

- отсутствие заметного разложения воды если маленький заряд и достаточно большой радиус катиона (щелочные и щелочно-земельные металлы, т.е. металлы образующий сильные основания).
- обратимое разложение воды в случае большой зарядности и малого радиуса катиона (d- элементы, образующие слабые основания). Соответственно, соль образованная слабым основанием и сильной кислотой подвергается гидролизу по катиону. рН такого раствора < 7.

Гидролиз по аниону.

Поскольку гидратация анионов осуществляется за счет водородных связей, то в зависимости от типа аниона водородная связь может перейти в ковалентную. Чем больше заряд аниона, тем в большей степени проявляется донорная способность аниона к протону водорода. Это приводит к освобождению гидроксид анионов. Такой способностью обладают анионы слабых кислот.

Соответственно: соли образованные сильным основанием и слабой кислотой подвергаются гидролизу по аниону.

Одновременный гидролиз по катиону и аниону.

Соль, образованная слабой кислотой и слабым основанием гидролизуется по катиону и аниону одновременно.

Расчет рН растворов гидролизующихся солей.


Слабое основание - сильная кислота

$$\left[\begin{array}{l} [H^+] = \sqrt{\frac{10^{-14} \cdot C_{\text{соли}}}{K_{\text{осн}}}} \\ \end{array} \right] \quad pH = 7 - \frac{1}{2} pK - \frac{1}{2} \lg C$$

Слабая кислота - сильное основание

$$\left[\begin{array}{l} [OH^-] = \sqrt{\frac{10^{-14} \cdot C_{\text{соли}}}{K_{\text{кисл}}}} \\ \end{array} \right] \quad pH = 7 + \frac{1}{2} pK + \frac{1}{2} \lg C$$

Слабая кислота - слабое основание:

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

$$\left[\left[H^+ \right] = \sqrt{\frac{10^{-14} \cdot K_{\text{кисл}}}{K_{\text{осн}}}} \right]$$

$$pH = 7 + \frac{1}{2} pK_{\text{кисл}} - \frac{1}{2} pK_{\text{осн}}$$

Степень гидролиза

Слабое основание - сильная кислота (сильное основание слабая кислота)

$$h = \sqrt{\frac{10^{-14}}{K_{\text{осн}} \cdot C_{\text{соли}}}}$$

Слабая кислота - слабое основание

$$h = \sqrt{\frac{10^{-14}}{K_{\text{кисл}} \cdot K_{\text{осн}} \cdot C_{\text{соли}}}}$$

Экспериментальная часть

Опыт 1. Зависимость степени диссоциации от природы электролита

Проводится реакция взаимодействия металлического цинка с соляной и уксусной кислотами. Концентрации кислот одинаковы. Скорость реакции будет зависеть от концентрации ионов водорода в растворе, то есть от степени диссоциации исследуемых кислот.

В одну пробирку налейте 1–2 мл раствора соляной кислоты (2 н), в другую – столько же раствора уксусной кислоты (2 н). В каждую пробирку опустите по кусочку металлического цинка примерно одинакового размера. Опишите наблюдения.

Напишите уравнения реакции взаимодействия кислот с металлическим цинком в молекулярном и ионном виде.

Опыт 2. Действие одноименного иона на степень диссоциации слабого электролита.

а) В две пробирки налейте по 5–6 капель 2 н раствора уксусной кислоты и прибавьте по одной капле индикатора метилоранжа. Одну пробирку оставьте для сравнения, а в другую добавьте немного сухого ацетата натрия и перемешайте. Опишите и объясните свои наблюдения.

б) Аналогичный опыт выполните с раствором гидроксида аммония. Используйте индикатор фенолфталеин, а в качестве сильного электролита – кристаллический хлорид аммония. Как изменяется цвет индикатора и почему? Напишите уравнения диссоциации электролитов.


Опыт 3. Ионизирующее действие воды

Диссоциация электролитов на ионы в водном растворе происходит под действием полярных молекул воды. Чтобы убедиться в этом, смешивают кристаллические карбонат натрия и щавелевую кислоту. В этих условиях свободных ионов нет, и реакция не идет. При добавлении воды к полученной смеси электролиты диссоциируют, и начинается ионная реакция.

В сухой пробирке смешайте небольшие количества кристаллических карбоната натрия и щавелевой кислоты. Запишите наблюдения. К полученной смеси добавьте 2–3 мл воды. Запишите наблюдения. Напишите уравнения реакций между солью и кислотой в молекулярном и ионном виде. Укажите признаки реакций. Исходя из справочных значений констант диссоциации угольной и щавелевой кислот, сделайте вывод, какая из этих кислот сильнее.

Опыт 4. Определение реакции среды при гидролизе солей

В отдельных пробирках растворите в 1–2 мл дистиллированной воды несколько кристаллов следующих солей: карбоната натрия, фосфата натрия, хлорида натрия, сульфата алюминия, хлорида железа (III), карбоната аммония. На предметное стекло

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

положите кусочки универсальной индикаторной бумаги. С помощью чистой стеклянной палочки смочите индикаторную бумагу раствором каждой из солей. По цвету индикаторной бумаги определите рН раствора, предварительно определив рН дистиллированной воды. Результаты эксперимента запишите в таблице. Напишите уравнения реакций гидролиза солей в молекулярном и ионном виде.

№	Соль	рН раствора	Реакция среды
1	H ₂ O		
2	Na ₂ CO ₃		
3	Na ₃ PO ₄		
4	NaCl		
5	Al ₂ (SO ₄) ₃		
6	FeCl ₃		
7	(NH ₄) ₂ CO ₃		

Опыт 5. Влияние температуры на гидролиз

Реакция гидролиза – это эндотермический процесс, поэтому в соответствии с принципом Ле Шателье повышение температуры раствора соли увеличивает степень гидролиза. Для определения рН раствора ацетата натрия готовят ее раствор и прибавляют к нему индикатор (фенолфталеин). По изменению интенсивности окраски индикатора при нагревании или охлаждении раствора судят об увеличении или уменьшении концентрации ионов OH⁻ и, следовательно, об изменении степени гидролиза.

Налейте в пробирку 1–2 мл раствора ацетата натрия и прилейте к нему 1–2 капли фенолфталеина. Нагрейте раствор на водяной бане. Как меняется интенсивность окраски раствора фенолфталеина? Напишите уравнения гидролиза ацетата натрия в молекулярной и ионной формах. Запишите наблюдения и объясните изменение окраски фенолфталеина при нагревании.

Порядок работы:

1. Получить от преподавателя задание.
2. Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
3. Оформить протокол работы.
4. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Наблюдения, уравнения реакций по каждой части работы.
3. Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы

1. Теория электролитической диссоциации Аррениуса.
2. Сильные и слабые электролиты.
3. Константа и степень диссоциации.
4. Закон разбавления Оствальда.
5. Теория сильных электролитов, понятие активность. Произведение растворимости.
6. Водородный показатель. Гидролиз солей.


ЧАСТЬ В. ИОННЫЕ РЕАКЦИИ В РАСТВОРАХ, ГЕТЕРОГЕННЫЕ РАВНОВЕСИЯ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Цель работы: ознакомление с общими свойствами малорастворимых электролитов.

Содержание работы:

Изучить условия образования осадков малорастворимых сильных электролитов и их растворимости.

Приборы и реактивы:

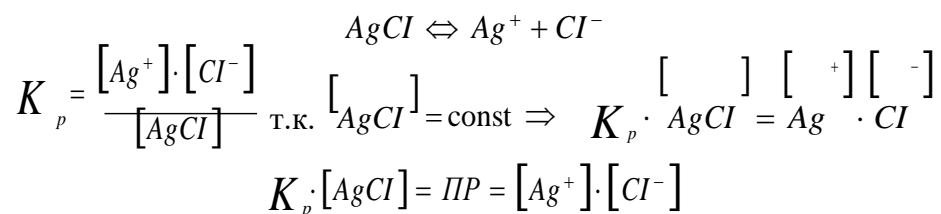
Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

- Штативы для пробирок, пробирки на 10 мл, пипетки.
- 2 н растворы: хлорида кальция, хлорида натрия, хлорида бария, оксалата аммония, соляной кислоты, нитрата бария, хромата калия, уксусной кислоты, нитрата серебра, сульфида натрия. раствор хлорида кальция, раствор оксалата аммония, раствор хлорида или нитрата бария, 2н раствор соляной кислоты, 2н раствор уксусной кислоты, раствор нитрата серебра, раствор хромата калия, раствор хлорида натрия, раствор сульфида натрия, раствор ацетата натрия, раствор хлорида аммония, раствор фосфорной или азотной кислоты, раствор гидроксида натрия, раствор карбоната натрия, раствор хлорида кальция, раствор серной кислоты, раствор сульфата меди (II), раствор сульфата никеля, раствор сульфата или хлорида кобальта, карбонат натрия (крист.), гидрокарбонат натрия (крист.), щавелевая кислота (крист.), раствор хлорида железа (III), раствор силиката натрия, раствор соляной кислоты, раствор хлорида аммония.

Краткие теоретические сведения

Произведение растворимости.

При растворении твердого вещества в растворителе, растворение прекращается когда образуется насыщенный раствор. Если твердое вещество относится к трудно растворимым, то концентрация его ионов в растворе в момент наступления термодинамического равновесия значительно меньше чем недиссоциированных молекул.



Таким образом, в насыщенном растворе трудно растворимого электролита произведение концентраций его ионов величина постоянная и зависящая только от природы растворенного вещества, растворителя и температуры. Данный параметр получил название произведение растворимости (PP). Эта величина относится к новому типу констант, которые получили название ионных произведений.

Значения произведения растворимости позволяют решать вопросы, связанные с образованием осадков при химических реакциях, что особенно важно для аналитической химии. Осадок образуется только тогда, когда величина его ИП больше чем PP. Надо иметь в виду, что произведение растворимости без учета коэффициентов активности можно применять только для малорастворимых соединений.

По значению произведения растворимости можно вычислить растворимость вещества и наоборот.

Для бинарных электролитов $P = \sqrt{PP}$


Для небинарных электролитов $A_m B_n$ $P = \sqrt[n+m]{\frac{PP}{m^m \cdot n^n}}$

Экспериментальная часть

Опыт 1. Образование осадка и условие его растворения.

В пробирку налейте 4–5 капель раствора хлорида кальция и прибавьте по каплям раствор оксалата аммония до образования белого осадка. Испытайте растворимость осадка в 2 н растворе соляной кислоты. Напишите молекулярные и ионные уравнения химических реакций.

Опыт 2. Определение направления химических реакций (растворение осадков).

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Налейте в пробирку 6–8 капель раствора хлорида или нитрата бария и прибавьте по каплям раствор хромата калия до образования желтого осадка. Осадок разделите на две части. К одной части прибавьте 2 н раствор соляной кислоты, а к другой – 2 н раствор уксусной кислоты. В одной из пробирок наблюдается растворение осадка. Запишите наблюдения, сделайте вывод. Составьте молекулярные и ионные уравнения химических реакций.

Опыт 3. Направление химической реакции в сторону образования менее растворимого соединения.

Налейте в пробирку 2–3 капли раствора нитрата серебра и прибавьте к нему 2–3 капли раствора хромата калия. Запишите цвет полученного осадка, после чего добавьте в пробирку 2–3 капли раствора хлорида натрия. Как изменяется цвет осадка (для наблюдения цвета осадка раствор можно осторожно слить)? А теперь прибавьте к содержимому пробирки 2–3 капли раствора сульфида натрия и опять запишите цвет осадка. Составьте молекулярные и ионные уравнения всех превращений. По табличным значениям выпишите произведение растворимости полученных осадков. По его значению определите: какой из выпавших осадков является менее растворимым?

Опыт 4. Получение газообразных веществ.

А) В одну пробирку поместите 2 капли раствора ацетата натрия, в другую – столько же раствора хлорида аммония. В первую прибавьте 2-3 капли фосфорной или азотной кислоты, во вторую- 2-3 раствора щелочи. Испытайте на запах обе пробирки. Напишите молекулярные и ионные уравнения химических реакций.

Б) Поместите в две пробирки по 5—7 капель раствора соды Na_2CO_3 . Проверьте наличие в растворе карбонат-иона, для чего в одну пробирку добавьте несколько капель хлорида кальция. Какое вещество выпало в осадок? Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции. Добавьте во вторую пробирку несколько капель серной кислоты до выделения газа. Подогрейте слегка пробирку, дождитесь конца выделения газа и добавьте несколько капель раствора хлорида кальция. Почему не выпадает осадок CaCO_3 ?

Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения химических реакций.

Опыт 5. Получение нерастворимых соединений d-элементов.

Поместите в три пробирки по 3 капли растворов: в одну сульфата меди (II), в другую сульфата никеля (II), в третью- сульфата или хлорида кобальта. Затем в каждую из пробирок прибавить по 3 капли раствора сульфида натрия. Отметьте цвет образовавшихся осадков и напишите молекулярно-ионные уравнения реакций.

Опыт 6. Влияние воды на протекание ионных химических реакций.


В первую пробирку поместите твердый карбонат натрия, а в другую- гидрокарбонат натрия. В каждую пробирку добавьте щавелевую кислоту (крист.). Происходит ли реакция? Затем добавьте в каждую пробирку по 1 мл воды. Что наблюдаете? Объясните разницу в наблюдениях до добавления и воды и после. Между какими ионами протекает реакция? Напишите ионные уравнения реакций.

Опыт 7. Образование малорастворимых веществ.

В три пробирки внесите по 2—3 капли следующих растворов: в первую — хлорида железа (III), во вторую — силиката натрия, в третью — разбавленной серной кислоты. Добавьте в них по такому же количеству растворов: в первую пробирку — гидроксида натрия, во вторую — соляной кислоты, в третью - хлорида бария. Что наблюдаете? Напишите в молекулярном и ионно-молекулярном виде уравнения протекающих реакций, направленных в сторону образования малорастворимых веществ.

Опыт 8. Образование слабых кислот и оснований.

В две пробирки внесите по 5—7 капель: в первую — раствора ацетата натрия CH_3COONa , во вторую — хлорида аммония. Добавьте в первую пробирку несколько капель серной

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

кислоты, перемешайте раствор стеклянной палочкой и слегка подогрейте. Определите по запаху, что реакция протекала в сторону образования слабой уксусной кислоты. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции.

Во вторую пробирку добавьте раствор гидроксида натрия и подогрейте раствор. Определите по запаху выделение аммиака. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции с образованием газообразного аммиака.

Порядок работы:


1. Получить от преподавателя задание.
2. Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
3. Оформить протокол работы.
4. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Наблюдения, уравнения реакций по каждой части работы..
3. Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы

1. Ионные уравнения реакций. Условия протекания реакций в растворах.
2. Гетерогенное равновесие: осадок – насыщенный раствор. Константа растворимости (или произведение растворимости)
3. Условия образования и растворения осадков.
4. Влияние общего иона на растворимость малорастворимого вещества. Солевой эффект.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

ТЕМА 6. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ПРОЦЕССЫ

Цель работы: изучение окислительно-восстановительных свойств металлов, неметаллов и их соединений.

Содержание работы:

1. Изучить окислительные и восстановительные свойства пероксида водорода.
2. Изучить окислительные и восстановительные свойства ионов р- и d-элементов.
3. Изучить окислительные свойства перманганата калия в различных средах.

Приборы и реактивы:

1. Пробирки, пипетки, держатель для пробирок, водяная баня, горелка.
2. 2 М растворы хлорида хрома (III), гидроксида натрия, иодида калия, перманганата калия, сульфата натрия, нитрата марганца (II), хлорида олова (II), 3% раствор перекиси водорода, 2Н раствор серной кислоты, 2Н раствор азотной кислоты, 0,1 н раствор соляной кислоты, раствор йода, порошок диоксида свинца.

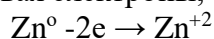
Краткие теоретические сведения

Все химические реакции можно разделить на две большие группы: протекающие без изменения степени окисления и с изменением степени окисления – окислительно-восстановительные.

К окислительно-восстановительным относятся все реакции замещения и те реакции соединения и разложения, в которых участвует хотя бы одно простое вещество. Все реакции обмена протекают без изменения степени окисления.

Под **степенью окисления** понимают фактический заряд атома в молекуле образующийся в результате перераспределения электронной плотности.

Окислением называют процесс потери электронов, приводящий к повышению степени окисления. Вещества, атомы или ионы которых отдают электроны, называют восстановителями. Восстановитель, отдавая электроны, окисляется.



Восстановление – процесс присоединения электронов, приводящий к понижению степени окисления. Вещества, атомы или ионы которых присоединяют электроны, называются окислителями. Окислитель, присоединяя электроны, восстанавливается.



Общее число электронов, отданных восстановителем, равно числу электронов, принятых окислителем.

Для прогноза продуктов и направления протекания окислительно-восстановительных процессов надо знать, что **типичными окислителями** являются:


1. простые вещества, атомы которых имеют большую электроотрицательность (элементы VIA и VIIA групп). Из них наиболее сильные окислители F, O, Cl;
2. вещества, содержащие элементы в максимальной степени окисления: (KMnO₄, K₂Cr₂O₇, HClO₄, H₂SO₄ и др.;
3. катионы металлов и водорода

К **типичным восстановителям** относятся:

1. простые вещества, атомы которых имеют малую электроотрицательность < 1,5 (элементы IA и IIA групп и некоторые другие металлы).
2. вещества, содержащие элементы в низших степенях окисления: (H₂S, NH₃ и др)

Вещества, содержащие атомы в промежуточных степенях окисления, способны как повышать, так и понижать степень окисления, т.е. могут быть как восстановителями (при действии более сильного, чем они, окислителя), так и окислителями (при действии более активного, чем они, восстановителя). Такие вещества проявляют окислительно-восстановительную двойственность.

При составлении реакций окислительно-восстановительных процессов используют:

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

1. метод электронного баланса
2. метод полуреакций или ионно-электронный способ.

Правила написания окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций:

Выясняют принципиальную возможность протекания Ох/Red процесса - находят потенциальный окислитель и восстановитель.

Определяют продукты окисления и восстановления.

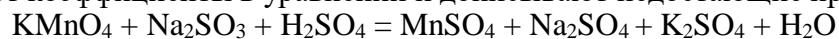
Пишут полуреакции окисления и восстановления, рассматривая все имеющиеся ионы и среду - H_2O , H^+ или OH^- , но ни в коем случае не H^+ и OH^- - вместе они сосуществовать не могут.

Сводят материальный баланс полуреакций.

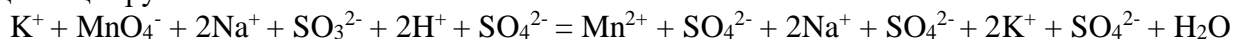
Сводят электронный баланс, подсчитав, заряды слева и справа и добавив или вычтя электроны.

Находят общий множитель для обеих полуреакций, с учетом того, что, сколько электронов было отнято у восстановителя, столько прибавилось к окислителю.

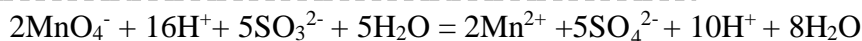
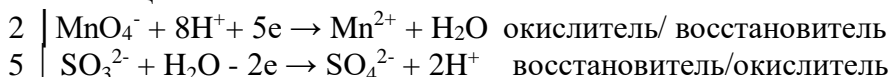
Расставляют коэффициенты в уравнении и дописывают недостающие продукты.



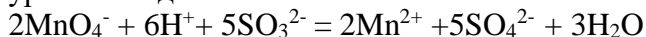
Реакция протекает в водном растворе, соответственно компоненты реакции диссоциируют:



Для составления полуреакций выбираем ионы, которые содержат атомы, изменяющие свои степени окисления.



Сокращая компоненты в правой и левой части, получаем сокращенное ионное уравнение данной окислительно-восстановительной реакции:



Подставив к ионам необходимые противоионы, получим молекулярное уравнение с готовыми коэффициентами.



Сульфат калия не участвует в окислительно-восстановительном процессе, поэтому при составлении полуреакций не учитывался, однако учитывается при записи молекулярного уравнения.

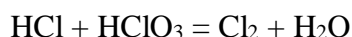
Влияние среды на окислительно-восстановительные процессы.


pH среды оказывает влияние на направление окислительно-восстановительных реакций и характер образующихся продуктов. Чем меньше кислотность среды, тем, как правило, менее глубоко идет процесс. Например, KMnO_4 проявляет окислительные свойства за счет Mn^{+7} и восстанавливается: в кислой среде – до Mn^{+2} , в нейтральной – до MnO_2 ; в щелочной среде до манганат-иона - MnO_2^{2-} .

Хромат и дихромат калия выступают в качестве окислителей в кислой среде, восстанавливаясь до иона Cr^{+3} .

В природе наиболее распространены соединения марганца со степенью окисления +2. В организме человека марганец также находится в степени окисления +2, но, участвуя в биохимических процессах, он не меняет своей степени окисления. Это связано с тем, что в организме нет сильных окислителей.

Изменение pH среды может развернуть реакцию. Так диспропорционирования хлора в щелочной среде $\text{Cl}_2 + \text{KOH} = \text{KCl} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ идет в обратном направлении при подкислении раствора.

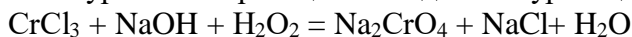


Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Экспериментальная часть

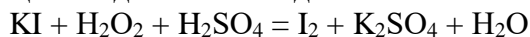
Опыт 1. Окисление иона Cr³⁺ до высшей степени окисления

К 6-8 каплям раствора CrCl₃ прибавьте по каплям раствор NaOH до растворения образующегося осадка Cr(OH)₃ и затем 3-4 капли 3% раствора H₂O₂. Смесь перемешайте и, при необходимости, нагрейте на водяной бане или горелке в течение 1-2 мин. Окрашивание раствора в желтый цвет свидетельствует об образовании иона CrO₄²⁺. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции методом полуреакций и сделайте вывод.



Опыт 2. Окислительные и восстановительные свойства пероксида водорода

а) К 3 каплям раствора KI прибавьте 2 капли 2н раствора H₂SO₄ и затем по каплям 3%-ый раствор H₂O₂ до появления желтой окраски. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции методом полуреакций и сделайте вывод.

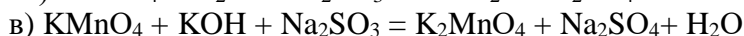
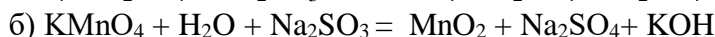


б) К 5-6 каплям раствора KMnO₄ прибавьте 3-4 капли 2н раствора H₂SO₄ и затем несколько капель 3%-го раствора H₂O₂. Наблюдается обесцвечивание раствора и выделение газа. Испытайте выделяющийся газ тлеющей лучинкой. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции методом полуреакций и сделайте вывод.



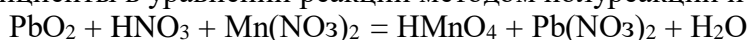
Опыт 3. Окислительные свойства перманганата калия в различных средах

В три пробирки налейте по 5-6 капель раствора KMnO₄. Затем в первую пробирку прибавьте 3-4 капли 2 н раствора H₂SO₄, во вторую - ничего, а в третью - 3-4 капли 2н раствора NaOH. После этого в каждую пробирку прибавьте по каплям раствор Na₂SO₃ или сухую соль. Наблюдайте изменение окраски растворов. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций методом полуреакций и сделайте выводы об окислительных свойствах перманганата калия.



Опыт 4. Окисление катиона d-элемента до высшей степени окисления

Окисление иона Mn²⁺ диоксидом свинца. Внесите в пробирку немного порошка PbO₂, прибавьте 2 мл 2н раствора HNO₃ и нагрейте на водяной бане или горелке до кипения. После этого прибавьте в пробирку 1-2 капли раствора MnSO₄ перемешайте и снова нагрейте. Наблюдается появления малиновой окраски образовавшегося иона MnO₄⁻. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции методом полуреакций и сделайте вывод.



Опыт 5. Восстановительные свойства катиона p-элемента (Sn²⁺)

Налейте в пробирку 3-4 капли раствора SnCl₂, 1 каплю раствора прибавьте по каплям 2н раствор KMnO₄. Наблюдается исчезновение малиновой окраски. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции методом полуреакций и сделайте вывод.




Опыт 6. Восстановительные свойства аниона p-элемента (SO₃²⁻)

Поместите в пробирку 3-4 капли раствора Na₂SO₃, прибавьте 2-3 капли 2н раствора H₂SO₄ и 1-2 капли раствора I₂. Встряхните пробирку и наблюдайте обесцвечивание раствора. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции методом полуреакций и сделайте вывод. Какова роль серной кислоты в данной реакции?



Порядок работы:

1. Получить от преподавателя задание.
2. Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
3. Оформить протокол работы.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

4. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Наблюдения, уравнения реакций по каждой части работы..
3. Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы.

9. Типы окислительно-восстановительных реакций. Типичные окислители и типичные восстановители. Факторы, влияющие на протекание окислительно-восстановительных реакций.
10. Методы составления окислительно-восстановительных реакций (метод полуреакций или метод ионно-электронного баланса).
11. Классификация окислительно-восстановительных реакций

ТЕМА 7. ТЕОРИЯ КОМПЛЕКСНЫХ СОЕДИНЕНИЙ

Цель работы: изучение свойств комплексных соединений.

Содержание работы:

- a. Освоить реакции получения комплексных ионов.
- b. Изучить свойства полученных комплексных соединений.

1. Приборы и реактивы:

Пробирки, пипетки, держатель для пробирок, водяная баня, горелка.

1 М растворы хлорида железа (III), роданида калия, гексацианоферрата (+3) калия, гексацианоферрата (+2) калия, железо-аммонийных квасцов, сульфата меди, аммиака, соляной кислоты, нитрата серебра, хлорида натрия, йодида калия, сульфата цинка, серной кислоты, сульфата никеля, бромида калия, перманганата калия, хлорида кобальта, хлорида аммония, пероксида водорода, концентрированные растворы аммиака, насыщенный раствор роданида калия, металлический цинк.

Краткие теоретические сведения.

После создания учения о валентности все соединения условно стали разделять на простые или атомные или первого порядка и комплексные или молекулярные или высшего порядка. Такое деление вызвано, прежде всего, тем, что многие молекулы уже с реализованными химическими связями способны вступать в дальнейшее взаимодействие с образованием более сложных соединений, проявляющих абсолютно новые химические свойства, нехарактерные для соединений первого порядка. Такие соединения получили названия комплексных.

В настоящее время не существует какого либо однозначного определения этих соединений, которые могло полно охарактеризовать их структуру и химические свойства.

Некоторые из них:


Комплексными называются определенные молекулярные соединения, при сочетании компонентов которых образуются положительно или отрицательно заряженные ионы, способные к существованию, как в кристалле, так и в растворе.

Комплексными называются молекулярные соединения, не показывающие в растворе всех свойств характерных для их соединений первого порядка.

Комплексными называются соединения, в узлах кристаллов которых находятся комплексные ионы, способные самостоятельно существовать в растворах.

Комплексные соединения – это самый обширный класс неорганических соединений, имеющих огромное биологическое значение: хлорофиллы в растениях, гемоглобин у животных, различные цитохромы, витамины.

Первой удачной теорией, позволяющей объяснить образование комплексных соединений из валентнонасыщенных простых молекул, была координационная теория

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Альфреда Вернера, предложенная в 1893 году.

1) Согласно этой теории, атомы могут проявлять не только обычную «главную» валентность (число электронов, которые принимают участие в образовании химической связи по обменному механизму), но и «побочную», связанную с наличием вакантных атомных орбиталей или не поделенных электронных пар. Главная валентность у катионов металлов насыщается только противоионами, побочная противоионами или нейтральными молекулами.

Главная и побочная валентности в комплексном ионе не различаются по своей природе. В частности все атомы водорода в катионе аммония одинаковы как по расположению, так и по энергии связи.

2) В каждом комплексном ионе имеется центральный атом, во круг которого располагаются координированные им ионы или нейтральные молекулы.

3) Число ионов или молекул, которые координированы вокруг центрального атома называется *координационным числом (КЧ)*. КЧ связано с зарядом центрального атома.

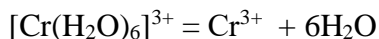
Заряд	+1	+2	+3	+4
К.Ч.	2	2, 4	4, 6	8

4) Координированные атомы, ионы или молекулы находящиеся вокруг центрального атома называются *лигандами или адендами*. Совокупность центрального атома и лигандов называется внутренней сферой. Если внутренняя сфера заряжена, то имеется еще и внешняя сфера, которая представлена противоионом. В целом молекула комплексного соединения электронейтральна.

В водных растворах комплексные соединения как и все соли подвергаются диссоциации на анион и катион:



Наряду с этим комплексный ион так же подвергается распаду на составные части:



Так как в этой системе наступает состояние динамического равновесия, то к ней применим закон действующих масс:

$$K_p = \frac{[\text{Cr}^{3+}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]^6}{[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}} = K_{\text{нест}} = 9.8 \cdot 10^{-9}$$

Чем меньше значение константы нестойкости, тем прочнее комплекс.

Величина обратная константе нестойкости, называется константой устойчивости.

Для большинства комплексов этих параметры определены и отображены в химических справочниках.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Различие между двойной и комплексной солью.


а. Налейте в пробирку 10-12 капель раствора FeCl_3 и добавьте по каплям раствор роданида калия KCNS . Наблюдайте появление кроваво-красного окрашивания вследствие образования роданида железа $\text{Fe}(\text{CNS})_3$. Данная реакция позволяет обнаружить в растворе ионы железа Fe^{3+} .

б. В одну пробирку налейте 10-12 капель калия гексацианоферрата(3+) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, а в другую – 10-12 капель раствора железо-аммонийных квасцов $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$. В обе пробирки по каплям добавьте раствор KCNS . Наблюдайте цвет растворов в пробирках. На основании этого сделать заключение, какая из взятых солей является двойной, а какая – комплексной.

Опыт 2. Образование и разрушение комплексных ионов.

Получение аммиачного комплекса меди.

а) Налейте в пробирку 10-12 капель раствора сульфата меди(II) и добавьте по

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

каплям 25%-й раствор аммиака. Наблюдайте первоначальное образование осадка гидроксосульфата меди и последующее его растворение в избытке аммиака с образованием окрашенного раствора комплексной соли. *Часть раствора оставить для опыта 3.3.*

б) К полученному раствору добавьте небольшое количество раствора соляной кислоты. Наблюдайте изменение окраски раствора. Напишите уравнения реакций, учитывая что координационное число Cu^{2+} равно 4.

Получение аммиачного комплекса серебра.

а) Налейте в пробирку 1-2 мл раствора нитрата серебра и столько же раствора хлорида натрия. Полученный осадок растворите, получив раствор комплексной соли серебра. Для этого добавьте несколько капель концентрированного раствора аммиака. *Часть раствора оставить для опыта 3.2.*

б) Полученный раствор комплексной соли серебра разлейте в две пробирки. В одну пробирку добавьте раствор хлорида натрия, в другую – раствор йодида калия. Наблюдайте отсутствие осадка в первой пробирке и его наличие во второй. Напишите уравнения реакций, учитывая что координационное число Ag^+ равно 2.

Получение гидроксокомплекса цинка.

а) Налейте в пробирку 2-3 мл раствора сульфата цинка и добавьте по каплям раствор гидроксида натрия до появления осадка. К раствору с осадком добавьте избыток щёлочи до полного растворения осадка в результате образования раствора комплексной соли.

б) К полученному раствору добавьте 3-4 капли раствора серной кислоты. Наблюдайте появление осадка в виде помутнения раствора. Напишите уравнения реакций, учитывая что координационное число Zn^{2+} равно 4.

Получение роданидного комплекса железа.

В первую пробирку налейте 2-3 мл раствора хлорида железа (III), а во вторую – столько же раствора калия гексацианоферрата (3+). В каждую пробирку добавьте несколько капель раствора роданида калия. Наблюдайте изменение цвета раствора только в первой пробирке. На основании опыта сделайте вывод о том, какой из двух комплексов железа (3+) более устойчив – цианидный или роданидный? Запишите уравнения реакций.

Получение аммиачного комплекса никеля.

Налейте в пробирку 1 мл раствора сульфата никеля и добавьте по каплям концентрированный раствор аммиака. Наблюдайте осадок сульфата никеля и последующее его растворение вследствие образования раствора комплексной соли.


К полученному раствору добавьте равный объём насыщенного раствора бромида калия и наблюдайте образование осадка гексааминникеля (2+) бромида. Затем к осадку добавьте раствор соляной кислоты. Отметьте растворение осадка и изменение цвета раствора. На основании результатов опыта сделайте вывод о том, какое соединение аммиака – $[\text{NH}_4]^+$ или $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ более устойчиво в данных условиях. Запишите уравнения реакций.

Опыт 3. Окислительно–восстановительные реакции с участием комплексных соединений.

1. Налейте в пробирку 1 мл раствора перманганата калия, добавьте равный объём раствора серной кислоты, а затем по каплям раствор калия гексацианоферрата (2+). Наблюдайте изменение окраски раствора.

1. Получите диаминаргенто (1+) хлорид (Опыт 2.2a). В раствор опустите кусочек металлического цинка. Что наблюдается?

2. Получите тетрааминмеди (2+) сульфат (Опыт 2.1.a). В раствор опустите кусочек металлического цинка. Что наблюдается на поверхности цинка?

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

3. Налейте в пробирку 1 мл раствора хлорида кобальта и 2 мл раствора аммиака. Отметьте цвет образовавшегося аммиачного комплекса кобальта (2+). К полученному раствору добавьте 1 мл раствора хлорида аммония и 2 мл раствора пероксида водорода. Содержимое пробирки нагрейте. Как изменяется цвет раствора вследствие окисления Co^{2+} до Co^{3+} ? Напишите уравнения реакций, учитывая что координационное число Co^{2+} и Co^{3+} равно 6.

Опыт 4. Влияние концентрации раствора на комплексообразование.

Налейте в пробирку 10-12 капель раствора CoCl_2 , добавьте по каплям насыщенный раствор KCNS . Наблюдайте изменение цвета раствора. К полученному раствору по каплям добавляйте дистиллированную воду и наблюдайте за изменением цвета. Напишите уравнения реакций, учитывая что координационное число Co^{2+} равно 4.

Порядок работы:

1. Получить от преподавателя задание.
2. Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
3. Оформить протокол работы.
4. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Химические уравнения реакций.
3. Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы.

- 1) Классификация и номенклатура комплексных соединений. Хелаты и комплексоны. Изомерия комплексных соединений
- 2) Основные положения теории комплексных соединений А. Вернера. Состав комплексных соединений: центральный атом - комплексообразователь, лиганд, внутренняя и внешняя сферы комплекса.
- 3) Заряд комплексного иона. Катионные, анионные и нейтральные комплексы.
- 4) Координационное число комплексообразователя. Связь координационного числа с зарядом центрального атома.
- 5) Диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости комплексных ионов. Зависимость диссоциации комплексного иона от концентрации свободных молекул (или ионов) лиганда.
- 6) Дентатность лиганда. Классификация комплексных соединений по составу лигандов.
- 7) Природа химической связи в комплексных соединениях. Основные положения теории валентных связей. Тип связи между комплексообразователем и лигандами.
- 8) Магнитные свойства комплексных соединений. Внешнеорбитальные и внутрIORбитальные комплексы. Окраска комплексных соединений.
- 9) Какие комплексы, согласно теории валентных связей, являются неустойчивыми и активными, а какие - устойчивыми и неактивными?

Раздел 2 Химия элементов


Тема 1. ВОДОРОД

Цель работы:

1. Изучить химические свойства водорода.
2. Знакомство с лабораторными способами получения водорода.

Содержание работы:

1. Получение водорода из воды.
2. Восстановление оксида меди.
3. Получение водорода из щелочного раствора. Сравнение активности молекулярного и атомарного водорода.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

4. Получение и взрыв «гремучей смеси».

Приборы и реактивы:

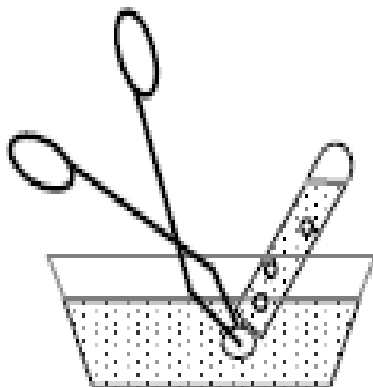
1. Пробирки, спиртовка, держатель для пробирок, пипетки, лопаточка, капельная воронка, газоотводная трубка, химический стакан, колба, бумага (полоски), лакмусовая бумажка, фильтровальная бумажка, стеклянная палочка, лучинка, спички.

2. Перманганат калия (0,1 М раствор), соляная кислота (конц.), серная кислота разбавленная (2М), хлорид кальция (сухой), гидроксид натрия (1 М раствор), енолфталеин, медная проволока, цинк металлический, натрий металлический, алюминий металлический, бензин (или керосин), оксид меди (II).

ОПЫТ 1. ПОЛУЧЕНИЕ ВОДОРОДА ИЗ ВОДЫ

А. С помощью цинка. В пробирку налить 1 мл воды, добавить 3 капли фенолфталеина, и поместить кусочек **очищенного** (с помощью наждачной бумаги) цинка. Нагреть пробирку. Что наблюдается?

Б. С помощью кальция. Собрать установку (рис. 1), заполнить кристаллизатор и пробирку водой. Завернуть кусочек металлического кальция (размером с полспички) в марлю и с помощью щипцов быстро подвести к отверстию пробирки. Что наблюдается?



После полного вытеснения воды из пробирки закрыть (не переворачивая!) ее отверстие пальцем и собранный газ перелить в другую пробирку, перевернутую вверх дном (переливать в течение примерно 40 с). Поднося по очереди обе пробирки к огню, выяснить, перелит ли газ.

Что обнаруживается при разворачивании марли, в которой был кальций?

Подвергнуть анализу жидкость в кристаллизаторе. Для чего отобрать в пробирку 1 мл ее и добавить две капли фенолфталеина. Что наблюдается? Почему?

Рис.1. Получение водорода из воды

В. С помощью натрия. В стакан на 100 мл налить 30 мл воды, добавить 6 капель фенолфталеина и перемешать. Затем осторожно прилить 20 мл бензина или керосина и опустить в стакан кусочек очищенного натрия (величиной с горошину). Что наблюдается и почему? Как меняется цвет воды в ходе эксперимента? Почему? Сравнить интенсивность окраски фенолфталеина в растворах после опытов А, Б, В и объяснить различия.

ОПЫТ 2. ВОССТАНОВЛЕНИЕ ОКСИДА МЕДИ(II)

(Опыт выполняется под тягой!)

А. Получение водорода. Собрать установку, представленную на рис. 2. Предварительно заполнить хлоркальцевую трубку (2) гранулированным хлоридом кальция (зачем?), в трубку (3) поместить (с помощью длинного бумажного «ковшика») 0,1 г оксида меди(II), а в отверстие выходной трубки (4) вставить тонкую медную проволоку.

Проверить герметичность прибора. Затем в колбу (1) внести 30 гранул цинка, прилить 80 мл 2М серной кислоты и закрыть колбу пробкой. (Проследить, чтобы газоотводная трубка была близка к поверхности раствора. Почему?)

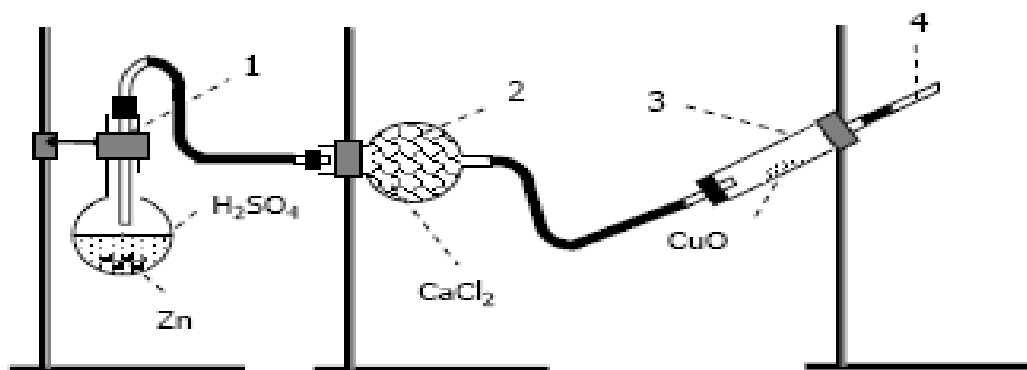


Рис.2. Установка для восстановления оксида меди(II).

Б. Проверка водорода на чистоту. Собрать газ из газоотводной трубки (4) в сухую пробирку, объемом не более 10 мл (собирать в течение примерно 1-2 минут). Затем закрыть пробирку пальцем (не переворачивая ее) и поднести, отняв палец, ее отверстие к огню. Что наблюдается и почему? Пункт Б повторять до тех пор, пока собранный газ не начнет сгорать без **резкого** звука, что и укажет на его сравнительную чистоту от кислорода.

В. Горение водорода.

Убедившись в отсутствии кислорода (во взрывоопасных количествах) в выделяющемся водороде, поджечь его у выхода из прибора. Отметить цвет пламени и в присутствии группы определить качественный состав продуктов сгорания. Для этого опрокинуть над пламенем холодную стеклянную воронку. Что наблюдается и почему?

Г. Восстановление меди(II). С помощью спиртовки осторожно прогреть трубку (3) по всей длине, а потом сильно нагреть ту ее часть, где находится оксид меди(II). Зачем?

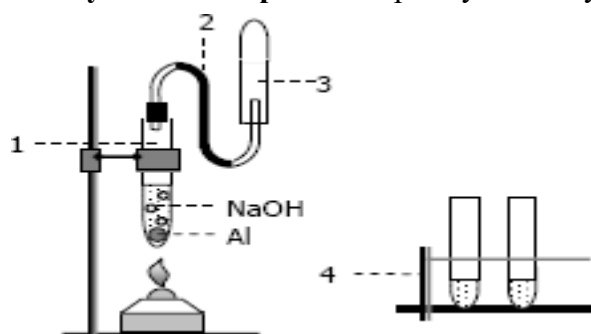
Следить за пламенем: если оно погаснет – прекратить нагревание и обратиться к преподавателю или лаборанту.

Когда оксид меди восстановится полностью, закончить нагревание и оставить прибор остывать, не прекращая тока водорода (почему?). Затем слить кислоту с гранул цинка в специальную банку, промыть их водой и сдать лаборанту.

ОПЫТ 3. ПОЛУЧЕНИЕ ВОДОРОДА ИЗ ЩЕЛОЧНОГО РАСТВОРА. СРАВНЕНИЕ АКТИВНОСТИ МОЛЕКУЛЯРНОГО И АТОМАРНОГО ВОДОРОДА

(Опыт выполняется под тягой!)


А. Получение водорода. Собрать установку, схема которой представлена на рис. 3.



Положить в пробирку (1) 3-4 кусочка алюминия и прилить 4 мл 1М гидроксида натрия. Заткнуть пробирку пробкой с газоотводной трубкой (2) и на последнюю надеть пробирку (3). Осторожно нагреть пробирку (1) спиртовкой и собирать выделяющийся газ в течение примерно 3-4 минут. Доказать, что собранный газ содержит водород (как?).

Рис.3. Получение водорода из щелочного раствора.

Б. Восстановление перманганата калия. В две чистые пробирки налить по 3 мл 20%-ной серной кислоты, и добавить по 2 капли 0,1М перманганата калия. В одну пробирку поместить 4 гранулы цинка, а через раствор во второй – пропускать водород из газоотводной трубки (2), опустив ее до дна пробирки; следить, чтобы жидкость не

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

засосало в трубку. Через 10 минут сравнить окраску растворов в обеих пробирках и сделать вывод.

В. Определение изменения щелочности раствора. Из пробирки (1) (рис. 3) с помощью пипетки отобрать 1 мл раствора в стакан на 50 мл. (Гранулы Al сразу же промыть водопроводной водой и сдать лаборанту.) В другой такой же стакан поместить 1 мл исходной 1М щелочи. Затем в оба стакана добавить по 20 мл воды и измерить pH полученных растворов с помощью pH-метра.

ОПЫТ 4. ПОЛУЧЕНИЕ И ВЗРЫВ «ГРЕМУЧЕЙ СМЕСИ»

А. Получение водорода (по методу Кавендиша). В колбу с газоотводной трубкой поместить 10 гранул цинка и прилить 20 мл концентрированной хлороводородной кислоты. Газоотводную трубку подвести под консервную банку, опрокинутую вверх дном. В дне банки должно быть отверстие диаметром примерно 3 мм, которое на время ее заполнения заклеивается лейкопластырем.

Б. Образование и взрыв «гремучей смеси». После заполнения банки водородом (что устанавливается по выделению из-под нее «дыма»), газоотводную трубку удалить, отверстие банки открыть и сразу же выходящий из него водород поджечь длинной лучинкой (**стоять как можно дальше!**). Что наблюдается? Почему?

Вопросы к лабораторной работе:

1. Каким образом проверяют полученный водород на чистоту? Какие химические превращения при этом происходят
2. Почему при получении водорода из металлического кальция пробирку заполняют водой и переворачивают отверстием вниз?
3. Почему при получении водорода при взаимодействии цинка и кислот используют 2М, а не концентрированный раствор серной кислоты, а соляную кислоту берут концентрированную?
4. Почему скорость реакции получения водорода при взаимодействии алюминия и щелочи со временем возрастает?
5. Что наблюдается в ходе реакции взаимодействия натрия с водой в присутствии неполярных растворителей и почему? Как меняется цвет воды в ходе эксперимента? Почему? Сравните интенсивность окраски фенолфталеина в растворах после опытов цинка, кальция и калия с водой. Объясните различия в окраске.

Тема 2. Элементы VIIA группы: фтор, хлор, бром, йод.

Цель работы:

3. Изучить химические свойства галогенов и их соединений.
4. Знакомство с лабораторными способами получения галогенов и их соединений.

Содержание работы:

1. Получение хлора и исследование его химических свойств.
2. Получение хлороводорода и исследование его химических свойств.
3. Исследование восстановительной активности галогенид-ионов.
4. Качественные реакции на галогенид-ионы.

Приборы и реактивы:

1. Аппарат для проведения химических реакций, пробирки, спиртовка, держатель для пробирок, пипетки, лопаточка, капельная воронка, газоотводная трубка, химический стакан, колба, бумага (полоски), лакмусовая бумажка, фильтровальная бумажка, стеклянная палочка, лучинка, спички.
2. Дихромат калия (сухой), соляная кислота (конц.), серная кислота концентрированная и разбавленная (2н), иодид калия (раствор), иодид калия (сухой), хлорид натрия (сухой), хлорид натрия (раствор), перманганат калия (раствор), лакмус, метилоранж, кусочек

магния (или цинка), нитрат серебра (раствор), бромид калия (сухой), бромид калия (раствор), хлорида железа (III) (раствор).

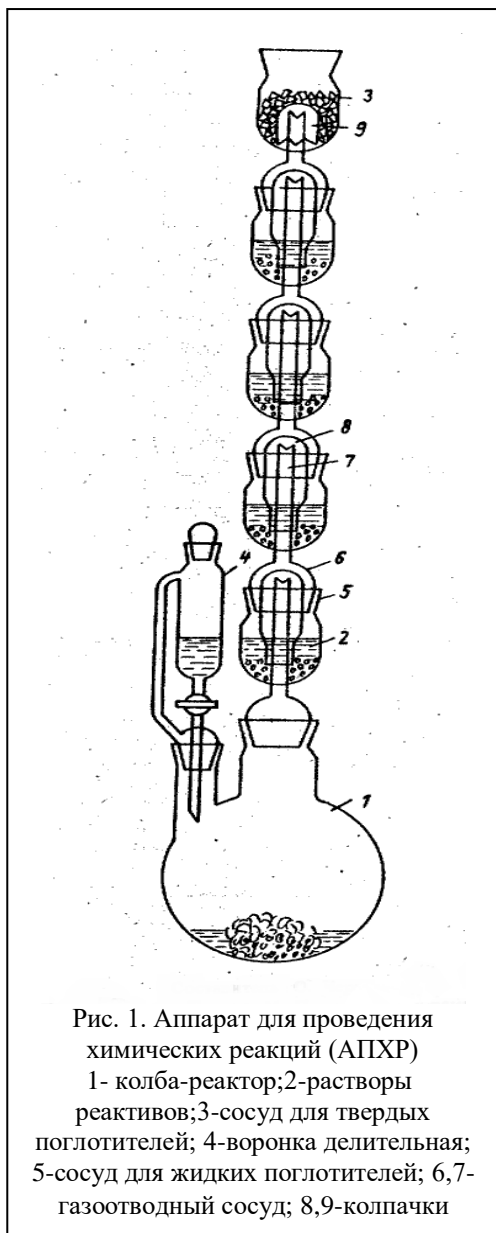


Рис. 1. Аппарат для проведения химических реакций (АПХР)
1- колба-реактор; 2-растворы реактивов; 3-сосуд для твердых поглотителей; 4-воронка делительная; 5-сосуд для жидких поглотителей; 6,7-газоотводный сосуд; 8,9-колпачки

Опыт 1. Получение и исследование свойств хлора

Аппарат для проведения химических реакций широко используется в химических лабораториях. Он применяется для случаев, когда необходимо провести несколько последовательных реакций с одним и тем же газообразным веществом. Принцип действия основан на том, что получаемый газ проходит через многоуровневую систему растворов или твердых веществ, где происходит химическая реакция. Избыток газа начинает подниматься на следующий уровень. Число таких уровней определяется как правило количеством химических реакций, которые необходимо провести.

Соберите аппарат для проведения химических реакций.

В колбу-реактор (1) необходимо добавить 25-30 г дихромата калия. В систему сосудов для жидких поглотителей залить следующие растворы, начиная снизу, добавляя каждый раз новый сосуд:

- 1) раствор бромида калия;
- 2) раствор йодида калия;
- 3) дистиллированная вода, подкрашенная лакмусом;
- 4) раствор хлорида калия;
- 5) раствор гидроксида натрия, подкрашенного фенолфталеином.

АПХР закрепляют в штативе, устанавливают делительную воронку, которую заполняют концентрированной соляной кислотой.

Начинают эксперимент: для этого соляную кислоту приливают к дихромату калия. По окончании опыта ответьте на следующие вопросы:

А) что наблюдали в каждом сосуде?

Б) Как изменилась окраска всех растворов?

Напишите уравнения реакций всех происходящих процессов.


1.2 В пробирку поместите небольшое количество оксида марганца (IV) и добавьте 1 мл концентрированной соляной кислоты. Отметьте выделение хлора. Какую окраску приобрел раствор в пробирке по завершении реакции? Небольшое количество образовавшегося раствора перелейте в другую пробирку и разбавьте водой. Отметьте изменение цвета. Что могло содержаться в растворе? Напишите уравнения реакций.

1.4 Поместите в пробирку немного хлорной извести и добавьте 1 мл концентрированной соляной кислоты. Какой газ выделяется? Напишите уравнение реакции.

Опыт 2. Хлорат калия – сильный окислитель

А. Внесите в пробирку небольшое количество хлората калия и добавьте 1 мл концентрированной соляной кислоты. Что происходит? Напишите уравнение реакции.

В пробирку добавьте около 2 г хлората калия (бертолетова соль). Пробирку зажмите в штативе. Необходимо подставить емкость с песком под пробирку. Нагрейте хлорат

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

калия до состояния жидкости (расплава), после чего осторожно добавьте в пробирку с помощью тигельных щипцов или пинцета кусочек мармелада, содержащего глюкозу.

Чем обусловлена такая бурная реакция? Ответ поясните. Напишите уравнение реакции.

Б. Поместите в пробирку немного сухой смеси хлорида натрия и оксида марганца (IV) и из пипетки осторожно добавьте несколько капель концентрированной серной кислоты. Смесь слегка подогрейте. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.

Опыт 3. Получение брома

В большую пробирку Вюрца 1 (рисунок 2) поместите 5 г бромида калия и 2,5 г дихромата калия и прилейте 2 мл воды. Газоотводную трубку 2 опустите в пробирку-приемник 3, охлаждаемую в ледяной бане 4 водой со льдом. Осторожно прибавьте в пробирку 7 с реакционной смесью 5 мл концентрированной серной кислоты и закройте пробирку стеклянной пришлифованной пробкой. Осторожно нагрейте реакционную смесь пламенем газовой горелки и отгоните образовавшийся бром в пробирку-приемник 3. Напишите уравнения реакций. Полученный бром используйте в опытах по изучению его свойств.

Опыт 4. Свойства брома

А. Взаимодействие брома с металлами

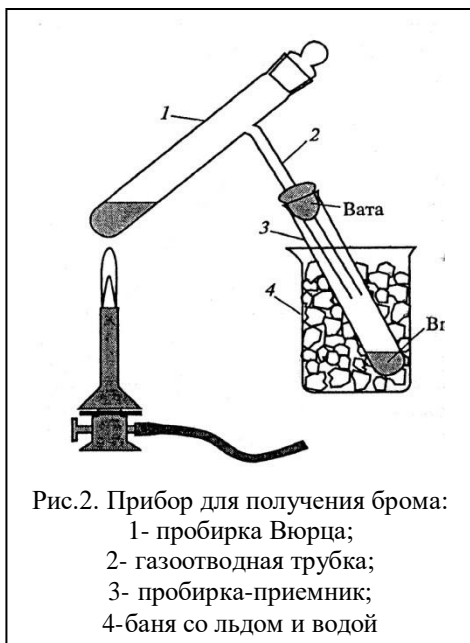


Рис.2. Прибор для получения брома:
1- пробирка Вюрца;
2- газоотводная трубка;
3- пробирка-приемник;
4- баня со льдом и водой

(Эксперименты с жидким бромом следует проводить в вытяжном шкафу защитной маске (очках) и перчатках в присутствии преподавателя).

Закрепите пробирку в лапке штатива над баней с песком и налейте в нее небольшое количество (0,5 мл) брома. Возьмите тигельными щипцами или длинным пинцетом узкую полоску алюминиевой фольги, предварительно зачищенной наждачной бумагой или скальпелем, и бросьте в пробирку с бромом. (Осторожно! Реакция сильно экзотермична и начинается не сразу!) По завершении реакции отметьте цвет и агрегатное состояние продукта. Напишите уравнение реакции.

Б. Получение и свойства бромной воды

1) В пробирку налейте одну-две капли брома, добавьте 5 мл дистиллированной воды. Перемешайте содержимое стеклянной палочкой. Отметьте окраску водного слоя. Отлейте 1 - 2 мл полученного раствора в другую пробирку. Добавьте небольшое количество


(слой 5 мм) неполярного растворителя (бензола, тетрахлорида углерода) и тщательно перемешайте содержимое пробирки.

После расслаивания жидкостей отметьте окраску водного слоя и слоя неполярного растворителя. По каплям добавляйте 1М раствор гидроксида натрия, тщательно перемешивая жидкости после каждой новой капли щелочи, отметьте изменения окраски слоя неполярной жидкости. Напишите уравнение реакции.

В образовавшуюся смесь прибавьте по каплям 1М раствор серной кислоты, тщательно перемешивая содержимое пробирки. Отметьте изменение окраски слоя неполярного растворителя. Напишите уравнение реакции.

Какова растворимость брома в воде? Как она зависит от температуры?

2) К раствору брома в воде (бромной воде) добавьте по каплям раствор йодида калия. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

3) К бромной воде, содержащей нерастворенный бром, добавьте немного раствора бромида калия и перемешайте. Отметьте изменение окраски раствора. Растворился ли бром полностью?

Опыт 5. Получение и свойства иода

А. К 20 мл раствора, содержащего 3,5 г иодида калия, добавьте рассчитанное по уравнению реакции количество серной кислоты и 15 мл 3%-ного раствора пероксида водорода. Выпавший осадок йода отделите и просушите на стеклянном пористом фильтре, затем поместите в бюкс и взвесьте. Напишите уравнение реакции. Рассчитайте выход продукта в процентах от теоретического относительно взятого количества иодида калия.

Б. В четыре пробирки налейте по 5 мл дистиллированной воды раствора хлорида натрия, раствора бромида калия и раствора иодида калия. В каждую пробирку опустите по несколько крупинок маленьких кристалликов йода. Содержимое пробирок перемешайте. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций.

В. В пробирку с дистиллированной водой поместите кристаллик йода и нагрейте. Отметьте окраску образующегося при нагревании раствора. Как изменяется окраска при охлаждении раствора?

Объясните изменения окраски после охлаждения раствора. Какова растворимость иода в воде? В какой форме иод находится в водном растворе? Как зависит растворимость иода от температуры? Сравните с температурной зависимостью растворимости хлора и брома.

Г. Налейте в пробирку 2 мл разбавленной серной кислоты, добавьте две-три капли концентрированного раствора бромата калия и маленький кристаллик иода. Содержимое пробирки тщательно перемешайте и прибавьте несколько капель неполярного растворителя до образования тонкого слоя (5 мм). Встряхните содержимое пробирки.

Отметьте окраску слоя неполярного растворителя. Напишите уравнение реакции.

Опыт 6. Галогениды металлов

А. Малорастворимые галогениды

1) К растворам хлорида натрия, бромида калия и иодида калия добавьте по несколько капель раствора нитрата серебра. Отметьте цвет образующихся осадков и напишите уравнения реакций. Прделайте следующие опыты с полученными осадками.

2) Испытайте действие на осадки хлорида серебра концентрированной соляной кислоты и насыщенного раствора хлорида натрия. Что происходит? Напишите уравнения реакций.

3) Испытайте действие на осадки бромида серебра насыщенного раствора бромида калия и концентрированной азотной кислоты. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций.

4) К осадку иодида серебра добавьте избыток раствора иодида калия. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.


5) К растворам хлорида натрия, бромида калия и иодида калия добавьте по несколько капель раствора нитрата свинца. Отметьте цвет образующихся осадков и напишите уравнения реакций.

Б. Окисление галогенид-ионов

1) К растворам хлорида натрия, бромида калия и иодида калия добавьте по несколько капель раствора перманганата калия. Отметьте окраску растворов. Определите рН растворов универсальной индикаторной бумагой. Какие химические процессы могут протекать в этих условиях? Напишите уравнения реакций.

К полученным растворам по каплям добавляйте 5 М раствор серной кислоты до прекращения изменения окраски раствора. Как изменяется окраска раствора при увеличении количества добавляемой кислоты? Какие химические превращения происходят при этом? Напишите уравнения реакций.

2) К растворам бромида калия и иодида калия добавьте раствор дихромата калия и подкислите по каплям 5 М серной кислотой до прекращения изменения окраски. Добавьте

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

в пробирки несколько капель неполярного растворителя (бензола, тетраоксида углерода) и отметьте окраску слоя неполярного растворителя. Напишите уравнения реакций.

3) К растворам бромида калия и иодида калия добавьте раствор пероксида водорода и подкислите серной кислотой. Что происходит? Напишите уравнения химических реакций. Сравните стандартные окислительно-восстановительные потенциалы галогенид-ионов и используемых окислителей и объясните наблюдаемые явления.

В) Взаимодействие хлорида натрия, бромида калия и иодида калия с концентрированной серной кислотой

В три пробирки поместите немного (0,5 г) сухих солей: хлорида натрия, бромида калия и иодида калия. Подготовьте индикаторы: а) увлажненные полоски бумаги с универсальным индикатором; б) полоски фильтровальной бумаги, смоченные подкисленным раствором перманганата калия; в) полоски фильтровальной бумаги, смоченные раствором нитрата или ацетата свинца.

В каждую из пробирок добавьте пипеткой одну-две капли концентрированной серной кислоты. Поочередно помещая в пробирки полоски индикаторов, отметьте изменения их цветов.

Повторите этот эксперимент с бромидом и иодидом калия, добавив избыток концентрированной серной кислоты.

Сравните полученные результаты. Сделайте выводы о составе газообразных продуктов реакции. Напишите уравнения реакций.

Чем могут быть загрязнены бромид и иодид водорода, полученные этим способом? Какой из галогеноводородов является более сильным восстановителем? Какие галогеноводороды в чистом виде можно получить действием концентрированной серной кислоты на соответствующий галогенид?


Г) Взаимодействие бромида и иодида калия с концентрированной ортофосфорной кислотой

В две пробирки поместите небольшое количество сухих бромида и иодида калия. В обе пробирки добавьте концентрированную ортофосфорную кислоту. При необходимости пробирки подогрейте. Для определения состава выделяющегося газа используйте, как и в предыдущем опыте, увлажненные полоски бумаги универсального индикатора и полоски фильтровальной бумаги, смоченные растворами подкисленного перманганата калия и нитрата свинца. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций.

Объясните различие продуктов взаимодействия галогенидов с серной и фосфорной кислотами.

Вопросы по теме лабораторной работы:

1. Опишите принцип работы АПХР (аппарата для проведения химических реакций). Что происходит при пропускании хлора через растворы бромида, йодида и хлорида калия?
2. Чем обусловлена бурная реакция нагретого хлората калия с глюкозой? Напишите уравнения протекающих реакций.
3. Почему для реакции брома с алюминиевой фольгой необходимо её обработать наждачной бумагой? Опишите цвет и агрегатное состояние продукта реакции.
4. Что происходит при добавлении к бромной воде неполярного растворителя и встряхивании пробирки? Как изменяется окраска слоя неполярной жидкости при добавлении 1М раствора гидроксида натрия?
5. Что происходит при добавлении кристалликов йода к дистиллированной воде и растворам хлорида натрия, бромида калия и иодида калия?
6. Какова растворимость йода в воде? Как зависит растворимость йода от температуры? Сравните с температурной зависимостью растворимости хлора и брома.
7. Что происходит при действии на осадок хлорида серебра концентрированной соляной кислоты, насыщенного раствора хлорида натрия?

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

8. Что происходит при действии на осадок бромида серебра насыщенного раствора бромида калия, концентрированной азотной кислоты?
9. Что происходит при добавлении к подкисленным растворам бромида калия и иодида калия пероксида водорода? Объясните наблюдаемые явления, опираясь на сравнение стандартных окислительно-восстановительные потенциалов галогенид-ионов и используемого окислителя.
10. Чем могут быть загрязнены бромид и иодид водорода, полученные при действии концентрированной серной кислоты на сухие соли бромида и йодида калия? Какой из галогеноводородов является более сильным восстановителем?
11. Что происходит при действии концентрированной фосфорной кислоты на сухие соли бромида и йодида калия? Объясните различие продуктов взаимодействия галогенидов с серной и фосфорной кислотами.

Тема 3. Элементы VIA группы: кислород, сера, селен, теллур.

Цель работы:

Изучить химические свойства кислорода и его соединений

Изучение химических свойств серы и его соединений.

Знакомство с лабораторными способами получения кислорода и соединений серы

Содержание работы:

1. Получение и свойства кислорода.
2. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода.
3. Восстановительные свойства серы и сероводорода.
4. Восстановительные свойства раствора диоксида серы и сульфита натрия.
5. Сравнительная оценка растворимости сульфита и сульфата бария в кислоте.

Обнаружение сульфат-иона.

Приборы и реактивы:


1. Лабораторный штатив, пробирки, пипетки, спиртовка, держатель для пробирок, лопаточка, лучинка, спички.
2. Перманганат калия (тв.), раствор перманганата калия, 3% и 30% раствор H_2O_2 , диоксид марганца, дихромат калия (насыщ. раствор), иодид калия, серная кислота (разб. раствор), крахмальный клейстер, нитрат серебра, раствор аммиака, азотная кислота (конц.), сера, хлорид бария, сульфид натрия (раствор).

Опыт 1. Получение и свойства кислорода

1. В сухую пробирку поместите приблизительно 2 г перманганата калия. Укрепите пробирку в лапке штатива и нагрейте ее.
2. Выделяющийся газ испытайте с помощью тлеющей лучинки.
3. Составьте уравнение реакции.

Опыт 2. Каталитическое разложение пероксида водорода

- А) Налейте в пробирку 8-10 капель 3%-ного раствора H_2O_2 и внесите в пробирку несколько кристаллов диоксида марганца в качестве катализатора. Выделяющийся газ испытайте с помощью тлеющей лучинки. Составьте уравнение реакции. К какому типу окислительно-восстановительных реакций она относится?
- Б) Налейте в пробирку 6-7 капель насыщенного раствора дихромата калия и слегка подогрейте. Добавьте 2 капли 30%-ного раствора пероксида водорода. Происходит почернение раствора за счет образования промежуточных соединений типа $K_2[Cr_2O_7 \cdot H_2O_2]$. Через 1-2 минуты происходит бурное разложение промежуточных соединений с выделением кислорода. Внесите в пробирку тлеющую лучинку. Что происходит? Составьте уравнение реакции. К какому типу окислительно-восстановительных реакций она относится?

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Опыт 3. Окислительные свойства пероксида водорода

1. В пробирку к 3 каплям раствора иодида калия прибавьте 2 капли разбавленного раствора серной кислоты и затем по каплям прибавляйте раствор H_2O_2 до появления желтой окраски. Образование йода становится более заметным, если к раствору в пробирке добавить несколько капель органического растворителя или несколько капель крахмального клейстера.
2. Составьте уравнение реакции.

Опыт 4. Восстановительные свойства пероксида водорода

- А) В пробирку внесите 2-3 капли раствора перманганата калия и 2-3 капли разбавленного раствора серной кислоты. Затем к полученному в пробирке раствору добавьте несколько капель раствора пероксида водорода до изменения окраски раствора. Выделяющийся газ испытайте с помощью тлеющей лучинки. Составьте уравнение реакции.
- Б) К 4-5 каплям раствора нитрата серебра добавьте по каплям раствор аммиака до растворения образовавшейся мути. К полученному раствору прибавьте по каплям 3%-ный раствор пероксида водорода. Запишите наблюдения и составьте уравнения реакций.
- В) Получите (в вытяжном шкафу!) осадок сульфида свинца взаимодействием растворов нитрата (ацетата) свинца и сульфида аммония (натрия). Небольшое количество осадка, промытого водой путем декантации, обработайте раствором пероксида водорода. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакции.

Опыт 5. Восстановительные свойства серы

Тяга!

1. В пробирку налейте 1-2 мл концентрированного раствора азотной кислоты и внесите в пробирку небольшой кусочек серы.
2. Содержимое пробирки нагрейте. Азотная кислота при этом восстанавливается до оксида азота (II), а сера окисляется до сульфат-иона, который можно легко обнаружить, добавив к полученному раствору несколько капель раствора хлорида бария.
3. Составьте уравнения реакций окисления серы и обнаружения сульфат-иона.

Опыт 6. Восстановительные свойства сероводорода.

1. В пробирку внесите по 2-3 капли раствора: а) перманганата калия, б) дихромата калия.
2. В пробирку добавьте по 2-3 капли разбавленной серной кислоты и несколько капель раствора сульфида натрия до изменения окраски раствора.
3. Составьте уравнение реакции.


Опыт 7. Восстановительные свойства раствора диоксида серы и сульфита натрия

- Б) В пробирку налейте по 2-3 капли раствора дихромата калия и разбавленной серной кислоты. К смеси добавьте несколько капель раствора сернистой кислоты или несколько кристаллов сульфита натрия. Отметьте изменение цвета раствора. Какие свойства проявляет сернистая кислота или ее соль в этой реакции? Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции. (Данная реакция может служить реакцией открытия иона SO_3^{2-} в отсутствие других восстановителей).
- В) В пробирку с 3-5 каплями раствора сернистой кислоты или сульфита натрия добавьте несколько капель 3%-ного раствора пероксида водорода. Каким образом можно доказать присутствие иона SO_4^{2-} в продуктах реакции? Составьте уравнение реакции.

Опыт 8. Различная растворимость сульфита и сульфата бария в кислоте.

Обнаружение сульфат-иона

1. В одну пробирку внесите 2-3 капли раствора сульфата натрия, в другую – 2-3 капли раствора сульфита натрия.
2. В обе пробирки добавьте 1-2 капли раствора хлорида бария. В обеих ли пробирках выпадает осадок?
3. Добавьте в обе пробирки по 2-3 капли разбавленной азотной (соляной) кислоты.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

4. Объясните наблюдаемые явления.
5. Составьте уравнения реакций получения сульфата и сульфита бария и растворения последнего в кислоте.

Опыт 9. Тиосульфат натрия

1. Получение тиосульфата натрия
 - 1) Растворите в небольшой конической колбе 2 г сульфита натрия в 25 мл воды. Измельчите в фарфоровой ступке 1,5 г серы, смочите спиртом и перенесите в колбу с раствором сульфита натрия. Смесь нагрейте до кипения. Признаком окончания реакции служит нейтральная реакция раствора по универсальной индикаторной бумаге. Добавьте еще два раза по 2 г сульфита натрия с продолжением кипячения до нейтральной реакции в каждом случае.
 - 2) Полученный горячий раствор профильтруйте через бумажный фильтр на воронке для горячего фильтрования и упарьте на водяной бане до 1/3 первоначального объема. Выпавшие после охлаждения кристаллы отфильтруйте на воронке Бюхнера. Напишите уравнение реакции.
2. Свойства тиосульфата натрия
 - 1) Растворите несколько кристаллов тиосульфата в небольшом количестве воды и добавьте 1-2 мл соляной кислоты. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.
 - 2) Поместите в небольшой тигель несколько кристаллов тиосульфата натрия и сначала осторожно, а затем сильно нагрейте. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.
 - 3) Проведите опыты по изучению взаимодействия тиосульфата натрия с растворимыми солями меди (I) и (II), цинка, свинца, железа (II) и (III).

Порядок работы:

1. Получить от преподавателя задание.
2. Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
3. Оформить протокол работы.
4. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Наблюдения, уравнения реакций по каждой части работы.
3. Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы

1. Что происходит при прокаливании кристаллов перманганата калия? Как доказать, что выделяющийся газ – кислород?
2. Что происходит при действии на раствор тиосульфата натрия соляной кислоты?
3. Что происходит при прокаливании кристаллов тиосульфата натрия?
4. Что происходит при взаимодействии растворов сульфата и сульфита натрия с хлоридом бария? Каково отношение осадков к соляной кислоте?
5. Как проявляются восстановительные свойства пероксида водорода в реакции с сульфидом свинца?
6. Как проявляются восстановительные свойства сероводорода в реакции с растворами перманганата калия и дихромата калия?


Тема 4. Элементы VA группы: азот, фосфор, мышьяк, сурьма, висмут.

Цель работы:

1. Изучить химические свойства соединений азота.
2. Изучить химические свойства фосфора и его соединений.

Содержание работы:

1. Получение азота и солей аммония, исследование их химических свойств.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

- Получение оксида азота (II).
- Исследование окислительных свойств азотной кислоты.
- Химические свойства фосфорной кислоты, получение фосфатов и гидрофосфатов

Приборы и реактивы:

- Пробирки, спиртовка, держатель для пробирок, пипетки, лопаточка, капельная воронка, газоотводная трубка, химический стакан, колба, бумага (полоски), лакмусовая бумажка, фильтровальная бумажка, стеклянная палочка, лучинка, спички, универсальная индикаторная бумага, штатив.
- Дихромат калия (сухой), соляная кислота (конц.), серная кислота концентрированная и разбавленная (2н), иодид калия (раствор), иодид калия (сухой), хлорид натрия (сухой), хлорид натрия (раствор), перманганат калия (раствор), лакмус, метилоранж, кусочек магния (или цинка), нитрат серебра (раствор), бромид калия (сухой), бромид калия (раствор), хлорида железа (III) (раствор).
- Водные растворы фосфата натрия, гидрофосфата натрия, дигидрофосфата натрия, сульфата железа (III), роданида калия KSCN, хлорида бария, соляной кислоты, азотной кислоты, уксусной кислоты, гидроксида аммония.

Опыт 1. Получение аммиака


- К 4-5 каплям раствора хлорида или сульфата аммония прилейте равный объем разбавленного раствора гидроксида натрия.
- Раствор слегка подогрейте.
- К отверстию пробирки поднесите влажную лакмусовую (универсальную) бумажку или полоску фильтровальной бумаги, смоченную фенолфталеином. Бумагой не касайтесь стенок пробирки.
- Как изменяется цвет бумаги и почему? (Качественная реакция на ион аммония).

Опыт 2. Восстановительные свойства аммиака

- Внесите в пробирку 2-3 капли раствора перманганата калия и 3-5 капель концентрированного раствора аммиака.
- Полученную смесь слегка подогрейте. Как изменяется окраска раствора?
- Напишите уравнение реакции, учитывая, что аммиак окисляется до свободного азота, а перманганат калия восстанавливается до диоксида марганца.

Опыт 3. Отношение солей аммония к нагреванию

- Поместите в сухую пробирку немного кристаллического хлорида аммония и нагрейте пробирку. Обратите внимание на образование белого налета на холодных стенках верхней части пробирки. Составьте уравнение реакции.
- Возьмите на кончике шпателя немного сульфата аммония, предварительно растертого в ступке, и высыпьте соль в сухую пробирку. Пробирку нагрейте. Обратите внимание на запах, появившийся во время нагревания. Поднесите к отверстию пробирки влажную лакмусовую бумажку. Что происходит? Оставшееся вещество в пробирке растворите в воде и определите характер среды в растворе. Напишите уравнения реакций разложения сульфата аммония и диссоциации в растворе вещества, образовавшегося в результате разложения соли.
- В сухую пробирку насыпьте немного дихромата аммония. Закрепите пробирку в штативе вертикально, и немного подогрейте. Как только начнется разложение соли, нагревание прекратите. Что наблюдается? Имеют ли запах продукты реакции разложения соли? Составьте уравнение реакции. В чем отличие поведения этой соли от солей в опытах, сделанных до этого. Какие соли аммония разлагаются подобно дихромату аммония?

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Опыт 4. Гидролиз солей аммония

1. С помощью рН-индикаторной бумаги определите характер среды в растворе хлорида или сульфата аммония. Напишите уравнение реакции гидролиза соли. Есть ли разница в гидролизе этих солей.

Опыт 5. Получение оксида азота (II)

1. В пробирку с газоотводной трубкой поместите немного мелких стружек меди и прибавьте несколько капель разбавленной азотной кислоты ($\rho = 1,2$ г/мл).
2. Закройте пробирку пробкой и слегка ее нагрейте. Обратите внимание на цвет выделяющегося газа.
3. Газ пропустите в пробирку с 5-6 каплями раствора сульфата железа (II).

Опыт 6. Свойства азотной кислоты. Взаимодействие с металлами

1. Поместите в пробирку немного цинковой пыли или стружек магния и прибавьте несколько капель очень разбавленной азотной кислоты.
2. Взболтайте смесь.
3. По запаху определите, какой газ выделяется.
4. Составьте уравнение реакции.

Опыт 7. Взаимодействие азотной кислоты с неметаллами

1. В фарфоровую чашку налейте немного концентрированной азотной кислоты.
2. Положите в кислоту небольшой кусочек серы.
3. Поставив чашку на асбестовую сетку, осторожно ее нагрейте. Что наблюдается?
4. Охладите реакцию смесь.
5. Несколько капель смеси поместите в пробирку и добавьте 2-3 капли раствора хлорида бария.
6. Составьте уравнения реакций.

Опыт 8. Окислительные свойства азотной кислоты


1. К 3-4 каплям свежеприготовленного раствора сульфата железа (II), подкисленного каплей разбавленной серной кислоты, прибавьте 5-6 капель концентрированной азотной кислоты.
2. Смесь нагрейте до начала кипения.
3. Несколько капель полученного раствора разбавьте водой и добавьте одну каплю раствора роданида аммония (калия). Что происходит?
4. Предварительно убедитесь в том, что исходный раствор сульфата железа (II), не дает или почти не дает окрашивания с роданидом аммония.

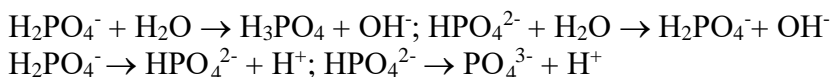
Опыт 9. Получение и свойства азотистой кислоты

1. Растворите 0,3 г нитрита калия в 2-3 мл воды, охладите раствор в бане со льдом и прибавьте к нему 2-3 мл охлажденной во льду 30%-ной серной кислоты. Что наблюдаете?
2. Налейте в пробирку 2-3 мл раствора нитрита калия, подкислите его разбавленной серной кислотой и добавьте несколько капель разбавленного раствора перманганата калия. Что наблюдаете? Проведите аналогичный опыт с раствором дихромата калия.
3. К 2-3 мл подкисленного раствора иодида калия добавьте несколько капель крахмала и раствора нитрита калия. Что наблюдаете? Проведите аналогичный опыт с раствором нитрата калия.
4. К подкисленному раствору 2-3 мл бромата калия добавьте несколько капель нитрита калия и несколько капель тетрахлорида углерода или бензола и энергично встряхните. Что наблюдаете?
5. Напишите уравнения реакций.

Опыт 10. Гидролиз солей фосфорной кислоты

1. Соли фосфорной кислоты, растворимые в воде, гидролизуются. Гидролиз протекает неодинаково у средних и кислых солей. При гидролизе кислых солей щелочных металлов одновременно с гидролизом анионов протекает их диссоциация:

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		



2. С помощью универсальной индикаторной бумаги проверьте характер среды в растворах солей Na_3PO_4 , Na_2HPO_4 , NaH_2PO_4 . Полученные окраски индикаторной бумаги сравните с цветной шкалой рН-индикаторной бумаги. Результаты опыта оформите в виде таблицы.

Раствор соли	рН среды	Вывод
Na_3PO_4		
Na_2HPO_4		
NaH_2PO_4		

Реакция образования растворимых фосфатов широко используется в аналитической химии как качественная реакция на фосфат-ион.

Опыт 11. Образование фосфата железа (III)

- К 3-4 каплям раствора сульфата железа (III) прилейте 2-3 капли роданида калия KSCN и несколько капель раствора, содержащего фосфат-ион Na_2HPO_4 .
- Красная окраска раствора исчезает в результате перехода роданида железа в малорастворимый фосфат, имеющий слабо-желтый цвет.

Опыт 12. Образование гидрофосфата бария

- К 2-3 каплям Na_2HPO_4 прибавьте несколько капель хлорида бария BaCl_2 . Образуется белый осадок BaHPO_4 , растворимый в соляной HCl и азотной кислоте HNO_3 и нерастворимый в уксусной.
- Проверьте растворимость осадка в кислотах.
- Составьте уравнения реакций.

Опыт 13. Образование фосфата серебра

- К 3-4 каплям раствора Na_2HPO_4 добавьте 1-2 капли раствора нитрата серебра AgNO_3 .
- Образуется желтый осадок Ag_3PO_4 , растворимый в разбавленной азотной кислоте HNO_3 и растворе аммиака NH_4OH .

Порядок работы:


- Получить от преподавателя задание.
- Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
- Оформить протокол работы.
- Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Содержание отчета:

- Тема и цель работы.
- Наблюдения, уравнения реакций по каждой части работы.
- Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы

- Какая реакция является качественной на ион аммония? Как ее провести и что при этом наблюдается?
- Все ли соли аммония при термическом разложении окрашивают влажную лакмусовую бумагу? В чем отличие продуктов разложения хлорида, сульфата и дихромата аммония. Какие соли аммония разлагаются подобно дихромату аммония?
- Какие продукты можно получить при взаимодействии цинковой пыли и очень разбавленной азотной кислоты? Всегда ли они имеют запах?
- Есть ли разница в продуктах реакции кристаллического нитрита калия и его раствора с охлажденной во льду 30%-ной серной кислоты?
- Одинакова ли реакция среды в растворах солей Na_3PO_4 , Na_2HPO_4 , NaH_2PO_4 ? Почему?
- Что происходит при взаимодействии раствора Na_2HPO_4 и раствора хлорида бария

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

$BaCl_2$? Как относится осадок $BaHPO_4$ к соляной, азотной и уксусной кислотам?

7. Какая реакция является качественной на фосфат-ион? Существует ли катион, с помощью которого можно обнаружить фосфат-, гидрофосфат- и дигидрофосфат-ионы?

Тема 5. Элементы IV группы: углерод, кремний, германий, олово, свинец.

Цель работы:

- Изучение химических свойств углерода, кремния, олова, свинца и их соединений
- Ознакомление с лабораторными способами получения карбонатов и кремниевой кислоты.

Содержание работы:

- Получение и разложение карбонатов.
- Получение кремниевой кислоты.

Приборы и реактивы:

- Пробирки, пипетки, штатив, газоотводная трубка, колба, стеклянная палочка, спиртовка, держатель для пробирок,
- Водные растворы хлорида бария, сульфата цинка, хлорида железа (III), карбоната натрия, силиката натрия, хлорида олова (II), перманганата калия, серной кислоты, соляной кислоты (разб.), азотной кислоты (разб.), гидроксида натрия, сульфида натрия, иодида калия; известковая вода, карбонат аммония (тв), концентрированная соляная кислота, металлический цинк, оксид свинца (II).

I. Углерод и его соединения

Опыт 1. Соли угольной кислоты

- В штативе закрепляют наклонно отверстием вниз сухую пробирку с газоотводной трубкой, помещают в нее $(NH_4)_2CO_3$ и нагревают. Газоотводную трубку опускают в стаканчик с известковой водой $Ca(OH)_2$. Наблюдают помутнение раствора. Продолжают пропускать газ до растворения осадка. Напишите уравнения реакций.
- Испытать отношение карбонатов разных металлов к нагреванию. Для этого прокалить в тиглях следующие соли: карбонат кальция, карбонат натрия, гидрокарбонат натрия. Что наблюдается? Напишите уравнения реакций.
- К 2-3 мл раствора хлорида кальция добавьте раствор гидрокарбоната натрия. Что происходит? Напишите уравнения реакций.

Опыт 2. Получение карбонатов

- В пробирки наливают растворы солей: а) $BaCl_2$; б) $ZnSO_4$; в) $FeCl_3$ и приливают к ним раствор Na_2CO_3 .
- Наблюдают осаждение веществ и отмечают окраску полученных осадков карбоната $BaCO_3$ (а), гидрокарбоната $(ZnOH)_2CO_3$ (б), гидроксида $Fe(OH)_3$ (в).
Напишите уравнения реакций.


II. Кремний и его соединения

Опыт 3. Гидролиз силиката натрия

- Приготовьте раствор жидкого стекла в воде. Определите pH раствора с помощью индикаторной бумаги.
- Разлейте раствор в две пробирки. В первую прибавьте разбавленную соляную кислоту. Что происходит? Во вторую пробирку добавьте немного сухого хлорида аммония. Содержимое пробирки хорошо перемешайте. Каков состав выпавшего осадка? Напишите уравнения реакций.

Опыт 4. Получение «неорганического сада»

- Поместите кристаллы солей кобальта, железа (II), алюминия, никеля и кальция на дно прозрачного стакана и осторожно прилейте 30-50 мл раствора «жидкого стекла». Что наблюдаете?

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

3. Кристаллы солей можно добавлять в раствор сверху.

Опыт 5. Гидрогель и гидрозоль кремниевой кислоты

- А) *Гидрогель кремниевой кислоты.* Налейте в пробирку 5 мл концентрированного раствора «жидкого стекла», быстро прилейте к нему 3 мл 24%-ного раствора соляной кислоты и перемешайте стеклянной палочкой. Что наблюдаете?
- Б) *Гидрозоль кремниевой кислоты.* К 6 мл концентрированного раствора соляной кислоты прилейте 1 мл «жидкого стекла». Что наблюдаете? Проходит ли полученный кислый раствор через бумажный фильтр? Нагрейте раствор почти до кипения, а затем охладите. Что происходит?

III. Олово, свинец и их соединения

Опыт 6. Получение олова восстановлением цинком

5. В раствор хлорида олова (II) опустите пластинку металлического цинка. Что происходит?
6. Напишите уравнения реакций.

Опыт 7. Свойства олова.

7. Проведите реакции олова с азотной, серной и соляной кислотами в разных условиях (температура, концентрация). Растворяется ли олово в растворе щелочи? Что наблюдаете?
8. Напишите уравнения реакций.

Опыт 8. Гидроксид олова (II).

5. Осадите в пробирке гидроксид олова (II) из раствора хлорида олова. Чем следует осаждать гидроксид олова?
6. Напишите уравнение реакции.

Опыт 9. Получение и свойства гидроксоанната (II) натрия

- А) К раствору хлорида олова (II) прилейте небольшими порциями избыток раствора гидроксида натрия. Что происходит? Нагрейте полученный раствор. Что наблюдаете?
- Б) Осадите гидроксид висмута и внесите его в раствор гидроксоанната (II) натрия. Что наблюдаете?

Напишите уравнения реакций.

Опыт 10. Получение и свойства β-оловянной кислоты

1. Обработайте 0,5 г олова концентрированным раствором азотной кислоты при нагревании (в вытяжном шкафу!). Что наблюдаете?
2. Тщательно промойте полученный осадок водой путем декантации.
3. Испытайте отношение β-оловянной кислоты к растворам щелочей и кислот.
4. Напишите уравнения реакций.

Опыт 11. Сульфиды и тиосоли олова


3. Осадите сульфид олова действием сульфида натрия на раствор хлорида олова (II). Подействуйте на осадок избытком концентрированных растворов соляной кислоты и гидроксида натрия. Что наблюдаете?
4. Проверьте действие недостатка и избытка сульфида натрия на осадок сульфида олова. К небольшому количеству растворов полученных тиосолей олова добавить разбавленную соляную кислоту. Что происходит?

Опыт 12. Получение свинца вытеснением цинком

4. В раствор ацетата или нитрата свинца опускают гранулу металлического цинка.
5. Наблюдают выделение кристаллического свинца из раствора.

Опыт 13. Свойства свинца

3. Испытайте действие разбавленных растворов соляной, азотной и уксусной кислот, а также 10%-ного раствора гидроксида натрия на металлический свинец.
4. Объясните происходящие явления и напишите уравнения реакций.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Опыт 14. Свойства оксидов свинца

- А) Возьмите две пробирки. В одну поместите небольшое количество оксида свинца (II), в другую - оксида свинца (IV). В каждую пробирку налейте 3-5 мл концентрированного раствора соляной кислоты (в вытяжном шкафу!). Перемешайте содержимое пробирок и нагрейте. Что наблюдаете? Какой газ выделяется?
- Б) Испытайте действие 10%-го и концентрированного растворов гидроксида натрия на оксиды свинца. Что наблюдаете?

Опыт 15. Гидроксид свинца (II)

- Осадите в пробирке гидроксид свинца из раствора нитрата и ацетата свинца. Чем следует осаждать гидроксид свинца?
- Напишите уравнения реакций.
- Подействуйте на полученный осадок азотной кислотой и концентрированным раствором гидроксида натрия. Что наблюдаете?

Опыт 16. Соли свинца и их свойства

- А) *Иодид свинца*. В пробирку с 1-2 мл раствора ацетата свинца, подкисленного уксусной кислотой, прилейте 1-2 мл раствора иодида калия. Что наблюдаете? Перелейте часть раствора с осадком (около 1 мл) в стакан, добавьте 10-15 мл воды и нагрейте. Какой цвет полученного раствора? Оставьте стакан с раствором охлаждаться на воздухе и наблюдайте за выпадением кристаллов («золотой дождь»).
- Б) *Сульфид свинца*. Получите в вытяжном шкафу осадок сульфида свинца взаимодействием растворов нитрата (ацетата) свинца и сульфида аммония (натрия). Небольшое количество осадка, промытого водой путем декантации, обработайте разбавленным и концентрированным растворами азотной кислоты. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций.

Порядок работы:


- Получить от преподавателя задание.
- Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
- Оформить протокол работы.
- Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Содержание отчета:

- Тема и цель работы.
- Наблюдения, уравнения реакций по каждой части работы.
- Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы

- Как карбонаты различных металлов относятся к нагреванию? Что происходит при прокаливании карбоната аммония? Как доказать, что при прокаливании выделяется углекислый газ?
- Какие химические вещества называют «жидким стеклом»? Как «вырастить» «неорганический сад»? Какие химические превращения при этом происходят?
- Каковы особенности реакций металлического олова с азотной, серной и соляной кислотами в разных условиях (температура, концентрация)? Растворяется ли олово в растворе щелочи? Что наблюдаете?
- Как получить β-оловянную кислоту? Каково ее отношение к растворам щелочей и кислот?
- Как получить сульфид олова? Как действуют на осадок сульфида олова избыток концентрированных растворов соляной кислоты и гидроксида натрия?
- Каковы особенности реакций металлического свинца с разбавленными растворами

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

азотной, уксусной и соляной кислот? Растворяется ли олово в 10%-ном растворе щелочи?
 7. Как ведут себя оксиды свинца (II) и (IV) в присутствии концентрированного раствора соляной кислоты? Что происходит при взаимодействии этих оксидов с 10%-ным и концентрированными растворами гидроксида натрия
 8. Как получить осадок сульфида свинца? Что происходит при воздействии на него разбавленного и концентрированного растворов азотной кислоты?

Темы 6-7. Бор. Элементы IIIA группы: алюминий, галлий, индий, таллий.

Цель работы:

Изучить химические свойства алюминия и его соединений.

Содержание работы:

1. Изучение амфотерных свойств алюминия: взаимодействие с кислотами и водными растворами щелочей.
2. Исследование влияния хлорид-ионов на коррозию алюминия.

Приборы и реактивы:

Штатив, пробирки, держатель для пробирок, водяная баня, Нитрата серебра, сульфата меди, сульфата алюминия, хлорида меди; серная кислота (конц.), вода, фенолфталеин, 2 н. растворы соляной, серной и азотной кислот, гидроксида натрия; концентрированные кислоты: соляная, серная и азотная; алюминиевая фольга.

Опыт 1. Гидролиз тетрабората натрия

1. В пробирке в небольшом количестве воды растворяют несколько кристаллов буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ и к полученному раствору приливают 2-3 капли фенолфталеина. Как изменилась окраска раствора?
2. Написать уравнения реакции ступенчатого гидролиза тетрабората натрия, учитывая, что в результате первой ступени гидролиза образуется борная кислота и метаборат натрия NaBO_2 и по второй ступени – борная ортокислота и едкий натр.

Опыт 2. Получение борной ортокислоты

1. В пробирку с 5-6 каплями горячего насыщенного раствора буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ внести 2-3 капли концентрированной H_2SO_4 . Отметить быстрое выпадение кристаллов борной кислоты.
2. Написать уравнение реакции.


Опыт 3. Получение малорастворимых боратов

1. В три пробирки внести по 3-4 капли насыщенного раствора $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ и добавить по несколько капель растворов: в первую – нитрата серебра, во вторую – сульфата меди, в третью – сульфата алюминия. Отметить цвета выпавших осадков.
2. Написать уравнения протекающих реакций, учитывая, что во всех реакциях участвует вода и получается борная кислота; выпадающие осадки представляют собой в первой пробирке метаборат серебра, во второй – основную соль CuOHBO_2 – метаборат гидроксомеди, в третьей пробирке – гидроксид алюминия. Почему в двух последних случаях не получились средние соли – борат меди и борат алюминия?
3. Ответ объяснить, написав уравнения соответствующих реакций.

Опыт 4. Взаимодействие алюминия с кислотами

Г) *Взаимодействие алюминия с разбавленными кислотами.*

- a. В три пробирки внести по 5-8 капель 2 н растворов кислот: соляной, серной, азотной.
- b. В каждую пробирку опустить по маленькому кусочку алюминиевой фольги. Во всех ли случаях протекает реакция на холоду?
- c. Нагреть пробирки на водяной бане. Что наблюдается?
- d. Написать уравнения реакций.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

е. Какой газ выделяется при взаимодействии алюминия с разбавленной азотной кислотой? С разбавленными серной и соляной кислотами?

Д) *Взаимодействие алюминия с концентрированными кислотами.*

- 1) В три пробирки внести по 5-8 капель концентрированных кислот: соляной, серной, азотной.
- 2) В каждую пробирку опустить по маленькому кусочку алюминиевой фольги. Как протекают реакции на холоду? С какой кислотой алюминий не реагирует? Почему?
- 3) Нагреть пробирки на водяной бане. Как влияет нагревание?
- 4) Написать уравнения реакций, учитывая, что при нагревании азотная кислота восстанавливается в основном до диоксида азота, а серная до сернистого газа на холоду и частично свободной серы при нагревании.
- 5) Влияет ли изменение концентрации соляной кислоты на характер ее взаимодействия с алюминием?

Опыт 5. Растворение алюминия в водном растворе щелочи

1. Внести в пробирку полоску алюминиевой фольги и добавить 3-4 капли воды.
2. Нагреть пробирку на водяной бане. Наблюдается ли выделение водорода?
3. Добавить в пробирку 5-8 капель 2 н раствора едкого натра. Отметить интенсивное выделение водорода.
4. Отсутствие реакции алюминия с водой объясняется наличием на его поверхности плотной оксидной пленки, которая затрудняет доступ водородных ионов к поверхности металла. Добавленная щелочь растворяет оксидную пленку с образованием гидроксиалюмината и создает возможность непосредственного взаимодействия алюминия с водой.
5. Написать уравнения реакций.

Опыт 6. Влияние хлор-иона на коррозию алюминия

1. В две пробирки поместить по кусочку алюминия и добавить в одну из них 5-8 капель сульфата меди, а в другую - столько же раствора хлорида меди.
2. Отметить различный результат в обоих случаях: в то время как в первой пробирке алюминий остается почти без изменения, во второй он быстро покрывается налетом меди.
3. Написать уравнение реакции.

Опыт 7. Соли алюминия

1. Определите рН раствора сульфата алюминия.
2. К раствору сульфата алюминия в двух пробирках прибавьте растворы карбоната натрия, сульфида аммония или сульфида натрия соответственно. Что наблюдаете?
3. Написать уравнение реакции.

Порядок работы:


1. Получить от преподавателя задание.
2. Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
3. Оформить протокол работы.
4. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Наблюдения, уравнения реакций по каждой части работы.
3. Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы

1. Напишите уравнения гидролиза тетрабората натрия. Какая реакция среды наблюдается у данного раствора и чем это доказать?
2. Малорастворимые бораты. Чем объясняется разница в реакциях между тетраборатом натрия и нитратом серебра, сульфатом меди и сульфатом алюминия?

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

3. Как взаимодействует алюминий с разбавленными кислотами (соляной, серной, азотной). Какие продукты образуются при этом и как доказать их?
4. Как взаимодействует алюминий с концентрированными кислотами (соляная, серная и азотная). Во всех случаях протекает реакция? Объясните явление пассивации алюминия.
5. Как взаимодействует алюминий с раствором щёлочи? И как взаимодействует алюминий с концентрированным гидроксидом натрия?
6. Каким образом хлорид-ион влияет на коррозию алюминия? Как это доказать? (ред.)
7. Какие продукты реакции получаются между сульфатом алюминия и следующими солями: а)карбонат натрия б)сульфид натрия?

Темы 8-9. Элементы IA группы: щелочные металлы. Элементы IIA группы: бериллий, магний, кальций, стронций, барий.

Цель работы:

1. Изучить химические свойства щелочных металлов и их соединений.
2. Изучить химические свойства щелочноземельных металлов и их свойства.
3. Ознакомление с лабораторными способами получения гидроксидов и солей металлов IA и IIA группы.

Содержание работы:

1. Исследование химических свойств натрия и его соединений (взаимодействие с водой, горение).
2. Получение гидроксида магния и его растворение в кислоте и в солях аммония.
3. Получение карбонатов, сульфатов и хроматов щелочноземельных металлов и изучение их химических свойств.

Приборы и реактивы:

Защитные очки, кристаллизатор, пинцет, фильтровальная бумага, металлическая ложечка, фарфоровый тигель, спиртовка, пипетки, пробирки, проволока с петелькой.

Фенолфталеин, вода, натрий (мет.), соль магния, крахмал, 2 н раствор соляной кислоты, 2 н раствор хлорида аммония, растворы иодида калия, серной кислоты, гидроксида натрия, карбоната натрия, хлорида кальция, хлорида бария (возможны любые растворимые соли кальция и бария), сульфата натрия, хромата калия, уксусной кислоты, нитрата калия; соляная кислота (конц.).

Опыт 1. Взаимодействие натрия с водой. (Работать под тягой в защитных очках!)


1. В кристаллизатор с водой добавляют несколько капель фенолфталеина.
2. Пинцетом достать кусочек щелочного металла и высушить фильтровальной бумагой.
3. Отделить кусочек натрия размером со спичечную головку и пинцетом перенести в кристаллизатор.
4. Наблюдают протекание реакции и окрашивание воды.
5. Написать уравнение протекающей реакции.

Опыт 2. Горение натрия. (Работать под тягой!)

1. В металлическую ложечку или фарфоровый тигель помещают небольшой кусочек натрия, предварительно высушенный фильтровальной бумагой.
2. Ложечку или тигель нагревают снизу небольшим пламенем спиртовки, затем поджигают пламенем расплавленный металл сверху.
3. Наблюдают горение натрия.
4. Продукты окисления оставляют для следующего опыта.
5. Написать уравнение реакции горения натрия.

Опыт 3. Взаимодействие кислородных соединений натрия с водой.

1. Полученные в предыдущем опыте продукты окисления натрия растворяют в небольшом количестве воды.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

2. К полученному раствору прилить раствор иодида калия подкисленного серной кислотой и несколько капель раствора крахмала.
3. Наблюдают изменение окраски раствора.
4. Написать уравнение протекающей реакции.

Опыт 4. Получение гидроксида магния и его растворение в кислоте и в солях аммония.

1. Внести в две пробирки по 3 капли раствора соли магния и в каждую из них добавить по 4 капли раствора едкого натра.
2. В одну из пробирок, помешивая содержимое стеклянной палочкой, прибавить по каплям 2 н. раствор соляной кислоты до полного растворения осадка, подсчитывая количество капель.
3. В другой пробирке таким же способом растворить осадок гидроксида магния в 2 н. растворе хлорида аммония.
4. В каком случае для растворения осадка потребуется большее количество реактива?
5. Напишите уравнения протекающих реакций.

Опыт 5. Карбонаты щелочноземельных металлов.

1. Получить осадки карбонатов кальция и бария взаимодействием растворов соответствующих солей с раствором соды.
2. Испытать отношение полученных карбонатов к соляной кислоте, добавляя ее осторожно по каплям.
3. Записать уравнения протекающих реакций.

Опыт 6. Сульфаты щелочноземельных металлов.

1. В две пробирки внести по 2-3 капли растворов солей кальция и бария.
2. В каждую пробирку добавить по 3-4 капли раствора сульфата натрия.
3. Что наблюдается? Отметить различную скорость образования осадков.
4. Испытать действие соляной кислоты на полученные сульфаты.
5. Записать уравнения протекающих реакций.

Опыт 7. Хроматы щелочноземельных металлов.

1. В две пробирки внести по 3-4 капли растворов солей кальция и бария.
2. В каждую пробирку добавить по 4-5 капель раствора хромата калия.
3. Наблюдают выпадение осадков, отмечают их цвет и испытывают действие на них уксусной и соляной кислот.
4. Записать уравнения протекающих реакций.

Опыт 8. Окрашивание пламени растворами солей щелочных и щелочноземельных металлов.

1. Проволочку с петелькой на конце внести в концентрированную соляную кислоту и затем прокалить в пламени спиртовки. Чистая проволока не должна окрашивать пламя.
2. Очищенную проволоку опустить в раствор соли натрия и снова внести в пламя спиртовки. Отметить цвет пламени и записать в тетрадь.
3. Опыт повторить с растворами солей калия, бария и кальция. Перед каждым опытом проволочку промыть концентрированной соляной кислотой и затем прокалить.


Опыт 9. Получение гидроксида натрия из карбоната натрия

Растворите в круглодонной колбе (емкостью 250-300 мл) 14 г безводного карбоната натрия в 100 мл дистиллированной воды.

На дно колбы поместите 5-6 кусочков битого фарфора в качестве «кипелок».

Закрепите колбу в лапке штатива таким образом, чтобы между сеткой и дном колбы оставалось пространство 2-3 мм (наденьте очки!)

Нагрейте раствор в колбе до кипения и прибавьте к нему небольшими порциями измельченную гашеную известь $\text{Ca}(\text{OH})_2$, взятую с 20% избытком.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Вставьте в горло колбы воронку для предотвращения разбрызгивания раствора и кипятите раствор в течение часа, добавляя время от времени дистиллированную воду для сохранения постоянного объема.

После охлаждения раствора профильтруйте его через бумажный складчатый фильтр. Измерьте объем и плотность полученного фильтрата. По результатам измерения плотности по таблице определите концентрацию полученной щелочи. Напишите уравнение реакции.

Порядок работы:

1. Получить от преподавателя задание.
2. Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
3. Оформить протокол работы.
4. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Наблюдения, уравнения реакций по каждой части работы.
3. Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы

1. Опишите внешние признаки реакции металлического натрия с водой. Почему после реакции натрия с водой изменяется цвет раствора?
2. В какой цвет окрашено пламя, в котором горят соединения натрия? Какое соединение образуется при горении металлического натрия?
3. Какие физические явления наблюдаются при растворении продуктов горения натрия в воде? Как окрасится полученный раствор при добавлении иодида калия подкисленного серной кислотой и нескольких капель раствора крахмала? Объясните наблюдаемый эффект.
4. Как можно получить гидроксид магния? Как ведет себя полученный гидроксид при добавлении соляной кислоты и хлорида аммония? Объясните наблюдаемые явления.
5. Какова особенность образования осадков сульфатов кальция и бария? Опишите отношение полученных осадков к действию соляной кислоты.
6. Опишите результат действия хромата калия на растворы солей кальция и бария. Растворимы ли полученные осадки (осадок) в соляной и уксусной кислотах?
7. В какой цвет окрашивается пламя при внесении в него солей металлов 1 и 2 групп главных подгрупп?

Тема 10. Элементы IB группы: медь, серебро, золото.

Цель работы:


1. Изучение свойств меди и серебра и их соединений.
2. Изучение свойств цинка и его соединений.

Содержание работы:

1. Исследование взаимодействия меди с кислотами. Взаимодействие соединений меди с кислотами щелочами, концентрированными растворами аммиака, комплексными соединениями.
2. Взаимодействие нитрата серебра с щелочами, кислотами, солями галогенводородных кислот, тиосульфатом натрия.

Приборы и реактивы:

1. Химические стаканы, пробирки, пипетки, штатив.
2. Растворы сульфата меди, гидроксида натрия, иодида калия, бромида калия, тиосульфата натрия, карбоната натрия, гексацианоферрата (II) калия, соляной кислоты,

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

серной кислоты, аммиака, нитрата серебра; 2 Н раствор хлороводородной кислоты, концентрированный водный раствор аммиака.

Опыт 1. Получение и свойства меди


1. Приготовьте 5 мл насыщенного при комнатной температуре раствора сульфата меди. Перелейте раствор в фарфоровую чашку и добавьте рассчитанное количество цинковой пыли. Для увеличения скорости реакцию смесь нагрейте на водяной бане. После завершения реакции раствор слейте, а полученный осадок промойте 5%-ным раствором соляной кислоты методом декантации. Полученную медь дважды промойте водой и высушите на фильтровальной бумаге.
2. Испытайте действие на медь разбавленных и концентрированных растворов серной, азотной, соляной кислот (на холоду и при нагревании); концентрированного раствора щелочи; концентрированного раствора аммиака (для этого поместите немного меди в стакан с 10 мл концентрированного раствора аммиака и пропустите ток воздуха).
3. Напишите уравнения **всех** реакций.

Опыт 2. Получение и свойства оксида меди (I)

1. Налейте в пробирку 3-5 мл 10%-го раствора сульфата меди, добавьте к нему в небольшом избытке 20%-ный раствор гидроксида натрия. К раствору с осадком добавьте избыток глюкозы и перемешайте. Смесь нагрейте почти до кипения и оставьте стоять до завершения реакции восстановления. Полученный оксид меди (I) несколько раз промойте водой методом декантации и разделите на 4 пробирки.
2. Испытайте действие на оксид меди (I): растворов серной кислоты (концентрированной и разбавленной, на холоду и при нагревании); концентрированного раствора аммиака (полученный раствор оставьте на воздухе и отметьте изменение окраски); концентрированного раствора соляной кислоты (кислоту добавляйте по каплям до полного растворения осадка); 20%-ного раствора щелочи, который по каплям добавьте при охлаждении к полученному солянокислому раствору. Раствор с осадком нагрейте. Отметьте цвет осадков.

Опыт 3. Получение и свойства галогенидов меди (I)

- А) Хлорид меди (I).
1. Растворите 1 г хлорида меди (II) в 12 мл воды, добавьте в раствор 2 мл концентрированной соляной кислоты и 1,5 г меди.
 2. Реакционную смесь нагревайте, пока проба раствора, внесенная в пробирку с чистой водой, не перестанет окрашивать воду в голубой цвет.
 3. Для сохранения объема раствора периодически добавляйте воду.
 4. По окончании реакции перелейте раствор в стакан с 50 мл холодной воды.
 5. Полученный осадок отфильтруйте на стеклянном пористом фильтре и промойте водой.
 6. Напишите уравнения реакции.
- Б) Иодид меди (I).
1. Приготовьте по 5 мл растворов, содержащих эквивалентные количества иодида калия и сульфата меди (II).
 2. Полученные растворы слейте, подкислите серной кислотой и добавьте раствор сульфита натрия до исчезновения окраски йода.
 3. Осадок отфильтруйте на стеклянном пористом фильтре и промойте водой.
 4. Напишите уравнения реакции.
- В) Свойства галогенидов меди (I)
1. Испытайте действие на полученные галогениды: концентрированной соляной кислоты, растворов галогенидов калия, концентрированного раствора аммиака. Что наблюдаете?
 2. Напишите уравнения реакций.
 3. Оставьте пробы галогенидов меди (I) на воздухе. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

4. Поместите небольшие количества галогенидов меди (I) в тигли и нагрейте. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций.

Опыт 4. Получение и свойства оксида и гидроксида меди (II).

- А) К 2-3 мл горячего 5%-ного раствора гидроксида натрия в пробирке добавьте горячий раствор сульфата меди. Реакционную смесь нагревайте в течение 10 мин. Что наблюдаете? Полученный осадок промойте водой методом декантации.
- Б) К 2-3 мл раствора сульфата меди осторожно при перемешивании добавьте 2%-ный раствор гидроксида натрия. Что наблюдаете? Полученный осадок промойте водой методом декантации.
- В) Осадки оксида и гидроксида меди (II) испытайте действием кислот, концентрированной щелочи (на холоду и при нагревании), глицерина, раствора аммиака. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций.

Опыт 5. Свойства солей меди (II).


- А) Налейте по 1-2 мл раствора сульфата меди (II) в две пробирки и подействуйте растворами карбоната и сульфида натрия. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций.
- Б) В пробирку приливают раствор CuSO_4 и по каплям добавляют концентрированный водный раствор аммиака NH_3 . Что наблюдаете? Налейте по 1-2 мл полученного раствора в две пробирки и подействуйте растворами щелочи и сульфида натрия. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций.
- В) Качественная реакция на Cu^{2+} .
- К раствору CuSO_4 добавляют небольшое количество раствора гексацианоферрата (II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Выделяется осадок гексацианоферрата (II) меди (II) $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.
 - Делят осадок на 4 пробирки и испытывают действие на осадок HCl , H_2SO_4 , раствора NaOH и водного раствора аммиака NH_3 . Что наблюдаете?

Опыт 6. Получение и свойства серебра

- Предварительно очищенную медную пластинку или проволоку поместите в пробирку с 0,01 М раствором нитрата серебра.
- Что наблюдаете?
- Испытайте действие на серебро азотной кислоты.
- Напишите уравнения реакций.

Опыт 7. Соединения серебра

- А) *Оксид серебра (I).*
- В пробирку, содержащую 1 мл раствора AgNO_3 , прилейте 1 мл 0,1 М раствора NaOH .
 - Отметьте цвет осадка.
 - Полученный осадок промойте водой методом декантации и испытайте действие на него раствора аммиака.
 - Напишите уравнения реакций.
- Б) *Галогениды серебра.*
- В три пробирки наливают по 1 мл раствора AgNO_3 и добавляют по несколько капель раствора хлорида, бромида и йодида калия. Отметьте цвета осадков. Полученные галогениды промойте водой методом декантации, каждый из них разделите на три части и поместите в отдельные пробирки.
 - К первой серии проб прилейте концентрированный раствор аммиака (сначала немного, а потом избыток) и тщательно перемешайте. К прозрачному раствору добавьте немного азотной кислоты. Что наблюдаете?
 - Ко второй серии проб добавьте раствор тиосульфата натрия. Один из растворов прокипятите. Что наблюдаете?
 - К третьей серии проб добавьте избыток концентрированного раствора соляной кислоты. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Порядок работы:

- Получить от преподавателя задание.
- Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
- Оформить протокол работы.
- Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Содержание отчета:

- Тема и цель работы.
- Наблюдения, уравнения реакций по каждой части работы.
- Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы

- С какими из кислот – соляная, серная, азотная – медь реагирует при нормальных условиях? Какова должна быть концентрация кислоты (кислот) при этом? Как влияет нагревание на процесс взаимодействия концентрированных и разбавленных кислот с медью?
- Опишите действие на медь и оксид меди (I) концентрированных растворов щелочи и аммиака. Укажите цвета полученных растворов (осадков).
- Существует ли отличие в действии на хлорид и йодид серебра концентрированной соляной кислоты, растворов хлорида и йодида калия, концентрированного раствора аммиака?
- В чем проявляется разница взаимодействия растворов гидроксида натрия и сульфата меди при комнатной температуре и при нагревании?
- Опишите реакции взаимодействия раствора сульфата меди (II) с растворами карбоната и сульфида натрия.
- Какие вещества необходимы для проведения качественной реакции на Cu^{2+} ?
- Опишите отношение осадков галогенидов серебра к концентрированному раствору аммиака и раствору тиосульфата натрия.

Тема 11. Элементы ПБ группы: цинк, кадмий, ртуть.

Цель работы:


Изучение химических свойств цинка, кадмия, ртути и их характерных соединений.

Приборы и реактивы:

- Штатив, пробирки, пипетки, микрошпатель, спиртовка, держатель для пробирок, маленькие тигли (2 шт).
- Цинковая пыль, медная фольга, 2 н растворы серной и соляной кислоты, 2 н раствор гидроксида натрия, 1 н раствор соляной кислоты, 2 н раствор аммиака, концентрированная серная кислота, раствор соли цинка (любая растворимая), раствор нитрата ртути (II), раствор сульфата кадмия, раствор нитрата кадмия, раствор карбоната натрия, раствор йодида калия, насыщенный раствор сульфида аммония (натрия), соль цинка (кр.), кристаллы красной модификации оксида ртути (II), кристаллы нитрата кадмия, кристаллы нитрата ртути, вода, лакмус, универсальная индикаторная бумага.

При работе с ртутью и ее соединениями необходимо придерживаться следующих правил:

- все работы с ртутью и ртутными соединениями проводить в вытяжном шкафу!
- все приборы и посуду, которые содержат ртуть, всегда следует ставить на особую эмалированную подставку (или поднос), сделанную из железа, с высокими бортами.
- все остатки ртути и растворов, содержащих соединения ртути, выливать в склянки, сдавать лаборанту.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

- после работы с ртутью необходимо тщательно вымыть руки с мылом.
- капли случайно разлитой ртути необходимо тотчас же собрать пылесосом или чистой поверхностью цинковой жести, или щеткой, ворсинки которой сделаны из тонкой медной проволоки. Собранную ртуть перенести в специальную посуду для загрязненной ртути, установленную на подносе, и залить водой.
- ни в коем случае ртуть или ее соли не выливать и не выбрасывать в раковины!

Опыт 1. Получение кадмия и ртути

1. В одну коническую пробирку положить маленький кусочек металлического цинка, в другую – кусочек медной фольги. В первую пробирку внести 10 капель раствора сульфата кадмия, во вторую (с медью) – 10 капель нитрата ртути. Что наблюдается? Дать объяснение с помощью ряда стандартных электродных потенциалов.
2. Небольшое количество красной модификации оксида ртути (II) нагреть в пробирке, укрепленной горизонтально в штативе. Доказать разложение оксида ртути (II), обнаружив продукты реакции. Написать уравнение реакции.

Опыт 2. Растворение цинка в кислотах и щелочах

1. Налить в пробирку 4-5 капель 2 н. раствора серной кислоты, добавить 1 микрошпатель цинковой пыли и слегка подогреть.
2. То же проделать с концентрированной серной кислотой и по запаху определить выделение сернистого газа.
3. Таким же образом проверить растворимость цинка в 2 н. растворе соляной кислоты и в 2 н. растворе едкой щелочи.
4. Описать наблюдаемое.
5. Почему разбавленная и концентрированная H_2SO_4 по-разному реагируют с цинком? Какой атом и в какой степени окисления является окислителем в том и в другом случае?

Опыт 3. Получение оксидов цинка и кадмия


1. В маленькие тигли положить несколько кристаллов нитратов цинка и кадмия, нагреть их вначале осторожно, а затем сильно прокалить.
2. Что наблюдается? Какой цвет имеют получившиеся оксиды?
3. Написать уравнения реакций.

Опыт 4. Получение и свойства гидроксидов цинка, кадмия и ртути

1. В две пробирки поместить по 5 капель растворов солей цинка и кадмия.
2. В каждую добавить по 2 капли раствора щелочи.
3. Полученные осадки разделить на три части и исследовать взаимодействие гидроксидов с растворами соляной кислоты, щелочи и аммиака.
4. Написать уравнения реакций в ионном и молекулярном виде, принимая во внимание, что в комплексных соединениях координационное число цинка равно 4, а кадмия – 6.
5. Сделать вывод о кислотно-основных свойствах гидроксидов цинка и кадмия.
6. В коническую пробирку налить 5-7 капель нитрата ртути (II), добавить 2-3 капли раствора щелочи. Сделать вывод об устойчивости гидроксида ртути (II)

Опыт 5. Получение малорастворимых солей цинка и кадмия

1. Поместить в три пробирки отдельно по 5-7 капель раствора солей цинка, кадмия и ртути и подействовать на них 2-3 каплями сульфида аммония или сульфида натрия.
2. Отметить цвет образовавшихся осадков.
3. В каждую пробирку добавить 2–3 капли соляной кислоты. В какой пробирке наблюдается растворение осадка?
4. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Опыт 6. Гидролиз солей цинка, кадмия и ртути

1. Испытать с помощью универсальной индикаторной бумаги реакцию среды растворов сульфата цинка и хлорида цинка. Написать уравнения реакций гидролиза.
2. Испытать универсальным индикатором реакцию среды раствора сульфата кадмия. Объяснить наблюдаемое явление. Написать уравнение реакции гидролиза в молекулярной и ионной форме.
3. К раствору сульфата кадмия прилить раствор карбоната натрия. Наблюдать образование осадка. Продуктом какой ступени гидролиза является образовавшееся вещество? Написать молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза карбоната кадмия по ступеням.
4. Несколько кристаллов сульфата или нитрата ртути (II) растворить в 3-5 каплях дистиллированной воды. Наблюдать выпадение осадка основной соли. Определить реакцию раствора по универсальному индикатору. Написать уравнение реакции гидролиза.

Опыт 5. Комплексные соединения цинка, кадмия и ртути.

1. В две пробирки поместить по 3 капли растворов солей цинка и кадмия.
2. Добавить 2 капли раствора аммиака. Наблюдать выпадение осадков.
3. В каждую пробирку по каплям прибавить избыток раствора аммиака.
4. В какой пробирке осадок не растворился?
5. Описать опыт. Уравнениями реакций показать образование гидроксидов цинка и кадмия и растворения их в избытке аммиака.
6. В коническую пробирку налить 3-5 капель раствора нитрата ртути (II), добавлять по каплям в него раствор соли иодида калия до образования осадка.
7. Отметить цвет осадка. Затем продолжать наливать по каплям иодид калия до полного растворения осадка.
8. Написать уравнения реакций. Координационное число ртути в комплексном соединении также равно четырем.

Порядок работы:


1. Получить от преподавателя задание.
2. Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
3. Оформить протокол работы.
4. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Наблюдения, уравнения реакций по каждой части работы.
3. Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы

1. Почему выделение ртути возможно и на металлическом цинке и на медной фольге, а металлического кадмия - только на металлическом цинке? Объясните с помощью ряда напряжения металлов.
2. Что произойдет при нагревании оксида ртути (II)? Как доказать, что произошло разложение оксида?
3. Почему разбавленная и концентрированная H_2SO_4 по-разному реагируют с цинком? Какой атом и в какой степени окисления является окислителем в том и в другом случае?
4. Что происходит при прокаливании кристаллов солей кадмия и цинка? какой цвет имеют продукты реакций?
5. Как относятся гидроксиды кадмия и цинка к действию растворов соляной кислоты, щелочи и аммиака?

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

6. Какие продукты образуются при взаимодействии солей цинка, кадмия и ртути с раствором сульфида натрия? Укажите цвета образовавшихся осадков.

Тема 14. Элементы VIВ группы: хром, молибден, вольфрам.

Цель работы:

1. Изучить химические свойства хрома и его соединений.
2. Ознакомление с лабораторными способами получения оксидов, гидроксидов и солей хрома.

Содержание работы:

1. Получение оксида хрома. Получение и исследование химических свойств гидроксида хрома (III).
2. Получение малорастворимых хроматов бария, свинца и серебра.
3. Исследование окислительных свойств хроматов и дихроматов.

Приборы и реактивы:

1. Штатив, пробирки, пипетки, держатель для пробирок, спиртовка.
2. Бихромат аммония (кр.), растворы хромата и бихромата калия, хлорида бария, нитрата свинца, нитрата серебра, иодида калия; крахмал, 2 н раствор гидроксида натрия, 2 н раствор соляной кислоты, 2 н раствор серной кислоты, соляная кислота (конц.).

Опыт 1. Получение оксида хрома

1. В пробирку поместить небольшое количество бихромата аммония и осторожно нагреть. Наблюдается бурное разложение соли.
2. Какой цвет имеет полученный оксид хрома (III)?
3. Написать уравнение реакции разложения, учитывая, что одновременно образуются азот и вода.

Опыт 2. Получение и свойства гидроксида хрома (III)

1. Получить в двух пробирках гидроксид хрома (III) взаимодействием раствора хлорида хрома (III) (3-4 капли) с 2 н. раствором щелочи (1-2 капли).
2. Испытать отношение гидроксида хрома к кислоте и к избытку щелочи, для чего добавлять в одну пробирку по каплям 2 н. раствор соляной или серной кислоты, в другую – 2 н. раствор щелочи до растворения осадка.
3. Написать уравнения реакций, учитывая, что при взаимодействии гидроксида хрома с кислотой и со щелочью получается комплексный анион $[\text{Cr}(\text{OH})_4]^{3-}$.

Опыт 3. Хроматы и бихроматы.

А) переход хромата калия в бихромат.


1. К раствору хромата калия (3-4 капли) прибавлять по каплям 2 н. раствор серной кислоты.
2. Отметить окраску взятого и полученного растворов и указать, какими ионами эти окраски обуславливаются.
3. Написать уравнение реакции.

Б) переход бихромата калия в хромат.

1. К раствору бихромата калия (3-4 капли) прибавлять по каплям раствор щелочи до изменения окраски.
2. Написать уравнение реакции.

Опыт 4. Получение малорастворимых хроматов бария, свинца и серебра

1. В три пробирки с раствором хромата калия (2-3 капли) прибавить по 2-3 капли растворов: в первую – хлорида бария, во вторую – нитрата свинца, в третью – нитрата серебра.
2. Отметить цвета осадков.
3. Написать уравнения реакций.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Опыт 5. Окислительные свойства хроматов

А) окисление иодида калия.

1. К подкисленному серной кислотой (1 капля) раствору бихромата калия (4-5 капель) добавить 3-4 капли раствора иодида калия.
2. Отметить изменение окраски.
3. Доказать с помощью раствора крахмала выделение свободного йода, для чего в пробирку с 5-6 каплями крахмала внести одну каплю полученного в опыте раствора.
4. Написать уравнения реакций.

Б) окисление соляной кислоты.

1. К раствору бихромата калия (1-2 капли) прибавить 10-12 капель концентрированной соляной кислоты.
2. Смесь нагреть до перехода оранжевой окраски в зеленую.
3. Отметить выделение газа. Какой газ выделяется?
4. Написать уравнение реакции.

Порядок работы:

1. Получить от преподавателя задание.
2. Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
3. Оформить протокол работы.
4. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Наблюдения, уравнения реакций по каждой части работы.
3. Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы

1. При протекании каких реакций возможно образование гидроксида хрома (III)? Как доказать амфотерный характер этого соединения? Ответ подтвердите уравнениями реакций.
2. При каких условиях возможен переход хроматов в дихроматы и обратно? Ответ подтвердите уравнениями реакций.
3. Напишите уравнения реакций получения хроматов бария, свинца и серебра. Какого цвета полученные осадки?
4. Каким образом проявляются окислительные свойства дихромата калия в реакции с подкисленным раствором иодида калия?
5. Опишите процесс взаимодействия дихромата калия с концентрированной соляной кислотой.


Тема 15. Элементы VIII группы: марганец, технеций, рений.

Цель работы:

1. Изучение химических свойств соединений марганца.
2. Ознакомление с лабораторными способами получения малорастворимых солей марганца (II) и изучение их химических свойств.

Содержание работы:

1. Исследование окислительных свойств солей марганца (II) с алюминием.
2. Исследование окислительных свойств соединений марганца (VII).
3. Получение гидроксида марганца (II) и исследование его химических свойств.
4. Получение хромата марганца, карбоната марганца, сульфида марганца и исследование химических свойств этих соединений.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Приборы и реактивы:

1. Штатив, пробирки, пипетки, стеклянная палочка, микрошпатель, спиртовка, пробиркодержатель.
2. Раствор соли марганца (II), алюминиевая фольга, 2 н раствор гидроксида натрия 2 н раствор серной кислоты, растворы хромата калия, карбоната натрия, сульфида аммония, сульфата марганца (II), раствор перманганата калия, сульфит натрия (кр.), 10%-ного раствор пероксида водорода, этиловый спирт, оксид свинца (IV), 2н раствор азотной кислоты, 2н раствор аммиака, насыщенный раствор хлорида аммония.

Опыт 1. Восстановление соли марганца (II) алюминием

1. Налить в пробирку 5-8 капель раствора соли марганца (II) и опустить в него кусочек алюминиевой фольги (5x30 мм).
2. Через некоторое время наблюдать выделение металлического марганца на поверхности алюминия.
3. Написать уравнение реакции.

Опыт 2. Гидроксид марганца (II) и его свойства

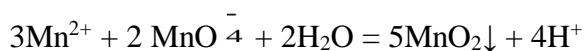
1. В две пробирки внести по 3-4 капли раствора соли марганца (II) и по 2-3 капли 2 н. раствора щелочи. Каков цвет получившегося осадка гидроксида марганца (II)?
2. Размешать осадок стеклянной палочкой и отметить его побурение вследствие окисления марганца (II) до Mn (IV).
3. Во вторую пробирку с осадком гидроксида марганца добавить 2-3 капли 2 н. раствора серной кислоты. Что наблюдаете? Какие свойства характерны для гидроксида Mn (II)?
4. Написать уравнения реакций: а) получения гидроксида марганца (II) и его окисления кислородом воздуха в присутствии воды в $MnO(OH)_2$; б) взаимодействия гидроксида марганца с серной кислотой.


Опыт 3. Получение некоторых малорастворимых солей марганца (II)

1. В трех пробирках получить: а) хромат марганца; б) карбонат марганца; в) сульфид марганца взаимодействием хромата калия, карбоната натрия и сульфида аммония с сульфатом марганца (II).
2. Растворы брать по 3-4 капли. Отметить цвета осадков.
3. Раствор с осадком сульфида марганца размешать стеклянной палочкой. Отметить изменение цвета осадка.
4. Добавить к каждому осадку 2-4 капли 2 н. раствора кислоты.
5. Сделать вывод о растворимости полученных солей марганца в кислой среде.
6. Написать уравнения реакций: а) получения хромата, карбоната и сульфида марганца; б) окисления сульфида марганца кислородом воздуха в присутствии воды, учитывая, что при этом получается гидроксид Mn (IV); в) растворения хромата, карбоната и сульфида марганца (II) в кислоте.

Опыт 4. Изучение восстановительных свойств иона марганца (II)

1. В пробирку внести 2-3 микрошпателя оксида свинца (IV), добавить 4 капли раствора азотной кислоты и каплю (не больше) раствора сульфата марганца.
 2. Содержимое пробирки осторожно нагреть и дать отстояться. Каков цвет раствора? Написать уравнение реакции в молекулярной и ионно-молекулярной формах.
 3. Добавить еще 3-4 капли раствора сульфата марганца и нагреть. Что наблюдается?
- Примечание:* В присутствии избытка ионов Mn^{2+} возможно их окисление ионами MnO_4^- при нагревании с образованием оксида марганца MnO_2 :



Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Опыт 5. Окислительные свойства соединений марганца (VII).

А) Влияние pH среды на характер восстановления перманганата.

1. В зависимости от среды – кислой, нейтральной или щелочной – марганец (VII) восстанавливается до различных степеней окисления. В кислой среде ион MnO_4^- переходит в ион Mn^{2+} , в нейтральной, слабощелочной и слабокислой – в MnO_2 , в сильнощелочной при недостатке восстановителя – в ион MnO_4^{2-} .
2. В три пробирки внести по 3-4 капли раствора перманганата калия. В одну пробирку добавить 2 капли 2 н. раствора серной кислоты, в другую – столько же воды, в третью – 3-4 капли 2 н. раствора щелочи. Во все три пробирки прибавить по 1 микрошпателью кристаллического сульфита натрия или калия. Отметить различное изменение первоначальной окраски раствора перманганата в каждом случае. Чем это вызвано? Написать уравнения реакций.

Б) Окисление перманганатом калия пероксида водорода.

1. В пробирку внести 3-5 капель раствора перманганата калия и 2-3 капли 2 н. раствора серной кислоты.
2. Добавить 3-4 капли 10%-ного раствора пероксида водорода.
3. Какой газ выделяется? Как изменилась степень окисления марганца?
4. Написать уравнение реакции.

В) Окисление перманганатом калия спирта в кислой и щелочной среде.


1. В две пробирки внести по 2-3 капли раствора перманганата калия.
2. В одну пробирку добавить 2 капли 2 н. раствора серной кислоты, в другую – столько же 2 н. раствора щелочи.
3. В пробирку с подкисленным раствором перманганата калия добавить 3 капли этилового спирта. Раствор подогреть маленьким пламенем спиртовки. Отметить изменение окраски. Как изменилась степень окисления марганца?
4. В другую пробирку к щелочному раствору перманганата также добавить 3 капли этилового спирта. Наблюдать постепенное восстановление перманганата сначала до манганата, а затем до диоксида марганца. Отметить последовательность изменения окраски раствора.
5. Написать уравнения реакций: восстановления перманганата калия спиртом в кислой среде сначала до манганата, а затем манганата – до диоксида марганца, учитывая, что в каждом случае спирт окисляется в альдегид.

Опыт 6. Изучение действия аммиака на соли двухвалентного марганца в отсутствии и в присутствии солей аммония

1. В две пробирки внести по 3 капли 2н раствора аммиака. В одну из пробирок добавить 3 капли воды, в другую – столько же насыщенного раствора хлорида аммония. Следовательно, в одинаковых объемах исследуемых растворах содержится одинаковые количества аммиака.
2. В обе пробирки внести по 3 капли раствора сульфата марганца, отметить выпадение осадка в одной из пробирок.
3. Написать: а) уравнение реакции взаимодействия $MnSO_4$ с NH_4OH в молекулярной и ионно-молекулярной формах; б) уравнение электролитической диссоциации гидроксида аммония.
4. Объяснить, почему в одном случае осадок гидроксида марганца (II) не выпал.

Порядок работы:

5. Получить от преподавателя задание.
6. Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
7. Оформить протокол работы.
8. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Наблюдения, уравнения реакций по каждой части работы.
3. Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы

1. Опишите процесс взаимодействия раствора соли марганца (II) и металлического алюминия. Какое вещество в данной реакции выступит окислителем?
2. Укажите способы получения гидроксида марганца (II). Какой цвет имеет это вещество? Что произойдет, если оставить гидроксида марганца (II) на воздухе на некоторое время? Охарактеризуйте кислотно-основные свойства гидроксида Mn (II)?
3. Почему в присутствии хлорида аммония не происходит образование осадка гидроксида марганца (II) при взаимодействии марганца (II) с раствором аммиака?
4. Укажите цвета хромата марганца, карбоната марганца, сульфида марганца. Что произойдет, если оставить сульфид марганца (II) на воздухе на некоторое время? Как изменится цвет осадка?
5. Как проявляются восстановительные свойств иона марганца (II) в реакции с оксидом свинца (IV) в азотнокислой среде? Что произойдет, если затем в пробирку внести сульфат марганца и нагреть?
6. Опишите взаимодействие раствора перманганата калия с кристаллическим сульфитом натрия в разных средах: кислой, нейтральной и щелочной.
7. Какой газ выделяется при реакции растворов перманганата калия и пероксида водорода в кислой среде? Как изменилась степень окисления марганца?
8. Опишите процессы взаимодействия этилового спирта с перманганатом калия в кислой и щелочной средах. Как изменяется степень окисления марганца и окраска растворов в каждом случае?

Тема 16. Элементы VIII группы: железо, кобальт, никель, платиновые металлы.

Цель работы:


1. Изучение химических свойств соединений железа, кобальта и никеля.
2. Ознакомление с лабораторными способами получения соединений железа, кобальта и никеля.

Содержание работы:

1. Проведение качественных реакций по определению ионов Fe^{2+} и Fe^{3+} .
2. Получение гидроксида железа (II) и исследование его химических свойств.
3. Получение гидроксида железа (III) и исследование его химических свойств.
4. Исследование окислительных свойств соединений железа (III).
5. Получение комплексного фосфата железа (III).
6. Получение гидроксидов кобальта (II) и никеля (II), изучение химических свойств данных соединений.
7. Комплексные соединения кобальта и никеля, изучение химических свойств.

Приборы и реактивы:

1. Штатив, пробирки, пипетки, стеклянная палочка, спиртовка, держатель для пробирок,
2. Соль Мора, растворы гексацианоферрата (III) калия, хлорида железа (III), гексацианоферрата (II) калия, нитрата серебра, иодида калия, сульфита натрия, солей кобальта и никеля; 0,01н. раствор роданида аммония (или калия), вода, 2 н. раствор гидроксида натрия, 2 н. раствор соляной кислоты, концентрированная азотная кислота, 2 н. раствора серной кислоты, 3%-ного раствора пероксида водорода, 2 н. раствора ортофосфорной кислоты, 25% раствор аммиака, раствор сульфида аммония

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Опыт 1. Характерные реакции на ионы Fe^{2+} и Fe^{3+}

А) Действие на соли железа (II) гексацианоферрата (III) калия

1. Налить в пробирку 5-8 капель раствора соли Мора и добавить 1 каплю раствора гексацианоферрата (III) калия (красной кровяной соли $K_3[Fe(CN)_6]$).
2. Отметить цвет образовавшегося осадка (турнбулева синь), указать химическое название и формулу полученного вещества. Данная реакция является характерной на ион Fe^{2+} .
3. Написать молекулярное и ионное уравнения реакции.

Б) Действие на соли железа (III) гексацианоферрата (II) калия

1. Поместить в пробирку 2-3 капли раствора хлорида железа (III) и добавить 1 каплю раствора гексацианоферрата (II) калия (желтой кровяной соли $K_4[Fe(CN)_6]$). Что наблюдается?
2. Отметить цвет образовавшегося осадка (берлинская лазурь), указать химическое название и формулу полученного вещества.
3. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.

В) Действие на соли железа (III) роданида аммония (или калия)

1. Поместить в пробирку 5-6 капли раствора хлорида железа (III) и добавить 1 каплю 0,01 н. раствора роданида аммония (или калия).
2. Такой же опыт проделать с раствором соли Мора.
3. Перенести каплю полученного в первой пробирке раствора в другую пробирку и добавить 8-10 капель воды.
4. Написать уравнение реакции с получением $Fe(SCN)_3$, сообщающего раствору ярко-красную окраску. Отметить, что окраска характерна только для соли железа (III).
5. Чем объясняется ослабление окраски при разбавлении?

Опыт 2. Гидроксид железа (II)

1. В пробирку с 3-4 каплями раствора соли Мора приливать 2 н. раствор щелочи до выпадения зеленого осадка гидроксида железа (II).
2. Перемешать полученный осадок стеклянной палочкой и наблюдать через 1-2 минуты побурение осадка вследствие окисления гидроксида железа (II) в гидроксид железа (III) $Fe(OH)_3$.
3. Проверить опытным путем, как взаимодействует свежесозаженный гидроксид железа (II) с 2 н. раствором соляной кислоты.
4. Какие свойства проявляет в этой реакции гидроксид железа (II)?
5. Написать уравнения реакций: а) образования гидроксида железа (II); б) окисления полученного основания в гидроксид железа (III) под действием кислорода воздуха и воды.


Опыт 3. Восстановительные свойства соединений железа (II)

А) Восстановление азотной кислоты

1. В две пробирки налить по 1 мл раствора соли Мора.
2. В одну из них добавить 1 каплю концентрированной азотной кислоты, подогреть раствор до прекращения выделения газа и дать ему остыть.
3. Затем в обе пробирки добавить по 1 капле 0,01 н. раствора роданида аммония.
4. В какой пробирке наблюдается красное окрашивание раствора и почему?
5. Написать уравнение реакции, считая, что азотная кислота восстанавливается преимущественно до NO.

Б) Восстановление пероксида водорода

1. В две пробирки налить по 1 мл раствора соли Мора.
2. В одну пробирку добавить 2-3 капли 2 н. раствора серной кислоты и 2-3 капли 3%-ного раствора пероксида водорода.
3. Затем в обе пробирки добавить по 1 капле 0,01 н. раствора роданида аммония.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

4. В какой пробирке наблюдается красное окрашивание и почему?
5. Проверить опытным путем, как протекает восстановление пероксида водорода солью железа (II) в щелочной среде.
6. Отметить выпадение осадка гидроксида железа (III).
7. Написать уравнения реакций.

В) Восстановление нитрата серебра

1. Поместить в две пробирки по 1 мл раствора соли Мора.
2. В одну из них добавить 6-7 капель раствора нитрата серебра и слегка нагревать небольшим пламенем горелки, не доводя жидкость до кипения.
3. На какой процесс указывает появление на внутренних стенках пробирки серебряного зеркала?
4. Охладив пробирку, добавить в неё и в контрольную пробирку по 1 капле 0,01 н. раствора роданида аммония.
5. В какой пробирке наблюдается окрашивание и почему?
6. Записать уравнение реакции восстановления нитрата серебра солью железа (II).

Опыт 4. Гидроксид железа (III)

1. В две пробирки внести по 5-6 капель раствора хлорида железа (III) и добавить по 3-4 капли 2 н. раствора щелочи. Что наблюдается?
2. В одну пробирку добавить разбавленной кислоты до растворения осадка, во второй пробирке проверить растворимость осадка в щелочи.
3. Написать уравнения реакций: а) взаимодействия хлорида железа (III) с раствором щелочи с образованием гидроксида железа (III); б) растворения гидроксида железа (III) в кислоте.

Опыт 5. Окислительные свойства соединений железа (III)

А) Окисление иодида калия

1. В пробирку с 3-4 каплями раствора $FeCl_3$ добавить 1-2 капли раствора иодида калия.
2. В какой цвет и почему окрашивается раствор?
3. Написать уравнение реакции.

Б) Окисление сульфита натрия

1. В пробирку с 3-4 каплями раствора $FeCl_3$ добавить несколько кристалликов сульфита натрия. При этом вначале появляется буро-красное окрашивание вследствие образования малоустойчивого сульфита железа (III), которое исчезает при нагревании.
2. Убедиться в восстановлении железа до степени окисления +II.
3. Какой реактив следует для этого применить?
4. Написать уравнения реакции окисления сульфита натрия хлоридом железа (III), учитывая, что в реакции принимает участие вода.


Опыт 6. Комплексные соединения железа (III). Получение комплексного фосфата железа (III)

1. В пробирку с 3-4 каплями раствора $FeCl_3$ добавить 1 каплю 0,01 н. раствора роданида аммония и затем 2 капли 2 н. раствора фосфорной ортокислоты.
2. Что наблюдается?
3. Учитывая, что устойчивый комплексный ион $[Fe(PO_4)_2]^{3-}$ бесцветен, объяснить наблюдаемое явление и написать уравнение соответствующей реакции.

Опыт 7. Гидроксиды кобальта (II) и никеля (II)

А) Получение гидроксида кобальта (II) и его окисление.

1. В две пробирки поместить по 2-3 капли раствора соли кобальта и добавлять по каплям раствор едкой щелочи; сначала появляется синий осадок основной соли, который затем становится розовым, что указывает на образование гидроксида кобальта (II).

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

- Осадок в одной пробирке тщательно размешать стеклянной палочкой, а в другую прибавить 2-3 капли 3%-ного раствора пероксида водорода.
- В какой из пробирок наблюдается окисление гидроксида кобальта?
- Написать уравнения реакций.
- Сравнить полученные результаты с результатом опыта 2.
- Какой ион является более энергичным восстановителем: Co^{2+} и Fe^{2+} ?

Б) Получение гидроксида никеля (II) и его окисление.

- В три пробирки поместить по 2-3 капли раствора соли никеля и добавлять по каплям раствор едкой щелочи до выпадения осадок гидроксида никеля (II).
- Осадок в первой пробирке тщательно размешать стеклянной палочкой, во вторую прибавить 2-3 капли 3%-ного раствора пероксида водорода. Наблюдается ли изменение цвета осадка? Происходит ли окисление гидроксида никеля (II) кислородом воздуха и пероксидом водорода?
- В третью пробирку прибавить 1 каплю бромной воды. Что наблюдается?
- Написать уравнения реакций.

Опыт 8. Комплексные соединения кобальта и никеля

А) Получение комплексного роданида кобальта.

- Поместить в пробирку 2 капли насыщенного раствора соли кобальта (II) и добавить 5-6 капель насыщенного раствора роданида аммония; учесть, что при этом образуется раствор комплексной соли $(\text{NH}_4)_2[\text{Co}(\text{SCN})_4]$. Комплексные ионы $[\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$ окрашены в синий цвет, а гидратированные ионы $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ – в розовый.
- Отметить цвет полученного раствора.
- Разбавить его водой до изменения окраски, добавить 2 капли смеси спирта с эфиром, размешать раствор стеклянной палочкой и вновь наблюдать изменение окраски.
- Затем в ту же пробирку приливать дистиллированную воду, наблюдая постепенное изменение окраски.
- Описать наблюдаемые явления.
- Написать уравнения диссоциации комплексной соли кобальта и комплексного иона.

Б) Небольшое количество соли никеля (II) растворить в 5 каплях воды.

- Добавить 5 капель 25%-ного раствора аммиака. Как изменяется цвет раствора?
- Добавить к раствору 2-3 капли раствора сульфида аммония. Что выпадает в осадок?
- Написать уравнения реакций: а) образования комплексного аммиаката никеля (координационное число никеля равно 6); б) диссоциации комплексного соединения и комплексного иона; в) взаимодействия полученного комплексного соединения никеля с сульфидом аммония.

Порядок работы:


- Получить от преподавателя задание.
- Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
- Оформить протокол работы.
- Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Содержание отчета:

- Тема и цель работы.
- Наблюдения, уравнения реакций по каждой части работы.
- Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы


- Какие реакции являются качественными на Fe^{2+} и Fe^{3+} ? Какие необходимо использовать реактивы для проведения качественных реакций? Какие продукты при этом образуются?
- Что наблюдается при взаимодействии соли Fe^{2+} со щелочами? Что произойдет, если оставить полученный раствор на воздухе?

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

3. Какие реакции подтверждают восстановительные свойства солей Fe^{2+} ? Какие продукты образуются в этих реакциях и как подтвердить их образование в растворах?
4. Какие реакции подтверждают окислительные свойства солей Fe^{3+} ? Какие продукты образуются в этих реакциях и как подтвердить их образование в растворах?
5. Какие процессы происходят при взаимодействии соли кобальта (II) с едкой щелочью? Что произойдет при прибавлении 3%-ного раствора пероксида водорода к гидроксиду кобальта (II)?
6. Какие процессы происходят при взаимодействии соли никеля (II) с едкой щелочью? Что произойдет при прибавлении 3%-ного раствора пероксида водорода к гидроксиду кобальта (II); бромной воды? Наблюдается ли изменение цвета осадка при его перемешивании на воздухе?
7. Как получить комплексную соль $(\text{NH}_4)_2[\text{Co}(\text{SCN})_4]$? Что произойдет при разбавлении раствора водой? Есть ли разница в окраске безводного и гидратированного комплекса?

8. ТЕМАТИКА КУРСОВЫХ РАБОТ


1. Оксиды свинца (II, IV).
2. Оксиды олова (II, IV).
3. Тетратионат натрия.
4. Фосфат натрия, кристаллогидрат.
5. Хлорид калия.
6. Основной карбонат меди (II).
7. Сульфат кальция, кристаллогидрат и безводная соль.
8. Основной карбонат магния.
9. Ацетат кальция.
10. Получение и установление состава кристаллогидрата фосфата цинка.
11. Получение дисульфида цинка и изучение его свойств.
12. Получение карбоната цинка.
13. Оксид меди (I).
14. Хлорид меди (I).
15. Тиосульфат натрия.
16. Борная кислота.
17. Соль Мора.
18. Хлорхромат аммония.
19. Алюмоаммонийные квасцы.
20. Железоаммонийные квасцы.
21. Хроаммонийные квасцы.
22. Хромокалиевые квасцы.
23. Алюмокалиевые квасцы.
24. Триоксалатоферрат (III) калия.
25. Хлорид нитропентаминокобальта (III).
26. Химия благородных газов (строение соединений, сравнительный анализ соединений, свойства, способы получения).
27. Комплексные соединения кобальта (II) и (III): сравнительная (характеристика строения и свойств в зависимости от природы лиганда).
28. Карбонилы металлов: строение, свойства, получение, применение.
29. Комплексные соединения железа: получение, особенности строения, свойства.
30. Нитрат гексаамминкобальта (III): строение, способы получения и исследование свойств (строение иона $\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+}$ физические и химические свойства, методы получения и очистки, применение).

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		


31. Химия неорганических гидратов (кристаллогидраты, аквакомплексы строение, свойства, способы получения).
32. Аллотропные модификации углерода: фуллерены, графен, углеродные нанотрубки: строение, свойства, способы получения.

9. ПЕРЕЧЕНЬ ВОПРОСОВ К ЭКЗАМЕНУ


1. Основные классы неорганических соединений. Оксиды и основания. Принципы классификации, химические свойства и способы получения. Взаимосвязь структуры оксидов от валентности элементов и их расположение в периодической системе
2. Основные законы и понятия химии (закон сохранения массы и энергии, закон постоянства состава и кратных отношений, закон эквивалентов). Моль - количества вещества. Закон Авагадро и его следствия.
3. Кислоты и соли. Принципы классификации. Химические свойства и способы получения солей.
4. Атомно-молекулярное учение. Теория Резерфорда, её достоинства и недостатки. Квантовая теория атома Н. Бора, основные положения, достоинства и недостатки.
5. Принципы заполнения атомных орбиталей.
6. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. История и этапы создания.
7. Параметры атома и периодичность их изменения в пределах системы элементов.
8. Закон сохранения массы и энергии, его значение в химических расчетах. Закон постоянства состава и кратных отношений.
9. Закон Авогадро и его следствия. Закон эквивалентов.
10. Химическая связь и строение молекул. Метод валентных связей, его достоинства и недостатки.
11. Метод молекулярных орбиталей. Его достоинства и недостатки.
12. Ковалентная связь. Механизмы образования химической связи.
13. Гибридизация атомных орбиталей. Типы гибридизации. Пространственное расположение гибридных атомных орбиталей.
14. Ионная связь.
15. Металлическая связь.
16. Межмолекулярное взаимодействие. Природа Ван-дер-Ваальсовых сил.
17. Первый закон термодинамики. Понятие энтальпия. Принципы расчета этого термодинамического параметра применительно к химическим системам.
18. Второй закон термодинамики. Понятие энтропия. Принципы расчета этого термодинамического параметра применительно к химическим системам.
19. Свободная энергия Гиббса, как критерий оценки возможности самопроизвольного протекания химических процессов.
20. Закон действующих масс. Зависимость скорости химической реакции от концентрации и природы реагирующих веществ.
21. Энергия активации. Понятие активированный комплекс. Закон Вант-Гоффа. Катализ.
22. Химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье. Константа равновесия как критерий оценки одностороннего протекания химического процесса.
23. Общая теория растворов и растворителей. Способы выражения концентрации растворов. Понятие растворимость. Растворимость газов в жидкостях, закон Генри. Взаимная растворимость жидкостей, понятие константы распределения.
24. Диффузия и осмос. Закон Вант-Гоффа.
25. Температуры кипения и замерзания растворов и растворителей. Первый и второй

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

- закон Рауля.
26. Основные принципы классификации растворителей (полярность, ионизирующая способность, кислотность и т.д.).
 27. Теория электролитической диссоциации.
 28. Кислоты и основания с точки зрения теории электролитической диссоциации Аррениуса, теории Бренстеда и Лоури, электронной теории Льюиса.
 29. Сильные и слабые электролиты. Динамическое равновесие в растворах.
 30. Кажущаяся и эффективная концентрация. Понятие активности.
 31. Ионные реакции в растворах.
 32. Произведение растворимости.
 33. Ионное произведение воды, водородный показатель.
 34. Гидролиз солей.
 35. Буферное действие. Буферные растворы.
 36. Комплексные соединения. Общая характеристика. Понятие координационная связь.
 37. Теория комплексных соединений А. Вернера.
 38. Пространственное строение и изомерия комплексных соединений.
 39. Метод Валентных связей в описании комплексных соединений.
 40. Окислительно-восстановительные процессы. Степень окисления и строение атома элемента.
 41. Классификация окислительно-восстановительных реакций.
 42. Способы расстановки коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях. Методы электронного баланса и ионно-электронный.
 43. Электродный потенциал и ряд напряжения металлов.
 44. Стандартный и реальный электродный потенциал. Уравнение Нернста.
 45. Факторы влияющие на протекание окислительно-восстановительных реакций.
 46. Химические источники тока. Гальванические элементы.
 47. Процессы, происходящие при зарядке и разрядке свинцового аккумулятора.
 48. Электролиз. Законы Электролиза.
 49. Общие свойства металлов. Металлическая связь. Коррозия металлов и способы борьбы с ней.
 50. Водород. Место в периодической системе химических элементов. Химические свойства. Получение.
 51. Соединения водорода: вода и пероксид водорода.
 52. Галогены. Общая характеристика. Химические свойства. Получение.
 53. Соединения галогенов: галогеноводороды; кислородосодержащие соединения галогенов.
 54. Подгруппа кислорода. Общая характеристика. Физические и химические свойства. Получение.
 55. Озон. Физические и химические свойства. Получение.
 56. Сера. Физические свойства. Аллотропия. Получение.
 57. Сера. Нахождение в природе. Химические свойства. Применение.
 58. Сероводород. Получение. Физические и химические свойства. Сульфиды.
 59. Оксиды серы. Физические и химические свойства. Получение.
 60. Серная кислота. Получение и свойства.
 61. Подгруппа азота. Общая характеристика. Азот. Физические и химические свойства.
 62. Аммиак. Соли аммония.
 63. Несолеобразующие оксиды азота.
 64. Азотистый и азотный ангидриды. Азотистая кислота.
 65. Азотная кислота. Получение. Свойства. Разложение нитратов.
 66. Фосфор. Аллотропия. Получение. Химические свойства.
 67. Соединения фосфора: фосфин, оксид фосфора (III), оксид фосфора (V).


Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

68. Фосфорные кислоты.
69. Подгруппа углерода. Общая характеристика. Аллотропия.
70. Химические свойства углерода. Угольная кислота и ее соли.
71. Оксиды углерода.
72. Кремний. Распространение в природе. Аллотропия. Получение. Свойства.
73. Соединения кремния: силан, оксид кремния, кремниевые кислоты.
74. Германий, олово, свинец.
75. Алюминий. Получение. Свойства.
76. Соединения алюминия: оксид, гидроксид, гидрид.
77. Щелочные металлы. Общая характеристика. Получение. Свойства.
78. Соединения щелочных металлов.
79. Щелочно - земельные металлы. Общая характеристика. Получение. Свойства.
80. Соединения щелочно - земельных металлов.
81. Подгруппа меди. Общая характеристика. Получение. Свойства.
82. Соединения одно- и двухвалентной меди.
83. Серебро и его соединения. Золото и его соединения.
84. Подгруппа цинка. Общая характеристика. Цинк. Получение, свойства, соединения цинка. Кадмий.
85. Ртуть. Соединения одно- и двухвалентной ртути.
86. Подгруппа хрома. Общая характеристика. Получение и свойства хрома.
87. Соединения двух- и трехвалентного хрома.
88. Соединения четырех- и шестивалентного хрома.
89. Подгруппа марганца. Общие свойства элементов. Получение металлов. Химические свойства.
90. Соединения двух- и трехвалентного марганца.
91. Соединения марганца, технеция и рения с валентностью IV.
92. Соединения семивалентного марганца. Соли марганца.
93. Восьмая группа побочная подгруппа. Общая характеристика. Подгруппа железа. Получение и химические свойства, аллотропия железа.
94. Соединения двухвалентного железа.
95. Соединения трехвалентного железа.
96. Понятие биогенности химических элементов. Биосфера, круговорот биогенных элементов. Концентрирование биогенных элементов живыми системами.
97. Классификация биогенных элементов по их функциональной роли: органогены, элементы электролитного фона, микроэлементы.
98. Примесные элементы (аккумулирующиеся и неаккумулирующиеся). Основные источники поступления примесных элементов в организм человека.
99. Химические аспекты охраны окружающей среды.
100. Комплексы катионов s-металлов (ионофоры, краун-эфиры, криптанды. Хлорофилл.
101. Биологическая роль натрия, калия, кальция, магния.
102. Химическое сходство и биологический антагонизм (натрий-калий, магний-кальций).
103. Наиболее важные биогенные элементы d-блока: хром, медь, молибден. Системы металл-белок (металлопротеины и белки, активируемые металлами).

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		


9. САМОСТОЯТЕЛЬНАЯ РАБОТА СТУДЕНТОВ

Название разделов и тем	Вид самостоятельной работы	Объем в часах	Форма контроля
1. Цели и задачи химии. Основные понятия и законы химии.	Проработка учебного материала с использованием ресурсов учебно-методического и информационного обеспечения дисциплины. Подготовка к контрольной работе. Подготовка к сдаче экзамена.	10	включение вопросов на семинарах, контрольных работах, тестировании, экзамене
2. Важнейшие классы неорганических соединений.	Проработка учебного материала с использованием ресурсов учебно-методического и информационного обеспечения дисциплины. Подготовка к контрольной работе. Подготовка к сдаче экзамена.	10	включение вопросов на семинарах, контрольных работах, тестировании, экзамене
3. Строение атома. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева в свете теории строения атома. Химическая связь и строение молекул.	Проработка учебного материала с использованием ресурсов учебно-методического и информационного обеспечения дисциплины. Подготовка к контрольной работе. Подготовка к сдаче экзамена.	10	включение вопросов на семинарах, контрольных работах, тестировании, экзамене
4. Основы химической термодинамики. Химическая кинетика и равновесие.	Проработка учебного материала с использованием ресурсов учебно-методического и информационного обеспечения дисциплины. Подготовка к контрольной работе. Подготовка к сдаче экзамена.	10	включение вопросов на семинарах, контрольных работах, тестировании, экзамене
5. Теория растворов и растворителей. Коллигативные свойства растворов. Растворы электролитов. Водородный показатель. Гидролиз солей. Буферные растворы.	Проработка учебного материала с использованием ресурсов учебно-методического и информационного обеспечения дисциплины. Подготовка к контрольной работе. Подготовка к сдаче экзамена.	15	включение вопросов на семинарах, контрольных работах, тестировании, экзамене
6. Окислительно-восстановительные процессы. Стандартный и реальный электродный потенциал. Общие свойства металлов.	Проработка учебного материала с использованием ресурсов учебно-методического и информационного обеспечения дисциплины. Подготовка к контрольной работе. Подготовка к сдаче экзамена.	15	включение вопросов на семинарах, контрольных работах, тестировании, экзамене
7. Теория комплексных соединений.	Проработка учебного материала с использованием ресурсов учебно-методического и информационного обеспечения дисциплины. Подготовка к контрольной работе. Подготовка к сдаче экзамена.	10	включение вопросов на семинарах, контрольных работах, тестировании, экзамене

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

1. Водород.	Проработка учебного материала с использованием ресурсов учебно-методического и информационного обеспечения дисциплины. Подготовка к контрольной работе. Подготовка к сдаче экзамена.	2	включение вопросов на семинарах, контрольных работах , тестировании, экзамене
2. Элементы VIIA группы: фтор, хлор, бром, йод.	Проработка учебного материала с использованием ресурсов учебно-методического и информационного обеспечения дисциплины. Подготовка к контрольной работе. Подготовка к сдаче экзамена.	2	включение вопросов на семинарах, контрольных работах , тестировании, экзамене
3. Элементы VIA группы: кислород, сера, селен, теллур.	Проработка учебного материала с использованием ресурсов учебно-методического и информационного обеспечения дисциплины. Подготовка к контрольной работе. Подготовка к сдаче экзамена.	2	включение вопросов на семинарах, контрольных работах , тестировании, экзамене
4. Элементы VA группы: азот, фосфор, мышьяк, сурьма, висмут.	Проработка учебного материала с использованием ресурсов учебно-методического и информационного обеспечения дисциплины. Подготовка к контрольной работе. Подготовка к сдаче экзамена.	2	включение вопросов на семинарах, контрольных работах , тестировании, экзамене
5. Элементы IV группы: углерод, кремний, германий, олово, свинец.	Проработка учебного материала с использованием ресурсов учебно-методического и информационного обеспечения дисциплины. Подготовка к контрольной работе. Подготовка к сдаче экзамена.	2	включение вопросов на семинарах, контрольных работах , тестировании, экзамене
6. Бор.	Проработка учебного материала с использованием ресурсов учебно-методического и информационного обеспечения дисциплины. Подготовка к контрольной работе. Подготовка к сдаче экзамена.	2	включение вопросов на семинарах, контрольных работах , тестировании, экзамене
7. Элементы IIIA группы: алюминий, галлий, индий, таллий.	Проработка учебного материала с использованием ресурсов учебно-методического и информационного обеспечения дисциплины. Подготовка к контрольной работе. Подготовка к сдаче экзамена.	2	включение вопросов на семинарах, контрольных работах , тестировании, экзамене
8. Элементы IA группы: щелочные металлы.	Проработка учебного материала с использованием ресурсов учебно-методического и информационного обеспечения дисциплины. Подготовка к контрольной работе. Подготовка к сдаче экзамена.	2	включение вопросов на семинарах, контрольных работах , тестировании, экзамене
9. Элементы IIA группы: бериллий, магний, кальций, стронций, барий.	Проработка учебного материала с использованием ресурсов учебно-методического и информационного обеспечения дисциплины. Подготовка к контрольной работе. Подготовка к сдаче экзамена.	2	включение вопросов на семинарах, контрольных работах , тестировании, экзамене

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет		Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине			
10. Элементы IB группы: медь, серебро, золото.	Проработка учебного материала с использованием ресурсов учебно-методического и информационного обеспечения дисциплины. Подготовка к контрольной работе. Подготовка к сдаче экзамена.	2	включение вопросов на семинарах, контрольных работах, тестировании, экзамене
11. Элементы IB группы: цинк, кадмий, ртуть.	Проработка учебного материала с использованием ресурсов учебно-методического и информационного обеспечения дисциплины. Подготовка к контрольной работе. Подготовка к сдаче экзамена.	2	включение вопросов на семинарах, контрольных работах, тестировании, экзамене
12. Элементы IVB группы: титан, цирконий, гафний.	Проработка учебного материала с использованием ресурсов учебно-методического и информационного обеспечения дисциплины. Подготовка к контрольной работе. Подготовка к сдаче экзамена.	4	включение вопросов на семинарах, контрольных работах, тестировании, экзамене
13. Элементы VB группы: вандий, ниобий, тантал.	Проработка учебного материала с использованием ресурсов учебно-методического и информационного обеспечения дисциплины. Подготовка к контрольной работе. Подготовка к сдаче экзамена.	4	включение вопросов на семинарах, контрольных работах, тестировании, экзамене
14. Элементы VIB группы: хром, молибден, вольфрам.	Проработка учебного материала с использованием ресурсов учебно-методического и информационного обеспечения дисциплины. Подготовка к контрольной работе. Подготовка к сдаче экзамена.	4	включение вопросов на семинарах, контрольных работах, тестировании, экзамене
15. Элементы VIIB группы: марганец, технеций, рений.	Проработка учебного материала с использованием ресурсов учебно-методического и информационного обеспечения дисциплины. Подготовка к контрольной работе. Подготовка к сдаче экзамена.	4	включение вопросов на семинарах, контрольных работах, тестировании, экзамене
16. Элементы VIIIB группы: железо, кобальт, никель, платиновые металлы.	Проработка учебного материала с использованием ресурсов учебно-методического и информационного обеспечения дисциплины. Подготовка к контрольной работе. Подготовка к сдаче экзамена.	2	включение вопросов на семинарах, контрольных работах, тестировании, экзамене
17. Элементы VIIIA группы: благородные газы.	Проработка учебного материала с использованием ресурсов учебно-методического и информационного обеспечения дисциплины. Подготовка к контрольной работе. Подготовка к сдаче экзамена.	2	включение вопросов на семинарах, контрольных работах, тестировании, экзамене
18. Элементы подгруппы скандия (элементы 3 группы). Лантаниды.	Проработка учебного материала с использованием ресурсов учебно-методического и информационного обеспечения дисциплины. Подготовка к контрольной работе. Подготовка к сдаче экзамена.	2	включение вопросов на семинарах, контрольных работах, тестировании, экзамене

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

19. Актиний и актиниды.	Проработка учебного материала с использованием ресурсов учебно-методического и информационного обеспечения дисциплины. Подготовка к контрольной работе. Подготовка к сдаче экзамена.	2	включение вопросов на семинарах, контрольных работах, тестировании, экзамене
20. Биогенные элементы.	Проработка учебного материала с использованием ресурсов учебно-методического и информационного обеспечения дисциплины. Подготовка к контрольной работе. Подготовка к сдаче экзамена.	2	включение вопросов на семинарах, контрольных работах, тестировании, экзамене

10. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ


а) Список рекомендуемой литературы

Основная :

1. Суворов, А. В. Общая и неорганическая химия в 2 т. Том 1 : учебник для академического бакалавриата / А. В. Суворов, А. Б. Никольский. — 6-е изд., испр. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2019. — 343 с. — (Бакалавр. Академический курс). — ISBN 978-5-534-09094-9. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/427129>.
2. Никольский, А. Б. Общая и неорганическая химия в 2 т. Том 2 : учебник для академического бакалавриата / А. Б. Никольский, А. В. Суворов. — 6-е изд., испр. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2019. — 378 с. — (Бакалавр. Академический курс). — ISBN 978-5-534-09096-3. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/427130>
3. Афонина, Л. И. Неорганическая химия : учебное пособие / Л. И. Афонина, А. И. Апарнев, А. А Казакова. — Новосибирск : Новосибирский государственный технический университет, 2013. — 104 с. — ISBN 978-5-7782-2172-7. — Текст : электронный // Электронно-библиотечная система IPR BOOKS : [сайт]. — URL: <http://www.iprbookshop.ru/47698.html>

Дополнительная

1. Практикум по общей химии : учебное пособие для академического бакалавриата / Н. Л. Глинка, В. А. Попков, А. В. Бабков, О. В. Нестерова. — Москва : Издательство Юрайт, 2019. — 248 с. — (Бакалавр. Академический курс). — ISBN 978-5-9916-4058-9. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/444652>.
2. Дроздов, А. А. Неорганическая химия : учебное пособие / А. А. Дроздов. — 2-е изд. — Саратов : Научная книга, 2019. — 158 с. — ISBN 978-5-9758-1753-2. — Текст : электронный // Электронно-библиотечная система IPR BOOKS : [сайт]. — URL: <http://www.iprbookshop.ru/81031.html>
3. Шевницына, Л. В. Неорганическая химия : задачи и упражнения для выполнения контрольных работ / Л. В. Шевницына, А. И. Апарнев, Р. Е. Синчурина. — Новосибирск : Новосибирский государственный технический университет, 2011. — 107 с. — ISBN 978-5-7782-1574-0. — Текст : электронный // Электронно-библиотечная система IPR BOOKS : [сайт]. — URL: <http://www.iprbookshop.ru/44672.html>
4. Суворов, А. В. Общая и неорганическая химия. Вопросы и задачи : учебное пособие для академического бакалавриата / А. В. Суворов, А. Б. Никольский. — 2-е изд., испр. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2019. — 310 с. — (Бакалавр.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

Академический курс). — ISBN 978-5-534-07902-9. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/441867> .

Учебно-методическая

1. Иванова Л. А. Неорганическая химия: методические указания для самостоятельной работы бакалавров направления подготовки 04.03.01 Химия / Л. А. Иванова; УлГУ, Экол. фак. - Ульяновск : УлГУ, 2019. - Загл. с экрана; Неопубликованный ресурс. - Электрон. текстовые дан. (1 файл : 564 КБ). - Текст : электронный. <http://lib.ulsu.ru/MegaPro/Download/MObject/8395>

Microsoft Office

1. Microsoft Office
2. ОС Windows Professional
3. Антиплагиат ВУЗ

Юрайт

1. Электронно-библиотечные системы:

Цифровой образовательный ресурс IPRsmart : электронно-библиотечная система : сайт / ООО Компания «Ай Пи Ар Медиа». - Саратов, [2023]. — URL: <http://www.iprbookshop.ru>. — Режим доступа: для зарегистрир. пользователей. - Текст :электронный.

Образовательная платформа ЮРАЙТ : образовательный ресурс, электронная библиотека : сайт / ООО Электронное издательство «ЮРАЙТ». — Москва, [2023]. - URL: <https://urait.ru>. — Режим доступа: для зарегистрир. пользователей. - Текст : электронный.

База данных «Электронная библиотека технического ВУЗа (ЭБС «Консультант студента») : электронно-библиотечная система : сайт / ООО «Политехресурс». — Москва, [2023]. — URL: <https://www.studentlibrary.ru/cgi-bin/mb4x>. — Режим доступа: длязарегистрир. пользователей. — Текст : электронный.

ЭБС Лань : электронно-библиотечная система : сайт / ООО ЭБС «Лань». — Санкт-Петербург, [2023]. — URL: <https://e.lanbook.com>. — Режим доступа: для зарегистрир. пользователей. — Текст : электронный.

ЭБС **Znanium.com** : электронно-библиотечная система : сайт / ООО «Знаниум». - Москва, [2023]. - URL: <http://znanium.com> . — Режим доступа : для зарегистрир. пользователей. - Текст : электронный.


2. КонсультантПлюс [Электронный ресурс]: справочная правовая система. / ООО «Консультант Плюс» - Электрон. дан. - Москва : КонсультантПлюс, [2023].

3. eLIBRARY.RU : научная электронная библиотека : сайт / ООО «Научная Электронная Библиотека».

научная электронная библиотека : сайт / ООО «Научная Электронная Библиотека». — Москва, [2023]. — URL: <http://elibrary.ru>. — Режим доступа :для авториз. пользователей. — Текст : электронный

Электронная библиотека «Издательского дома «Гребенников» (Grebinnikon) : электронная библиотека / ООО ИД «Гребенников». — Москва, [2023]. — URL: <https://id2.action-media.ru/Personal/Products>. — Режим доступа : для авториз. пользователей.

— Текст : электронный.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

4. **Федеральная государственная информационная система «Национальная электронная библиотека»** : электронная библиотека : сайт / ФГБУ РГБ. – Москва, [2023].
– URL: <https://нэб.рф>. – Режим доступа : для пользователей научной библиотеки. – Текст : электронный.
5. **Российское образование** : федеральный портал / учредитель ФГАУ «ФИЦТО».
– URL: <http://www.edu.ru>. – Текст : электронный.
6. **Электронная библиотечная система УлГУ** : модуль «Электронная библиотека» АБИС Мега-ПРО / ООО «Дата Экспресс». – URL: <http://lib.ulsu.ru/MegaPro/Web>. – Режим доступа : для пользователей научной библиотеки. – Текст : электронный.

Согласовано

Начальник Управления информационных технологий и телекоммуникаций П.П. Бурдин


15.05. 2023

10 МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ НАУЧНО-ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКОЙ РАБОТЫ

Учебная аудитория 216 для проведения лабораторных занятий лабораторного типа, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации (с набором демонстрационного оборудования для обеспечения тематических иллюстраций в соответствии с рабочей программой дисциплины). Помещение укомплектовано специализированной мебелью на 18 посадочных мест и техническими средствами: экран настенный, доска аудиторная. Рабочее место преподавателя, WI-FI, интернет. Площадь 42,93 кв.м.


Учебная аудитория для самостоятельной работы студентов 230 с доступом к ЭБС. для самостоятельной работы студентов, Wi-Fi с доступом к ЭИОС, ЭБС. Компьютерный класс укомплектованный специализированной мебелью на 32 посадочных мест и техническими средствами обучения (16 персональных компьютеров) с доступом к сети «Интернет», ЭИОС, ЭБС. Площадь 93,51 кв.м.

Читальный зал научной библиотеки (аудитория 237) с зоной для самостоятельной работы, Wi-Fi с доступом к ЭИОС, ЭБС. Аудитория укомплектована специализированной мебелью на 80 посадочных мест и оснащена компьютерной техникой с доступом к сети «Интернет», ЭИОС, ЭБС, экраном и проектором. Площадь 220,39 кв.м.

11 СПЕЦИАЛЬНЫЕ УСЛОВИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ С ОГРАНИЧЕННЫМИ ВОЗМОЖНОСТЯМИ ЗДОРОВЬЯ (ОВЗ) И ИНВАЛИДОВ


Обучающиеся с ОВЗ и инвалиды проходят практику совместно с другими обучающимися (в учебной группе) или индивидуально (по личному заявлению обучающегося).

Определение мест прохождения практики для обучающихся с ОВЗ и инвалидов осуществляется с учетом состояния здоровья и требований к их доступности для данной категории обучающихся. При определении мест и условий (с учётом нозологической группы и группы инвалидности обучающегося) прохождения учебной и производственной практик для данной категории лиц учитываются индивидуальные особенности обучающихся, а также рекомендации медико-социальной экспертизы, отраженные в индивидуальной программе реабилитации, относительно рекомендованных условий и видов труда.

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

При определении места практики для обучающихся с ОВЗ и инвалидов особое внимание уделяется безопасности труда и оснащению (оборудованию) рабочего места. Рабочие места на практику предоставляются профильной организацией в соответствии со следующими требованиями:

- для обучающихся с ОВЗ и инвалидов по зрению - слабовидящих: оснащение специального рабочего места общим и местным освещением, обеспечивающим беспрепятственное нахождение указанным лицом своего рабочего места и выполнение индивидуального задания; наличие видеоувеличителей, луп;
- для обучающихся с ОВЗ и инвалидов по зрению - слепых: оснащение специального рабочего места тифлотехническими ориентирами и устройствами, с возможностью использования крупного рельефно-контрастного шрифта и шрифта Брайля, акустическими навигационными средствами, обеспечивающими беспрепятственное нахождение указанным лицом своего рабочего места и выполнение индивидуального задания;

Министерство науки и высшего образования РФ Ульяновский государственный университет	Форма	
Ф-Рабочая программа по дисциплине		

– для обучающихся с **ОВЗ и инвалидов по слуху - слабослышащих**: оснащение (оборудование) специального рабочего места звукоусиливающей аппаратурой, телефонами для слабослышащих;

– для обучающихся с **ОВЗ и инвалидов по слуху - глухих**: оснащение специального рабочего места визуальными индикаторами, преобразующими звуковые сигналы в световые, речевые сигналы в текстовую бегущую строку, для беспрепятственного нахождения указанным лицом своего рабочего места и выполнения индивидуального задания;

– для обучающихся с **ОВЗ и инвалидов с нарушением функций опорно-двигательного аппарата**: оборудование, обеспечивающее реализацию эргономических принципов (максимально удобное для инвалида расположение элементов, составляющих рабочее место); механизмы и устройства, позволяющие изменять высоту и наклон рабочей поверхности, положение сиденья рабочего стула по высоте и наклону, угол наклона спинки рабочего стула; оснащение специальным сиденьем, обеспечивающим компенсацию усилия при вставании, специальными приспособлениями для управления и обслуживания этого оборудования.

Условия организации и прохождения практики, подготовки отчетных материалов, проведения текущего контроля и промежуточной аттестации по практике обеспечиваются в соответствии со следующими требованиями:

– Объем, темп, формы выполнения индивидуального задания на период практики устанавливаются индивидуально для каждого обучающегося указанных категорий. В зависимости от нозологии максимально снижаются противопоказанные (зрительные, звуковые, мышечные и др.) нагрузки.

– Учебные и учебно-методические материалы по практике представляются в различных формах так, чтобы обучающиеся с ОВЗ и инвалиды с нарушениями слуха получали информацию визуально (документация по практике печатается увеличенным шрифтом; предоставляются видеоматериалы и наглядные материалы по содержанию практики), с нарушениями зрения – аудиально (например, с использованием программ-синтезаторов речи) или с помощью тифлоинформационных устройств.

– Форма проведения текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации для обучающихся с ОВЗ и инвалидов устанавливается с учетом индивидуальных психофизических особенностей (устно, письменно, при помощи компьютера, в форме тестирования и т.п.). При необходимости обучающемуся предоставляется дополнительное время для подготовки ответа и (или) защиты отчета.

Разработчики: _____  _____ доцент Л.А.Иванова

16.05.23