

Документ подписан простой электронной подписью

Информация о владельце: Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение

ФИО: Дзюба Татьяна Ивановна высшего образования

Должность: Заместитель директора по УР "Дальневосточный государственный университет путей сообщения"

Дата подписания: 20.09.2023 08:22:06 (ДВГУПС)

Уникальный программный ключ:

e447a1f4f44A58ff1c11a327e34f62e935e366

Амурский институт железнодорожного транспорта - филиал федерального государственного бюджетного образовательного учреждения высшего образования «Дальневосточный государственный университет путей сообщения» в г. Свободном
(АМИЖТ - филиал ДВГУПС в г. Свободном)

УТВЕРЖДАЮ

Зам директора по УР



Т.И. Дзюба

10.06.2021

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА

дисциплины **БД.7 Химия**
(МДК, ПМ)

для специальности 23.02.06. Техническая эксплуатация подвижного состава железных дорог

Направленность (профиль)/специализация: технический

Составитель(и): преподаватель, Щур Н.А.

Обсуждена на заседании ПЦК: АМИЖТ — Математических и общих естественно-научных дисциплин

Протокол от 10.06.2021г. № 5

Старший методист  Н.Н. Здриль

г. Свободный
2021 г.

Рабочая программа дисциплины БД.7 Химия разработана в соответствии ФГОС СОО (приказ Минобрнауки России от 17 мая 2012 г. № 413)

Программа ориентирована на учебник:

Габриелян О. С. Химия для профессий и специальностей технического профиля для студентов учреждений среднего профессионального образования: учебник / О. С. Габриелян., И.Г. Остроумов, – М. Издательский центр Академия, 2020

Общая характеристика дисциплины

В системе естественно-научного образования химия как дисциплина занимает важное место в познании законов природы, формировании научной картины мира, химической грамотности, необходимой для повседневной жизни, навыков здорового и безопасного для человека и окружающей его среды образа жизни, а также в воспитании экологической культуры, формировании собственной позиции по отношению к химической информации, получаемой из разных источников.

Успешность изучения дисциплины связана с овладением основными понятиями химии, научными фактами, законами, теориями, применением полученных знаний при решении практических задач.

В соответствии с ФГОС СОО химия может изучаться на базовом и углубленном уровнях.

Изучение химии ориентировано на обеспечение общеобразовательной и общекультурной подготовки обучающихся.

Содержание дисциплины позволяет раскрыть ведущие идеи и отдельные положения, важные в познавательном и мировоззренческом отношении: зависимость свойств веществ от состава и строения; обусловленность применения веществ их свойствами; материальное единство неорганических и органических веществ; возрастающая роль химии в создании новых лекарств и материалов, в экономии сырья, охране окружающей среды.

Программа учитывает возможность получения знаний в том числе через практическую деятельность. В программе содержится примерный перечень практических работ. При составлении рабочей программы преподаватель вправе выбрать из перечня работы, которые считает наиболее целесообразными, с учетом необходимости достижения предметных результатов.

Основы органической химии

Введение. Основные понятия химии

Основные законы химии. Расчеты по химическим формулам и уравнениям реакций.

Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева и строение атомов

Структура периодической системы химических элементов. Строение атома. Изотопы. Строение электронных оболочек атомов элементов малых периодов. Строение электронных оболочек атомов элементов больших периодов S, P, d-элементы. Значение периодического закона.

Строение вещества

Ионная связь. Ковалентная химическая связь. Металлическая связь. Агрегатные состояния веществ и водородная связь. Чистые вещества и смеси. Состав смесей. Объемная и массовая доля компонентов смесей, массовая доля примесей. Приготовление суспензии карбоната кальция в воде. Получение эмульсии моторного масла. Ознакомление со свойствами дисперсных систем.

Вода. Растворы. Электролитическая диссоциация

Вода. Растворы. Растворение. Массовая доля растворенного вещества. Приготовление раствора заданной концентрации. Электролитическая диссоциация. Диссоциация кислот, солей и оснований. Реакция ионного обмена.

Классификация неорганических соединений и их свойства

Кислоты и их свойства. Основания и их свойства. Соли, их свойства. Гидролиз солей. Оксиды. Классификация оксидов. Химические свойства, получение.

Химические реакции

Классификация химических реакций. Окислительно-восстановительные реакции. Скорость химических реакций. Зависимость скорости химических реакций от различных факторов. Обратимость химических реакций. Химическое равновесие.

Металлы и неметаллы

Рассмотрение образцов металлов, Взаимодействие металлов с растворами солей. Металлы. Особенности строения. Химические и физические свойства. Общие свойства получения металлов. Неметаллы. Особенности строения. Окислительные и восстановительные свойства. Решение экспериментальных задач на распознавание неорганических веществ.

Основные понятия органической химии и теория Строения органических соединений

Изготовление моделей молекул органических веществ. Предмет органической химии и теория строения органических соединений А.М. Бутлерова. Классификация органических веществ и классификация реакций в органической химии.

Углеводороды и их природные источники

Алканы. Гомологический ряд, номенклатура, химические свойства, применение. Алкены. Гомологический ряд, номенклатура, химические свойства, применение. Диены и каучуки. Алкины и арены. Природные источники углеводородов. Ознакомление с коллекцией образцов нефти.

Кислородосодержащие органические соединения

Спирты и фенолы. Свойства одноатомных и многоатомных спиртов. Изучение свойств альдегидов и карбоновых кислот. Сложные эфиры и жиры. Мыла. Углеводы; их классификация.

Азотсодержащие органические соединения. Полимеры

Амины. Аминокислоты. Белки, химические свойства. Распознавание пластмасс и волокон.

Химия и жизнь

Научные методы познания в химии. Источники химической информации. Поиск информации по названиям, идентификаторам, структурным формулам. Моделирование химических процессов и явлений, химический анализ и синтез как методы научного познания.

Химия и здоровье. Лекарства, ферменты, витамины, гормоны, минеральные воды. Проблемы, связанные с применением лекарственных препаратов. Вредные привычки и факторы, разрушающие здоровье (курение, употребление алкоголя, наркомания). Рациональное питание. Пищевые добавки. Основы пищевой химии.

Химия в повседневной жизни. Моющие и чистящие средства. Средства борьбы с бытовыми насекомыми: репелленты, инсектициды. Средства личной гигиены и косметики. Правила безопасной работы с едкими, горючими и токсичными веществами, средствами бытовой химии.

Химия и сельское хозяйство. Минеральные и органические удобрения. Средства защиты растений.

Химия и энергетика. Природные источники углеводородов. Природный и попутный нефтяной газы, их состав и использование. Состав нефти и ее переработка. Нефтепродукты. Октановое число бензина. Охрана окружающей среды при нефтепереработке и транспортировке нефтепродуктов. Альтернативные источники энергии.

Химия в строительстве. Цемент. Бетон. Подбор оптимальных строительных материалов в практической деятельности человека.

Химия и экология. Химическое загрязнение окружающей среды и его последствия. Охрана гидросферы, почвы, атмосферы, флоры и фауны от химического загрязнения.

Место дисциплины в структуре образовательной программы

В соответствии с УП дисциплина БД.7 Химия рассчитана на 117 часов в год (2 часа в неделю), в том числе в 1 семестре: 18 ч. - лекции, уроки, 4 ч.- практические занятия, 12 ч. – лабораторные занятия; консультаций - 2ч., самостоятельная работа – 13ч.; во 2 семестре: 24 ч. - лекции, уроки, 4 ч.- практические занятия, 16 ч. – лабораторные занятия; консультаций -2ч, самостоятельная работа – 18ч. Дисциплина изучается на 1 курсе.

Планируемые результаты освоения дисциплины

В результате изучения дисциплины БД.7 Химия

Обучающийся научится:

- раскрывать на примерах роль химии в формировании современной научной картины мира и в практической деятельности человека;
- демонстрировать на примерах взаимосвязь между химией и другими естественными науками;
- раскрывать на примерах положения теории химического строения А.М. Бутлерова;
- понимать физический смысл Периодического закона Д.И. Менделеева и на его основе объяснять зависимость свойств химических элементов и образованных ими веществ от электронного строения атомов;
- объяснять причины многообразия веществ на основе общих представлений об их составе и строении;
- применять правила систематической международной номенклатуры как средства различения и идентификации веществ по их составу и строению;
- составлять молекулярные и структурные формулы органических веществ как носителей информации о строении вещества, его свойствах и принадлежности к определенному классу соединений;
- характеризовать органические вещества по составу, строению и свойствам, устанавливать причинно-следственные связи между данными характеристиками вещества;
- приводить примеры химических реакций, раскрывающих характерные свойства типичных представителей классов органических веществ с целью их идентификации и объяснения области применения;
- прогнозировать возможность протекания химических реакций на основе знаний о типах химической связи в молекулах реагентов и их реакционной способности;
- использовать знания о составе, строении и химических свойствах веществ для безопасного применения в практической деятельности;
- приводить примеры практического использования продуктов переработки нефти и природного газа, высокомолекулярных соединений (полиэтилена, синтетического каучука, ацетатного волокна);
- проводить опыты по распознаванию органических веществ: глицерина, уксусной кислоты, непредельных жиров, глюкозы, крахмала, белков – в составе пищевых продуктов и косметических средств;
- владеть правилами и приемами безопасной работы с химическими веществами и лабораторным оборудованием;
- устанавливать зависимость скорости химической реакции и смещения химического равновесия от различных факторов с целью определения оптимальных условий протекания химических процессов;
- приводить примеры гидролиза солей в повседневной жизни человека;

- приводить примеры окислительно-восстановительных реакций в природе, производственных процессах и жизнедеятельности организмов;
- приводить примеры химических реакций, раскрывающих общие химические свойства простых веществ – металлов и неметаллов;
- проводить расчеты нахождение молекулярной формулы углеводорода по продуктам сгорания и по его относительной плотности и массовым долям элементов, входящих в его состав;
- владеть правилами безопасного обращения с едкими, горючими и токсичными веществами, средствами бытовой химии;
- осуществлять поиск химической информации по названиям, идентификаторам, структурным формулам веществ;
- критически оценивать и интерпретировать химическую информацию, содержащуюся в сообщениях средств массовой информации, ресурсах Интернета, научно-популярных статьях с точки зрения естественно-научной корректности в целях выявления ошибочных суждений и формирования собственной позиции;
- представлять пути решения глобальных проблем, стоящих перед человечеством: экологических, энергетических, сырьевых, и роль химии в решении этих проблем.

Обучающийся получит возможность научиться:

- иллюстрировать на примерах становление и эволюцию органической химии как науки на различных исторических этапах ее развития;
 - использовать методы научного познания при выполнении проектов и учебно-исследовательских задач по изучению свойств, способов получения и распознавания органических веществ;
 - объяснять природу и способы образования химической связи: ковалентной (полярной, неполярной), ионной, металлической, водородной – с целью определения химической активности веществ;
 - устанавливать генетическую связь между классами органических веществ для обоснования принципиальной возможности получения органических соединений заданного состава и строения;
- 1) устанавливать взаимосвязи между фактами и теорией, причиной и следствием при анализе проблемных ситуаций и обосновании принимаемых решений на основе химических знаний.

Содержание дисциплины
Содержание дисциплины (117ч)
1 семестр (51ч)

Основы органической химии

Введение. Основные понятия химии (6 ч)

Основные законы химии. Практическое занятие №1 «Расчеты по химическим формулам и уравнениям реакций»

Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева и строение атомов (6 ч)

Лабораторная работа №1. Структура периодической системы химических элементов. Строение атома. Изотопы. Строение электронных оболочек атомов элементов малых периодов. Строение электронных оболочек атомов элементов больших периодов S, P, d-элементы. Значение периодического закона.

Строение вещества(8ч)

Ионная связь. Ковалентная химическая связь. Металлическая связь. Агрегатные состояния веществ и водородная связь. Чистые вещества и смеси. Состав смесей. Объемная и массовая доля компонентов смесей, массовая доля примесей. Самостоятельная работа. Лабораторное занятие №2. Приготовление суспензии карбоната кальция в воде. Получение эмульсии моторного масла. Ознакомление со свойствами дисперсных систем.

Вода. Растворы. Электролитическая диссоциация(6ч)

Вода. Растворы. Растворение. Массовая доля растворенного вещества. Практическое занятие №2. Приготовление раствора заданной концентрации. Электролитическая диссоциация. Диссоциация кислот, солей и оснований. Лабораторное занятие №3. Реакция ионного обмена.

Классификация неорганических соединений и их свойства(8ч)

Лабораторное занятие №4. Кислоты и их свойства. Лабораторное занятие №5. Основания и их свойства. Лабораторная работа №6. Соли, их свойства. Гидролиз солей. Контрольная работа по теме: Оксиды. Классификация оксидов. Химические свойства, получение.

Консультации (4ч)

Самостоятельная работа(13ч)

2 семестр (66 ч)

Химические реакции(6ч)

Классификация химических реакций. Окислительно-восстановительные реакции. Самостоятельная работа. Лабораторная работа №7. Скорость химических реакций. Зависимость скорости химических реакций от различных факторов. Обратимость химических реакций. Химическое равновесие.

Металлы и неметаллы(6ч)

Лабораторная работа №8. Рассмотрение образцов металлов, Взаимодействие металлов с растворами солей. Металлы. Особенности строения. Химические и

физические свойства. Общие свойства получения металлов. Неметаллы. Особенности строения. Окислительные и восстановительные свойства. Практическое занятие №3. Решение экспериментальных задач на распознавание неорганических веществ.

Основные понятия органической химии и теория Строения органических соединений (4ч)

Лабораторная работа №9. Изготовление моделей молекул органических веществ. Предмет органической химии и теория строения органических соединений А.М. Бутлерова. Классификация органических веществ и классификация реакций в органической химии.

Углеводороды и их природные источники (10ч)

Алканы. Гомологический ряд, номенклатура, химические свойства, применение. Алкены. Гомологический ряд, номенклатура, химические свойства, применение. Диены и каучуки. Алкины и арены. Лабораторная работа №10. Природные источники углеводородов. Ознакомление с коллекцией образцов нефти.

Кислородосодержащие органические соединения(10ч)

Спирты и фенолы. Лабораторная работа №11. Свойства одноатомных и многоатомных спиртов. Лабораторная работа №12.Изучение свойств альдегидов и карбоновых кислот. Сложные эфиры и жиры.Мыла. Лабораторная работа №13.Углеводы; их классификация.

Азотсодержащие органические соединения. Полимеры (8ч)

Амины. Аминокислоты. Лабораторная работа №14. Белки, химические свойства. Практическое занятие №4. Распознавание пластмасс и волокон.

Дифференцированный зачет

Консультации (4ч)

Самостоятельная работа (18ч)

Учебно-тематический план

Номер раздела	Тема	Кол-во часов
1 семестр		
1	Введение. Основные понятия химии	6
2	Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева и строение атомов	6
3	Строение вещества	8
4	Вода. Растворы. Электролитическая диссоциация	6
5	Классификация неорганических соединений и их свойства	8
6	Консультации	4
7	Самостоятельная работа	13
2 семестр		
1	Химические реакции	6
2	Металлы и неметаллы	6
3	Основные понятия органической химии и теория Строения органических соединений	4
4	Углеводороды и их природные источники	10
5	Кислородосодержащие органические соединения	10
6	Азотсодержащие органические соединения. Полимеры	8
7	Форма аттестации – Дифференцированный зачет	
8	Консультации	4
9	Самостоятельная работа	18
Итого		117

Перечень основной литературы:

1. Габриелян О. С. Химия для профессий и специальностей технического профиля для студентов учреждений среднего профессионального образования: учебник / О. С. Габриелян., И.Г. Остроумов, – М. Издательский центр Академия, 2020

Перечень дополнительной литературы:

2. Филимонова Н.А. Органическая химия [Электронный ресурс]: учебное пособие Н.А. Филимонова, - Волгоградский государственный аграрный университет 2019г. – 76с. Режим доступа: www.znanium.com

Перечень учебно-методического обеспечения:

3. Росин И.В. Химия. М.: Юрайт;2016г,-420 с. [Электронный ресурс]– Режим доступа: <https://biblio-online.ru>

Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети "Интернет"

1. <http://www.echem.msu.su> - Электронная библиотека по химии
2. <http://www.knigafund.ru/>- электронная библиотечная система издательства «Книгафонд»
3. <http://biblioclub.ru/>- Университетская библиотека Online
4. www.e.lanbook.com- электронная библиотечная система «Лань»
5. www.znanium.com электронная библиотечная система Знаниум

Тематическое планирование Химия

№	Ко- л- во ча- сов	Содержание материала	Домаш- нее зада- ние	Планируемые результаты обучения		Виды и формы контро- ля
				Предметные	Метапредметные	
1 семестр						
Тема 1. Основные понятия и законы.(6ч)						
1	2	Введение. Основные понятия химии	[1] §1,2	Характеризовать основные этапы развития органической химии, органическую химию с точки зрения предмета изучения. Формулировать определения, такие как изомерия, валентность, химическое строение, гомологический ряд. Формулировать основные положения теории А. М. Бутлерова, применять их в изучении органической химии.	Регулятивные Систематизировать знания используя заданные критерии. Познавательные Использовать различные источники информации с целью получения знаний. Коммуникативные Адекватно оценивать работу сверстников, высказывать точку зрения.	Б, ФО, Т
2	2	Основные законы химии.	[1] §3			РТ
3	2	Практическое занятие №1 «Расчеты по химическим формулам и уравнениям реакций»	[1] № 5,6,7,8 стр. 17			ПР
Тема 2. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева и строение атомов.(6ч)						
4	2	Лабораторная работа №1. Структура периодической системы химических элементов.	[1] § 1 № 4, стр. 22 Подготовка сообщения «Жизнь и деятельность Д.И. Менделеева»	Формулировать определения: атом, электроны, протоны, нейтроны, орбиталь, энергетический уровень, электронная конфигурация, валентность, квантовое число, период, группа, порядковый номер в таблице Д. И. Менделеева. Составлять электронную и графическую формулы атомов химических элементов разных семейств. Характеризовать химические элементы	Регулятивные Классифицировать информацию, используя разные источники. Познавательные Строить речевые высказывания на основе полученной информации. Коммуникативные Получать информацию, работая в коллективе.	ЛР №1

5	2	Строение атома. Изотопы. Строение электронных оболочек атомов элементов малых периодов.	[1] § 2 Самостоятельная работа: Составить электронную и графическую формулу элементов III периода	согласно положению их в Периодической системе Д. И. Менделеева. Предугадывать свойства атомов химических элементов согласно их положению в Периодической системе Д. И. Менделеева.		РТ, ИО
6	2	Строение электронных оболочек атомов элементов больших периодов S, P, d-элементы. Значение периодического закона.	[1] § 2, № 5,6, Стр.28			Б,СР
Тема 3.Строение вещества.(8ч)						
7	2	Ионная связь. Ковалентная химическая связь.	[1] Глава 3. §1,2 № 8 Стр.31 Подготовка теста «виды химической связи»	Формулировать определения: химическая связь, электронная пара, ионы, обменный и донорно-акцепторный механизмы, окисление, восстановление, кристаллическая решетка, электроотрицательность, диполь, полимеры, дисперсная система, массовая и объемная доли. Отличать типы химических связей согласно их особенностям: ионная, ковалентная полярная, ковалентная неполярная, металлическая, водородная. Выявлять значение различных агрегатных состояний веществ для быта, производства, живой природы. Производить расчеты массовой и объемной долей, массы, объема, количества ве-	Регулятивные Классифицировать понятия на основе определенных критериев. Познавательные Применять полученную информацию в различных областях науки и в жизни. Коммуникативные Формулировать речевые и письменные высказывания	СР, ФО, РТ
8	2	Металлическая связь. Агрегатные состояния веществ и водородная связь.	[1] § 3,4 № 3.4 стр.39			

				щества.		
9	2	Чистые вещества и смеси. Состав смесей. Объемная и массовая доля компонентов смесей, массовая доля примесей. Самостоятельная работа.	[1] § 5 № 8 Стр.48 Подготовка сообщения «косметические гели»	Дать характеристику важнейших представителей других классов органических соединений: метанол и этанол, сложные эфиры, жиры, мыла, альдегиды (формальдегид и ацетальдегид), кетоны (ацетон), карбоновые кислоты (уксусная кислота, для естественно-научного профиля представителей других классов кислот).	Регулятивные: уметь самостоятельно планировать пути достижения, самостоятельно определять цели деятельности, выбирать наиболее эффективные решения. Познавательные: составлять тезисы и конспект текста. Коммуникативные: коллективно формулировать цели и задачи урока	Б
10	2	Лабораторное занятие №2. Приготовление суспензии карбоната кальция в воде. Получение эмульсии моторного масла. Ознакомление со свойствами дисперсных систем		Определять принадлежность вещества к классу по особенностям структурного строения. Отличать общие и специфические реакции, характерные для данных классов органических соединений.		ФО, ЛР № 2
Тема 4. Вода. Растворы. Электролитическая диссоциация.(6ч.)						
11	2	Вода. Растворы. Растворение. Массовая доля растворенного вещества	[1] Глава 4	Знания об основных химических процессах и явлениях, о химических закономерностях и законах. Умение использовать интеллектуальные операции: анализ, синтез, обобщение, систематизация Умение составлять уравнения диссоциации кислот, солей и оснований.	Регулятивные Систематизировать знания и применять их в жизни. Познавательные Применять полученные знания в различных областях науки и жизни. Коммуникативные Работать в паре и в коллективе.	СР
12	2	Практическое занятие №2. Приготовление раствора заданной концентрации.	[1] § 2 № 1,2,3 Стр.63			ПР №2
13	2	Электролитическая диссоциация. Диссоциация кислот, солей и оснований. Лабораторное занятие №3. Реакция ионного обмена.				ИО, Т,ЛБ№3
Тема 5. Классификация неорганических соединений и их свойства.(8ч.)						

14	2	Лабораторное занятие №4. Кислоты и их свойства.	[1] Глава 5 § 1 № 4 Стр. 73 Подготовка кроссворда по теме «кислоты»	<p>Дать характеристику важнейших представителей классов неорганических веществ: кислоты, основания, соли, оксиды.</p> <p>Определять принадлежность вещества к классу по особенностям структурного строения.</p> <p>Отличать общие и специфические реакции, характерные для данных классов неорганических соединений</p>	<p>Регулятивные: уметь самостоятельно планировать пути достижения, самостоятельно определять цели деятельности, выбирать наиболее эффективные решения .</p> <p>Познавательные: составлять тезисы и конспект текста.</p> <p>Коммуникативные: коллективно формулировать цели и задачи урока</p>	ЛР№4
15	2	Лабораторное занятие №5. Основания и их свойства.	[1] § 2 № 4 Стр.77			ЛР№5
16	2	Лабораторная работа №6. Соли, их свойства. Гидролиз солей.	[1] § 3,4 № 4 Стр.82 Подготовка сообщения «История стекла»			ЛР№6
17	2	Контрольная работа. Оксиды. Классификация оксидов. Химические свойства, получение.	[1] § 5 № 7 Стр.921			КР
2 семестр						
Тема 6. Химические реакции.(6ч.)						
1	2	Классификация химических реакций. Окислительно-восстановительные реакции. Самостоятельная работа.	[1]Глава 6 § 1 №7,8 Стр.98 Самостоятельная	<p>Формулировать понятие о химической реакции, ее результатах, основные определения.</p> <p>Характеризовать различные типы химических реакций: реакции разложения, замещения, соединения, обмена, присоединения, горения.</p>	<p>Регулятивные Классифицировать информацию опираясь на заданные критерии.</p> <p>Познавательные Строить речевое высказывание на основе полученной информации.</p> <p>Коммуникативные</p>	СМ,РТ

			работа «Составить уравнения окислительно-восстановительных реакций»	<p>Моделировать последствия протекания реакций на основании принадлежности ее к определенному типу.</p> <p>Производить расчеты параметров химических реакций.</p> <p>Выявлять сходства и отличия в реакциях органических и неорганических веществ.</p>	Получать информацию, работая в коллективе.	
2	2	Лабораторная работа №7. Скорость химических реакций. Зависимость скорости химических реакций от различных факторов.	[1]§ 3 №5 Стр.105			ЛР №7
3	2	Обратимость химических реакций. Химическое равновесие.	[1]§ 4			Т,ФО, Б
Тема 7. Металлы и неметаллы.(6ч.)						
4	2	Лабораторная работа №8. Рассмотрение образцов металлов, Взаимодействие металлов с растворами солей. Металлы. Особенности строения. Химические и физические свойства. Общие свойства получения металлов.	[1]Глава 7. № 1,2,3 5(а,б) Стр.120 Подготовить сообщение «роль металлов в истории	<p>Формулировать определения: химическая связь, электронная пара, ионы, окисление, восстановление, кристаллическая решетка.</p> <p>Выявлять значение различных агрегатных состояний веществ для быта, производства, живой природы.</p> <p>Отличать общие и специфические реакции характерные для металлов и неметаллов.</p>	<p>Регулятивные Классифицировать понятия на основе определенных критериев.</p> <p>Познавательные Применять полученные знания в различных областях науки и жизни.</p> <p>Коммуникативные Формулировать речевые и письменные высказывания.</p>	ЛР №8

			челове- ческой цивили- зации»			
5	2	Неметаллы. Особенности строения. Окислительные и восстановительные свойства.	[1]§ 4 № 3,4 Стр.123			ФО, РТ
6	2	Практическое занятие №3. Решение экспериментальных задач на распознавание неорганических веществ.	[1]Работ а №3 Стр.224			ПР
Тема 8. Основные понятия органической химии и теория Строения органических соединений.(4ч.)						
7	2	Лабораторная работа №9. Изготовление моделей молекул органических веществ. Предмет органической химии и теория строения органических соединений А.М. Бутлерова.	[1]Опыт 24,стр.23 8 Глава 8 § 1	Характеризовать основные этапы развития органической химии, органическую химию с точки зрения предмета изучения. Формулировать определения, такие как изомерия, валентность, химическое строение, гомологический ряд. Формулировать основные положения теории А. М. Бутлерова, применять их в изучении органической химии.	Регулятивные Систематизировать знания используя заданные критерии. Познавательные Использовать различные источники информации с целью получения знаний. Коммуникативные Адекватно оценивать работу сверстников, высказывать точку зрения.	ЛР №9, Б
8	2	Классификация органических веществ и классификация реакций в органической химии.	[1]§ 2,3 № 2 Стр.145 Составить таблицу «Классификация органических веществ»			СР
Тема 9. Углеводороды и их природные источники (10 ч)						

9	2	Алканы. Гомологический ряд, номенклатура, химические свойства, применение.	[1]Глава 9 § 1 № 1,2,3 Стр.157 Составить тест по теме «Алканы»	<p>Формулировать определения: углеводороды, общая формула, структурная и молекулярная формулы, алканы, алкены, алкадиены, алкины, арены.</p> <p>Характеризовать алканы с точки зрения строения молекул: структурной и молекулярной формул.</p> <p>Характеризовать классы углеводородов с точки зрения особенностей строения их молекул.</p>	<p>Регулятивные Классифицировать информацию, используя разные источники.</p> <p>Познавательные Анализировать наглядные явления и информацию вербальной и письменной формы.</p> <p>Коммуникативные Давать адекватную оценку работе сверстника, принимать участие в коллективной деятельности.</p>	С
10	2	Алкены. Гомологический ряд, номенклатура, химические свойства, применение.	§ 2 № 1,2 Стр.162	<p>Прогнозировать химические свойства веществ согласно принадлежности их к классам углеводородов.</p> <p>Определять принадлежность вещества к классу по особенностям структурного строения.</p>		Б, РТ
11	2	Диены и каучуки.	[1]§ 3 Подготовить сообщение «История каучука»	<p>Формулировать сходства и отличия свойств соединений разных классов, применяют их в определении углеводородов.</p> <p>Отличать общие и специфические реакции, характерные для данных классов углеводородов.</p>		РТ, ИО,
12	2	Алкины и арены.	[1]§ 4,5 № 5 Стр.171 «Составление таблицы – сравнительная характеристика углеводородов»	<p>Характеризовать применение углеводородов на основе соответствующих им свойств.</p>		Т, Б
13	2	Лабораторная работа №10. Природные источники углеводородов. Ознакомление с коллекцией образцов нефти.	[1]§ 6 Вопросы 1-7 Стр.184			ЛР №10
Тема 10. Кислородсодержащие органические соединения(10 ч.)						

14	2	Спирты и фенолы.	[1]Глава 10 § 1,2 Подготовить сообщение «Этанол-величайшее благо и страшное зло»				С
15	2	Лабораторная работа №11. Свойства одноатомных и многоатомных спиртов.	[1]Опыт 27,29 Стр.239	<p>Формулировать определения: функциональная группа, спирты, альдегиды, карбоновые кислоты, эфиры, углеводы.</p> <p>Определять принадлежность вещества к классу по наличию функциональной группы.</p> <p>Характеризовать способы получения различных кислородсодержащих органических соединений.</p> <p>Формулировать выводы протекания химических явлений и реакций.</p> <p>Применение знаний об органических соединениях в повседневной жизни.</p> <p>Формулировать значение кислородсодержащих соединений для живой природы.</p>	<p>Регулятивные Формулировать выводы к различным явлениям, опираясь на полученную информацию.</p> <p>Познавательные Применять полученную информацию в различных областях науки и в жизни.</p> <p>Коммуникативные Выступать со своей точкой зрения перед коллективом</p>		ЛР №11
16	2	Лабораторная работа №12. Изучение свойств альдегидов и карбоновых кислот	[1]Опыт 32,стр. 240 § 4,5,				ЛР №12
17	2	Сложные эфиры и жиры.Мыла	[1]§ 5 стр206 № 1-4				ТЗ
18	2	Лабораторная работа №13. Углеводы; их классификация	[1]Опыт 35,36 стр.241 § 6 № 1-7 стр.212				ЛР №13

Тема 11. Азотсодержащие органические соединения. Полимеры.(8 ч.)

19	2	Амины. Аминокислоты.		<p>Формулировать определения: функциональная группа, амины, аминокислоты, ферменты.</p> <p>Определять принадлежность вещества к классу по наличию функциональной группы.</p> <p>Характеризовать способы получения различных азотсодержащих органических соединений.</p>	<p>Регулятивные: уметь самостоятельно планировать пути достижения, самостоятельно определять цели деятельности, выбирать наиболее эффективные решения .</p> <p>Познавательные: составлять тезисы и конспект текста.</p> <p>Коммуникативные: коллективно формулировать цели и задачи урока</p>	Б,ФО
20	2	<p>Лабораторная работа №14.</p> <p>Белки, химические свойства.</p>	<p>Формулировать выводы протекания химических явлений и реакций.</p> <p>Применение знаний об органических соединениях в повседневной жизни.</p> <p>Формулировать значение азотсодержащих соединений для живой природы.</p>	ЛР №14		
21	2	<p>Практическое занятие №4.</p> <p>Распознавание пластмасс и волокон..</p>	<p>Формулировать определения: полимеры, волокна, термопласты, реактопласты, пластмасса, синтетические каучуки.</p> <p>Отличать различные полимеры по внешним признакам и особенностям протекания химических явлений.</p> <p>Формулировать значение искусственных и синтетических полимеров для окружающей среды, быта и живой природы.</p>	<p>Регулятивные</p> <p>Систематизировать знания и применять их в жизни.</p> <p>Познавательные</p> <p>Применять полученные знания в различных областях науки и жизни.</p> <p>Коммуникативные</p> <p>Работать в паре и в коллективе.</p>	ПР	
22	2	Дифференцированный зачет				

При оформлении рабочей программы были использованы следующие условные обозначения:

КР-контрольная работа Б-беседа ФО-фронтальный опрос

Т-тест РТ-работа в тетради

СР- самостоятельная работа ИО-индивидуальный опрос

ПР – практическая работа ЛР – лабораторная работа, С – семинар, ТЗ – творческое задание

Описание материально-технической базы

Аудитория № 212(1) - учебная аудитория для проведения теоретических занятий (уроков), практических занятий, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации. Кабинет химии и биологии.

Оснащенность: Комплект учебной мебели: столы, стулья, доска, шкафы. Переносной мультимедийный проектор, ноутбук переносной, Libre Office Свободно распространяемое ПО, Free Conference Call (свободная лицензия), Zoom (свободная лицензия).

Перечень химических реактивов по номенклатуре. Перечень коллекции. Прибор для получения газов. Набор стеклянной посуды (пробирки, колбы, стаканы). Набор спиртовок. Инструкционные карты к лабораторным работам. Стенды.

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И МАТЕРИАЛЬНО- ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ПРОГРАММЫ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ «ХИМИЯ»

Освоение программы учебной дисциплины «Химия» предполагает наличие в профессиональной образовательной организации, реализующей образовательную программу среднего общего образования в пределах освоения ОПОП СПО на базе основного общего образования, кабинета химии с лабораторией и лаборантской комнатой, в котором имеется возможность обеспечить свободный доступ в Интернет во время учебного занятия и в период внеучебной деятельности обучающихся.

Помещение кабинета должно удовлетворять требованиям санитарно-эпидемиологических правил и нормативов (СанПиН 2.4.2 № 178-02), и оснащено типовым оборудованием, указанным в настоящих требованиях, в том числе специализированной учебной мебелью и средствами обучения, достаточными для выполнения требований к уровню подготовки обучающихся.

Оснащение кабинета:

- коллекция химических веществ;
- видеоматериалы;
- весы аналитические;
- микроскоп;
- химическая посуда (пробирки, колбы, стаканы, цилиндры, стеклянные палочки);
- реактивы (кислоты, щелочи, соли, оксиды);
- мультимедийный проектор

В состав учебно-методического кабинета химии входят:

- многофункциональный комплекс преподавателя;
- методические разработки;
- дидактические материалы;
- тесты;

- практические и лабораторные работы;
- печатные и экранно-звуковые средства обучения;
- средства новых информационных технологий;
- перечни основной и дополнительной учебной литературы;

Проведение учебного процесса может быть организовано с использованием ЭИОС университета и в цифровой среде (группы в социальных сетях, электронная почта, видеосвязь и другие платформы). Учебные занятия с применением дистанционных образовательных технологий (ДОТ) проходят в соответствии с утвержденным расписанием. Текущий контроль и промежуточная аттестация обучающихся проводится с применением ДОТ.

Методические материалы

Фронтальный опрос, устный опрос, беседа, работа у доски

При индивидуальном опросе преподаватель вызывает обучающегося к доске, которой обучающийся пользуется для того, чтобы сделать необходимые записи. Ответ обучающегося выслушивает вся группа. Ошибки, допущенные обучающимся, коллективно анализируются и исправляются. Фронтальный опрос заключается в вызове многих обучающихся для ответа на вопросы по разделам химии, требующие небольшого по объему ответа (например, определение жанра и формы сочинения, его автора и т. п.). Чаще всего опрос проводится для проверки материала, который нужно запомнить или без которого невозможно успешное продвижение вперед в изучении дисциплины.

Целью устного собеседования являются обобщение и закрепление изученного материала по разделам химии. При подготовке следует использовать лекционный материал и учебную литературу. Следует внимательно прочесть свой конспект лекции по изучаемой теме и рекомендуемую литературу. При этом важно научиться выделять самое главное и сосредотачивать на нем основное внимание при подготовке. С незнакомыми терминами и понятиями следует ознакомиться в предлагаемом глоссарии, словаре или энциклопедии. Ответ на каждый вопрос должен быть доказательным и аргументированным, обучающемуся нужно уметь отстаивать свою точку зрения. Обучающемуся надлежит хорошо подготовиться, чтобы иметь возможность грамотно и полно ответить на заданные ему вопросы, суметь сделать выводы и показать значимость данной проблемы для изучаемого материала. Но для того чтобы правильно и четко ответить на поставленный вопрос, необходимо правильно уметь пользоваться учебной и дополнительной литературой.

Тест по химии

Как и любая другая форма подготовки к контролю знаний, тестирование имеет ряд особенностей, знание которых помогает успешно выполнить тест. Можно дать следующие методические рекомендации:

- Прежде всего, следует внимательно изучить структуру теста, оценить объем времени, выделяемого на данный тест, увидеть, какого типа задания в нем содержатся. Это поможет настроиться на работу.

- Лучше начинать отвечать на те вопросы, в правильности решения которых нет сомнений, пока не останавливаясь на тех, которые могут вызвать долгие раздумья. Это позволит успокоиться и сосредоточиться на выполнении более трудных вопросов.

- Очень важно всегда внимательно читать задания до конца, не пытаясь понять условия «по первым словам» или выполнив подобные задания в предыдущих тестированиях. Такая спешка нередко приводит к досадным ошибкам в самых легких вопросах.

- Если Вы не знаете ответа на вопрос или не уверены в правильности, следует пропустить его и отметить, чтобы потом к нему вернуться.

- Психологи также советуют думать только о текущем задании. Как правило, задания в тестах не связаны друг с другом непосредственно, поэтому необходимо концентрироваться на данном вопросе и находить решения, подходящие именно к нему. Кроме того, выполнение этой рекомендации даст еще один психологический эффект – позволит забыть о неудаче в ответе на предыдущий вопрос, если таковая имела место.

- Многие задания можно быстрее решить, если не искать сразу правильный вариант ответа, а последовательно исключать те, которые явно не подходят. Метод исключения позволяет в итоге сконцентрировать внимание на одном-двух вероятных вариантах.

- Рассчитывать выполнение заданий нужно всегда так, чтобы осталось время на проверку и доработку (примерно 1/3-1/4 запланированного времени). Тогда вероятность ошибок сводится к нулю и имеется время, чтобы набрать максимум баллов на легких заданиях и сосредоточиться на решении более трудных, которые вначале пришлось пропустить.

- Процесс угадывания правильных ответов желательно свести к минимуму, так как это чревато тем, что обучающийся забудет о главном: умении использовать имеющиеся накопленные в учебном процессе знания, и будет надеяться на удачу. Если уверенности в правильности ответа нет, но интуитивно появляется предпочтение, то психологи рекомендуют доверять интуиции, которая считается проявлением глубинных знаний и опыта, находящихся на уровне подсознания.

При подготовке к тесту по химии не следует просто заучивать, необходимо понять логику изложенного материала. Этому немало способствует составление развернутого плана, таблиц, схем, внимательное изучение материала. Большую помощь оказывают опубликованные сборники тестов, Интернет-тренажеры, позволяющие, во-первых, закрепить знания, во-вторых, приобрести соответствующие психологические навыки саморегуляции и са-

моконтроля. Именно такие навыки не только повышают эффективность подготовки, позволяют более успешно вести себя во время выполнения теста, но и вообще способствуют развитию навыков мыслительной работы.

Контрольная работа (самостоятельная работа, работа с карточками) по химии

Контрольная работа (самостоятельная работа, работа с карточками) является одной из составляющих учебной деятельности обучающегося по овладению знаниями. К ее выполнению необходимо приступить только после изучения разделов химии.

Целью контрольной работы (самостоятельной работы) является определения качества усвоения лекционного материала и части дисциплины, предназначенной для самостоятельного изучения.

Задачи, стоящие перед обучающимся при подготовке и написании контрольной работы (самостоятельной работы):

1. закрепление полученных ранее теоретических знаний;
2. выработка навыков самостоятельной работы;
3. выяснение подготовленности обучающегося к будущей практической работе.

Контрольные работы (самостоятельные работы) выполняются в аудитории, под наблюдением преподавателя. Тема контрольной работы (самостоятельной работы) известна и проводится она по сравнительно недавно изученному материалу.

Преподаватель готовит задания либо по вариантам, либо индивидуально для каждого обучающегося. По содержанию работа может включать теоретический материал, задачи, тесты, расчеты и т.п. выполнению контрольной работы предшествует инструктаж преподавателя.

Ключевым требованием при подготовке контрольной работы (самостоятельной работы) выступает творческий подход, умение обрабатывать и анализировать информацию, делать самостоятельные выводы, обосновывать целесообразность и эффективность предлагаемых рекомендаций и решений проблем, чётко и логично излагать свои мысли. Подготовку контрольной работы (самостоятельной работы) следует начинать с повторения соответствующего раздела по химии, учебных пособий по данной теме и конспектов лекций.

Семинар по химии

Семинар – вид групповых занятий по какой-либо научной, учебной и другой проблеме, обсуждение участниками заранее подготовленных сообщений, докладов и т.п.

Выступление может быть двух видов: специально подготовленное и спонтанное, к которому специально не готовятся, но в ходе обсуждения по-

является желание дополнить или исправить сказанное кем-то. В обоих случаях требования к выступлению одни и те же.

Основные требования к выступлению коротко можно выразить следующими словами: 1) иметь, что сказать; 2) уметь сказать; 3) успеть сказать. Рассмотрим каждое из этих требований.

1) К выступлению нужно готовиться заранее, подбирая соответствующий материал по химии с использованием разных источников. При этом следует выделить основную мысль. Она не должна затеряться во множестве произносимых фраз. Если Вы хотите выступить по большому вопросу, где будет несколько проблем, то лучше всего составить план. Это нужно для того, чтобы Вы от волнения не сбились, не перепутали последовательность изложения материала химии. Если нарушается последовательность, то выступление может быть бездоказательным, без соблюдения логики и, возможно, не совсем понятным для окружающих. В данном случае теряется восприятие всей проблемы в целом. Такое выступление будет состоять из отдельных фрагментов, мало связанных между собой.

Если Вы выступаете, основываясь на своих записях, то следует соблюдать следующие правила:

а) Конспект не должен быть написан мелким почерком от края до края страницы. В противном случае Вы сами не сможете быстро найти нужный материал из разделов химии.

б) В конспекте должны быть выделены «красные» строки, отделяющие одну мысль от другой, четко выделены цифры, даты. Лучше будет, если Вы воспользуетесь разными цветами авторучки, подчеркивая и обозначая нужные факты специальными знаками. Это необходимо для того, чтобы Вы, опустив взгляд на страницу, сразу нашли нужную дату, слово, факт.

в) Слева от текста лучше оставлять поля. Это делается для того, чтобы Вы могли делать на них записи, которые будут дополнять и соответствовать тому материалу, который записан на данной странице. Это дополнение Вы не потеряете, не перепутаете с другими фактами и будете знать, к какому вопросу оно относится. Сделанный вами план или конспект должен работать на Вас, а не против Вас.

2) За небольшой промежуток времени Вы должны сказать то, что наметили и должны сделать это так, чтобы все Вас услышали и поняли. Поэтому выступление должно быть кратким, емким, живым. Вы должны говорить громко, четко, правильно делать ударения, знать смысл произносимых слов. Если встречаются трудные для Вас слова, то следует потренироваться заранее, но добиться их правильного произношения.

3) На практических занятиях по химии следует подумать о том, чтобы дать возможность высказаться всем желающим. А это возможно только в том случае, если Вы хорошо подготовитесь к выступлению с соблюдением всех рекомендаций.

Длинные паузы и чтение текста не допустимы. В конспект можно только взглянуть, чтобы найти нужное место, где вы остановились и, не задержива-

ясь, продолжить выступление. После каждого выступления делается вывод, в котором подводится итог по конкретной проблеме или вопросу.

Вы должны научиться рассказывать так, чтобы вас слушали и понимали. Постоянная работа над собой может дать хорошие результаты. Самый лучший результат – когда высказанная вами мысль дошла до ума и сердца ваших слушателей.

Творческое задание (заполнение таблицы, работа в тетради)

Составление сводной (обобщающей) таблицы по теме – это вид самостоятельной работы по систематизации объёмной информации, которая сводится (обобщается) в рамки таблицы. В рамках сводной таблицы могут наглядно отображаться как разделы одной темы (одноплановый материал), так и разделы разных тем (многоплановый материал). Такие таблицы создаются как помощь в изучении большого объема учебного материала, желая придать ему оптимальную форму для запоминания.

Часть материала по составлению сводной таблицы может быть определена преподавателем (какие объекты, процессы и по каким критериям сравнивать), а другая часть материала подбирается Вами самостоятельно после изучения соответствующего учебного материала из разделов химии.

Преподаватель может также определить только объекты сравнения, а Вам будет необходимо самостоятельно определить по каким критериям Вы будете проводить сравнение указанных объектов.

Алгоритм самостоятельной работы по составлению сводной (обобщающей) таблицы:

1. Внимательно прочитайте учебный материал по изучаемой теме химии.
2. Проанализируйте учебный материал, выявите необходимые и достаточные для заполнения сравнительной таблицы сведения (характерные признаки, черты, виды и т.д.).
3. Ознакомьтесь с образцом оформления таблицы (при наличии).
4. Продумайте и начертите сетку таблицы. Обозначьте заголовки граф таблицы.
5. Заполните таблицу.

Содержание таблицы полностью должно соответствовать заданной теме. Не следует вносить излишнюю информацию, не принадлежащую рассматриваемой теме.

Представленный материал из разделов химии должен быть кратко и лаконично сформулирован.

Не допускайте пустых незаполненных граф.

6. Проверьте структурированность материала, наличие логической связи изложенной информации.

Оценочные материалы при формировании рабочей программы

Дисциплины БД.7 Химия

Планируемые результаты освоения дисциплины

В результате изучения дисциплины БД 7. Химия.

Обучающийся научится:

- раскрывать на примерах роль химии в формировании современной научной картины мира и в практической деятельности человека;
- демонстрировать на примерах взаимосвязь между химией и другими естественными науками;
- раскрывать на примерах положения теории химического строения А.М. Бутлерова;
- понимать физический смысл Периодического закона Д.И. Менделеева и на его основе объяснять зависимость свойств химических элементов и образованных ими веществ от электронного строения атомов;
- объяснять причины многообразия веществ на основе общих представлений об их составе и строении;
- применять правила систематической международной номенклатуры как средства различения и идентификации веществ по их составу и строению;
- составлять молекулярные и структурные формулы органических веществ как носителей информации о строении вещества, его свойствах и принадлежности к определенному классу соединений;
- характеризовать органические вещества по составу, строению и свойствам, устанавливать причинно-следственные связи между данными характеристиками вещества;
- приводить примеры химических реакций, раскрывающих характерные свойства типичных представителей классов органических веществ с целью их идентификации и объяснения области применения;
- прогнозировать возможность протекания химических реакций на основе знаний о типах химической связи в молекулах реагентов и их реакционной способности;
- использовать знания о составе, строении и химических свойствах веществ для безопасного применения в практической деятельности;
- приводить примеры практического использования продуктов переработки нефти и природного газа, высокомолекулярных соединений (полиэтилена, синтетического каучука, ацетатного волокна);
- проводить опыты по распознаванию органических веществ: глицерина, уксусной кислоты, непредельных жиров, глюкозы, крахмала, белков – в составе пищевых продуктов и косметических средств;
- владеть правилами и приемами безопасной работы с химическими веществами и лабораторным оборудованием;
- устанавливать зависимость скорости химической реакции и смещения химического равновесия от различных факторов с целью определения оптимальных условий протекания химических процессов;
- приводить примеры гидролиза солей в повседневной жизни человека;

- приводить примеры окислительно-восстановительных реакций в природе, производственных процессах и жизнедеятельности организмов;
- приводить примеры химических реакций, раскрывающих общие химические свойства простых веществ – металлов и неметаллов;
- проводить расчеты нахождение молекулярной формулы углеводорода по продуктам сгорания и по его относительной плотности и массовым долям элементов, входящих в его состав;
- владеть правилами безопасного обращения с едкими, горючими и токсичными веществами, средствами бытовой химии;
- осуществлять поиск химической информации по названиям, идентификаторам, структурным формулам веществ;
- критически оценивать и интерпретировать химическую информацию, содержащуюся в сообщениях средств массовой информации, ресурсах Интернета, научно-популярных статьях с точки зрения естественно-научной корректности в целях выявления ошибочных суждений и формирования собственной позиции;
- представлять пути решения глобальных проблем, стоящих перед человечеством: экологических, энергетических, сырьевых, и роль химии в решении этих проблем.

Обучающийся получит возможность научиться:

- иллюстрировать на примерах становление и эволюцию органической химии как науки на различных исторических этапах ее развития;
- использовать методы научного познания при выполнении проектов и учебно-исследовательских задач по изучению свойств, способов получения и распознавания органических веществ;
- объяснять природу и способы образования химической связи: ковалентной (полярной, неполярной), ионной, металлической, водородной – с целью определения химической активности веществ;
- устанавливать генетическую связь между классами органических веществ для обоснования принципиальной возможности получения органических соединений заданного состава и строения;
- устанавливать взаимосвязи между фактами и теорией, причиной и следствием при анализе проблемных ситуаций и обосновании принимаемых решений на основе химических знаний.

1 семестр

Практическое занятие №1 по теме: «Расчеты по химическим формулам и уравнениям реакций»

Цель работы: научиться делать расчёты по химическим формулам и уравнениям.

Оборудование: учебники, таблицы

1. Варианты заданий для практической работы:

1. При взаимодействии металлического натрия с водой выделилось 280 мл водорода. Сколько граммов натрия вступило в реакцию?

2. Какой объём этилена получится при дегидратации этилового спирта, масса которого 32,2 г.?

3. Найти массу аммиака, объём которого равен $33,6 \text{ м}^3$.

4. Сколько молекул содержится в 11 г. углекислого газа?

5. Найти массу $15 \cdot 10^{23}$ молекул кислорода.

6. Какое количество гидроксида калия потребуется для нейтрализации 0,3 моля сероводорода?

2. Пояснение к работе:

Формулы по химии

1. Масса

$$m = M \cdot n$$

2. Объём

$$V = V_m \cdot n, \text{ где } V_m (\text{молярный объём}) = 22,4 \text{ л}$$

3. Число молекул

$$N = N_A \cdot n, \text{ где } N_A (\text{Авогадро}) = 6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль}$$

4. Количество вещества (моль)

$$n = m/M; n = V / V_m; n = N / N_A$$

5. Молярная масса

$$M = m/n \text{ (г/моль);}$$

Пример

По уравнению реакции $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$

рассчитайте объём кислорода (н.у.), необходимого для полного сгорания 1,2 г магния.

Дано:	$m = 1,2 \text{ г}$	$V = x$		
$m(\text{Mg}) =$	2Mg	$+$	O_2	$= 2\text{MgO}$
1,2г				
Найти:	$n = 2 \text{ моль}$	$n = 1 \text{ моль}$		
$V(\text{O}_2) = ?$	$M = 24 \text{ г/моль};$			
	$V_m = 22,4 \text{ л/моль}$			
	$m = 48 \text{ г}$	$V = 22,4 \text{ л}$		

$$1,2/48 = x/22,4$$

$$x = 1,2 \cdot 22,4 / 48 = 0,56 \text{ л}$$

Ответ: 0,56 л

3. Содержание отчёта

Отчёт должен содержать:

1. Название работы.

2. Цель работы.

3. Задание.

4. Формулы расчёта.

5. Необходимые расчёты.

6. Вывод по работе.

Лабораторная работа №1.

Структура периодической системы химических элементов.

Цель: Смоделировать периодическую таблицу Д.И. Менделеева и найти закономерности

в изменении свойств химических элементов.

Студент должен:

Знать: периодический закон и периодическую систему химических элементов Д.И. Менделеева; характеристику химических элементов по таблице Д.И. Менделеева: основные закономерности изменения свойств химических элементов в группах и периодах.

Уметь: давать характеристику химических элементов по таблице Д.И. Менделеева записывать схемы строения атомов химических элементов, электронные формулы, их графическое изображение.

Теоретическое обоснование

В 1896 году Д.И. Менделеев открыл периодический закон химических элементов: *«Свойство простых тел, а так же формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных весов элементов».*

За основу периодической системы он берет не только атомную массу, но и химические свойства элементов.

Изменение химических свойств при последовательном переходе от элемента к элементу происходит посредством отрицания. Внутри периода происходит отрицание одних свойств (металлических) другими, прямо противоположными (неметаллическими).

Каждый период завершается благородным элементом, который так же является отрицанием предыдущего.

Новый период начинается с элемента, как бы повторяющего свойства предшествующего, но это повторение происходит на иной, более высокой основе.

В периодической системе видно, как количественные изменения (атомная масса) приводят к качественным (химические свойства) и, дойдя до определенного предела, незначительное изменение количества приводит к резкому изменению качества - скачку, например от F к Ne, от Ne к Na.

Таким образом, свойства химических элементов по мере возрастания их атомных масс имеют периодический характер.

Периодический закон был оформлен Д.И. Менделеевым в виде периодической системы элементов.

Период - это горизонтальный ряд элементов, в котором свойства изменяются от типичного металла до типичного неметалла и заканчиваются благородным газом (за исключением пока седьмого периода).

Группа - вертикальная группировка элементов, в которой один под другим размещены сходные между собой элементы.

В современной периодической системе всего восемь групп. Каждая из них делится на главную и побочную подгруппы.

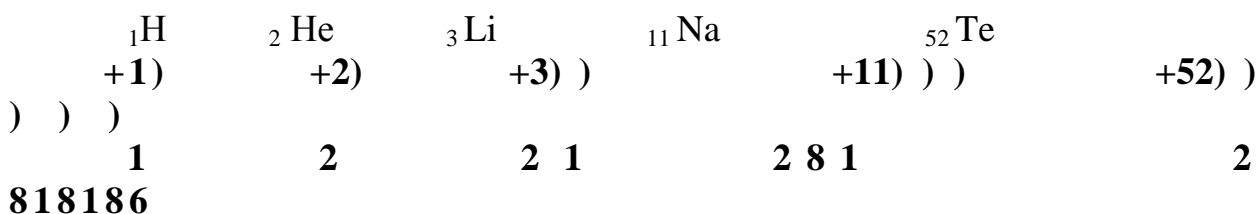
Главные подгруппы образованы вертикальными рядами элементов, начинающихся с элементов малых периодов, в которых сверху вниз нарастают металлические свойства.

Побочные подгруппы составляют только элементы больших периодов, все они являются металлами и объединяются по сходным признакам.

В 1911 году Резерфорд высказал гипотезу о планетарном строении атома. Согласно этой гипотезе атом представляет собой систему из очень малого по размерам ядра (10^{-12} - 10^{-13} см), вокруг которого по круговым орбитам движется такое число электронов, что они своим отрицательным зарядом нейтрализуют положительный заряд ядра. Д.Д. Иваненко и Е.Н. Гапон и одновременно В.Гейзенберг в 1932 году предложили **протонно-нейтронную теорию** строения атомного ядра. Согласно этой теории атомные ядра состоят из протонов и нейтронов. Так как масса электронов в атоме очень мала, поэтому разности между атомной массой и массой протонов определяется число нейтронов. Массовое число определяет общее число протонов и нейтронов, а порядковый номер - число протонов в ядре и электронов в атоме.

В 1913 году датский ученый Н.Бор на основе квантовой теории излучения М.Планка развил **квантовую теорию строения атома**. В основу своей теории Бор положил следующие постулаты: электрон может двигаться вокруг ядра атома на по любым орбитам, а только по вполне определенным, дозволенным.

Обозначая орбиту дугой, а число электронов цифрами, схемы атомов по **Косселю** можно изобразить так: Пример:



При движении электронов по этим дозволенным орбитам атом не излучает энергию, излучение и поглощение энергии происходит при переходе электрона с одной орбиты на другую. При этом энергия излучения меняется порциями, или квантами.

Положению электрона на каждой из стационарных орбит соответствует определенный запас энергии атома. Когда электрон движется по первой орбите, прочность его связи с ядром максимальная, а запас энергии минимальный. Такое состояние атома называется **нормальным**.

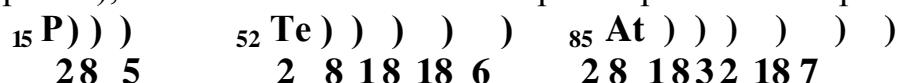
Если подвести энергию к атому, то электрон переместится на одну из более удаленных орбит; при этом прочность связи его с ядром уменьшится, а

запас энергии атома увеличится. Такое состояние атома называется **возбужденным**.

Для характеристики орбиты Бор ввел *квантовое число*, впоследствии получившее название *главного n*. Число орбит элемента определяется номером периода. Так как периодов семь, то различают 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7-й уровни энергии, которые называют также квантовыми слоями.

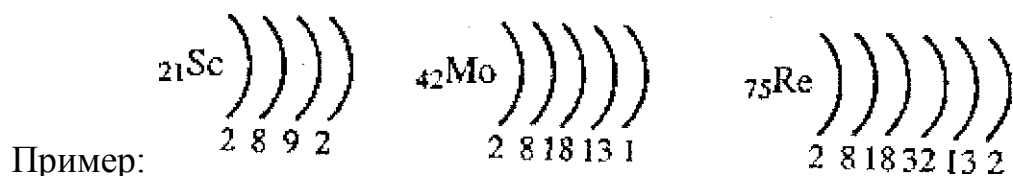
Общее число электронов в квантовом слое (энергетическом уровне) соответствует $2n$, где n - номер слоя.

У элементов главных подгрупп число электронов на последнем квантовом слое равно номеру группы, предпоследний слой - законченный (2,8,18 электронов), на остальных число электронов равно $2n^2$. Пример:



У элементов побочных подгрупп число электронов на последнем квантовом слое равно двум (исключение **Си, Ag, Au, Nb, Mo, Cr, Ru, Rh, Pt — 1 электрон**, у **Pd — 0**),

предпоследний квантовый слой не закончен, на остальных составляет $2n^2$.



Электрон может находиться в любой точке пространства вокруг ядра. Поэтому квантовая механика вводит понятие *электронного облака*. Электронное облако может иметь разную геометрическую форму. У атома водорода, обладающего одним электроном, орбиталь сферически симметрична и называется **1s — орбиталью** (1 -квантовое число, s - тип орбитали). Так называемые орбитали первого типа — **s-орбитали**. Орбитали второго типа- **p-орбитали** являются вытянутыми. Область нахождения электрона - то по одну, то по другую сторону от ядра. Эти смежные облака образуют вместе нечто вроде гантели.

Орбитали третьего типа — **d — орбитали** имеют более сложную форму - они представляют собой как бы две скрещенные гантели, а **f-орбитали** образуют еще более сложные облака (орбитали четвертого типа).

Пример:



Форма электронного облака определяется вторым орбитальным квантовым числом l , состояние электрона при различных значениях l называют *энергетическими подуровнями* электрона в атоме и обозначают буквами *s, p, d, f*. Максимальное число электронов, размещающихся на каждом подуровне, равно:

S - 2 электрона (s^2);

p - 6 электронов (p^6);

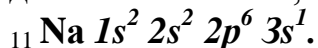
d - 10 электронов (d^{10});

f - 14 электронов (f^{14});

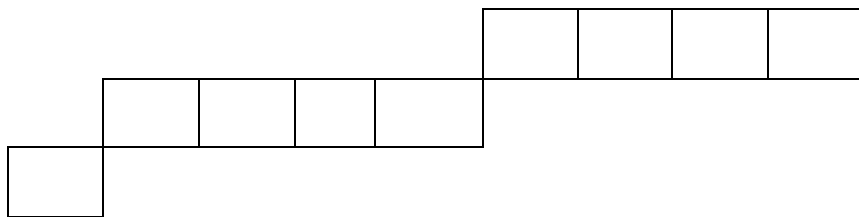
распределение электронов в атомах по энергетическим уровням и подуровням

изображают в виде так называемых *электронных формул* (электронных конфигураций).

Например, электронная формула (конфигурация) атома натрия, занимающего 11-е место в периодической системе, выразится так:



Структуру электронных оболочек атомов часто изображают графически при помощи *энергетических ячеек* (электронных структур).



Каждый электрон обладает еще и внутренним движением. Эффект, вызванный внутренним движением электрона вокруг собственной оси, характеризуется четвертым

квантовым числом - *спиновым* m_s это вращение электрона может иметь два противоположных направления: по часовой стрелке и против часовой стрелки.

Таким образом, атом состоит из ядра и электронов, ядро - из протонов и нейтронов.

+

Число электронов e и протонов p , а также заряд ядра определяются порядковым номером элемента (установлен Мозелем в 1913 году), а число ней-

тронов p - по разности между атомной массой и порядковым номером например:

для атома ^{15}P - $15 p^+$, $15 e^-$ и $31-15 = 16 p^0$

Элементы в периодической системе Д.И. Менделеева расположены строго последовательно в порядке возрастания заряда ядер их атомов. Величина положительного заряда атомного ядра, возрастает от элемента к элементу на единицу. Эти количественные изменения обуславливают качественные изменения, повторение свойств в новом периоде происходит на более высокой основе. Поэтому периодический закон Д.И. Менделеева в настоящее время формулируется так:

Свойства химических элементов находятся в периодической зависимости от заряда их атомных ядер.

Ход работ:

1. Изучить теоретическое обоснование.
2. Выполнить предложенные задания.
3. Составить отчет.

Задание № 1

Расположить химические элементы 2,3,4 периодов в порядке возрастания относительных атомных масс, разделить их на ряды, начинающиеся щелочным металлом и заканчивающиеся инертным газом.

Выявить:

- 1) Закономерности изменения свойств химических элементов в рядах, объяснить почему.
- 2) Закономерности изменения валентности в кислородных соединениях химических элементов, объяснить
- 3) Закономерности изменения валентности по в водородных соединениях химических элементов.

Задание № 2

Ряды химических элементов в которых свойства изменяются последовательно (металлические усиливаются, а неметаллические ослабевают) расположить друг под другом.

Выявить:

- 1) Закономерности изменения свойств химических элементов от периода к периоду, объяснить почему.
- 2) Определить группы сходных элементов.

Задание № 3

Записать схемы строения атомов химических элементов, электронные формулы и их графическое изображение, дать общую характеристику химических элементов периодической таблицы Д.И. Менделеева.

Таблица 1. Варианты заданий

Характеристики	I в	II в	III в	IV в	V в	VI в	VII в
	алюми-	кремний	сера	цинк	кальций	бром	фосфор
Знаки химических элементов							
Число e^- , p^+ , p^0							

	Аг (элемент)							
	Количество энергетических уровней							
	Формула высшего оксида							
	Формула летучего водородного соединения							
	Количество валентных электронов							
	Номер группы, подгруппы							
	Схема строения атомов химических элементов							
0	Электронная формула химических элементов							
1	Графическое изображение электронной формулы							

Контрольные вопросы:

1. Формулировка периодического закона Д.И. Менделеева.
2. Что называется периодом?
3. Что такое группа?
4. Как изменяются свойства химических элементов в периодах и почему?
5. Как изменяются свойства химических элементов в группах и почему?

Содержание отчета:

1. Напишите номер, тему и цель работы.
2. Напишите решение заданий, результаты представьте в виде таблицы №1
3. Устно ответьте на контрольные вопросы.

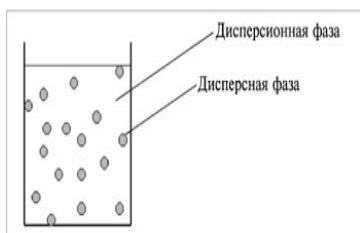
Лабораторное занятие №2.

Приготовление суспензии карбоната кальция в воде. Получение эмульсии моторного масла. Ознакомление со свойствами дисперсных систем

Цели : изучить способы приготовления эмульсий и суспензий ;научиться отличать коллоидный раствор от истинного; отработать навыки экспериментальной работы, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии.

Методические указания:

Дисперсные системы – это системы, в которых мелкие частицы вещества, или дисперсная фаза, распределены в однородной среде (жидкость, газ, кристалл), или дисперсионной фазе



Размер частиц дисперсной фазы характеризуется дисперсностью. В зависимости от нее дисперсные системы можно разделить на высокодисперсные, или собственно коллоидные, и низкодисперсные (грубодисперсные).

Размер частиц низкодисперсных систем составляет 10^{-3} мм и больше. Размер частиц высокодисперсных систем лежит в интервале 10^{-6} – 10^{-4} мм (от 1 до 100 нм), что, как минимум, на порядок больше размера частиц в истинных растворах (10^{-7} мм).

Химия дисперсных систем изучает поведение вещества в сильно раздробленном, высокодисперсном состоянии, характеризующемся очень высоким отношением общей площади поверхности всех частиц к их общему объему или массе (степень дисперсности).

От названия коллоидных систем произошло название отдельной области химии – коллоидной. «Коллоидная химия» – традиционное название химии дисперсных систем и поверхностных явлений. Важнейшая особенность дисперсного состояния вещества состоит в том, что энергия системы главным образом сосредоточена на поверхности раздела фаз. При диспергировании, или измельчении, вещества происходит значительное увеличение площади поверхности частиц (при постоянном суммарном их объеме). При этом энергия, затрачиваемая на измельчение и на преодоление сил притяжения между образующимися частицами, переходит в энергию поверхностного слоя – поверхностную энергию. Чем выше степень измельчения, тем больше поверхностная энергия. Поэтому область химии дисперсных систем (и коллоидных растворов) считают химией поверхностных явлений.

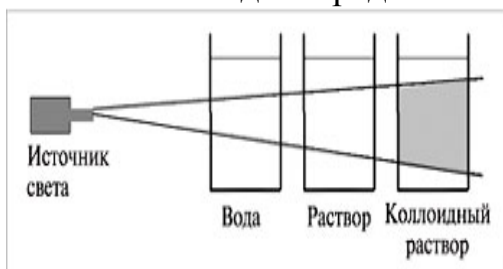
Коллоидные частицы настолько малы (содержат 10³–10⁹ атомов), что не задерживаются обычными фильтрами, не видны в обычный микроскоп, не оседают под действием силы тяжести. Их устойчивость со временем снижается, т.е. они подвержены «старению». Дисперсные системы термодинамически неустойчивы и стремятся к состоянию с наименьшей энергией, когда поверхностная энергия частиц становится минимальной. Это достигается за счет уменьшения общей площади поверхности при укрупнении частиц (что может также происходить при адсорбции на поверхности частиц других веществ).

Классификация дисперсных систем

Дисперсная фаза	Дисперсионная среда	Название системы	Примеры
Газ	Газ	(Дисперсная система не образуется)	-
	Жидкость	Пена	Пена газированной воды, пузырьки газа в жидкости, мыльная пена
	Твердое тело	Твердая пена	Пенопласт, микропористая резина, пемза, хлеб, сыр
Жидкость	Газ	Аэрозоль	Туман, облака, струя из аэрозольного баллона
	Жидкость	Эмульсия	Молоко, сливочное масло, майонез, крем, мазь

	Твердое тело	Твердая эмульсия	Жемчуг, опал
Твердое тело	Газ	Аэрозоль, порошок	Пыль, дым, мука, цемент
	Жидкость	Суспензия, золь (коллоидный раствор)	Глина, паста, ил, жидкие смазочные масла с добавкой графита или MoS
	Твердое тело	Твердый золь	Сплавы, цветные стекла, минералы

Методы исследования дисперсных систем (определение размера, формы и заряда частиц) основаны на изучении их особых свойств, обусловленных гетерогенностью и дисперсностью, в частности оптических. Коллоидные растворы обладают оптическими свойствами, отличающими их от настоящих растворов, – они поглощают и рассеивают проходящий через них свет. При боковом рассматривании дисперсной системы, через которую проходит узкий световой луч, внутри раствора на темном фоне виден светящийся голубоватый так называемый конус Тиндаля. Конус Тиндаля тем ярче, чем выше концентрация и больше размер частиц. Интенсивность светорассеяния усиливается при коротковолновом излучении и при значительном отличии показателей преломления дисперсной и дисперсионной фаз. С уменьшением диаметра частиц максимум поглощения смещается в коротковолновую часть спектра, и высокодисперсные системы рассеивают более короткие световые волны и поэтому имеют голубоватую окраску. На спектрах рассеяния света основаны методы определения размера и формы частиц.



При определенных условиях в коллоидном растворе может начаться процесс коагуляции.

Коагуляция – явление слипания коллоидных частиц и выпадения их в осадок. При этом коллоидный раствор превращается в суспензию или гель. *Гели или студни* представляют собой студенистые осадки, образующиеся при коагуляции зольей. Со временем структура гелей нарушается (отслаивается) – из них выделяется вода (явление *синерезиса*).

Приборы и реактивы ступка с пестиком, ложка-шпатель, стакан, стеклянная палочка, фонарик, пробирка; вода, карбонат кальция (кусочек мела), масло, ПАВ, мука, молоко, зубная паста, раствор крахмала, раствор сахара.

Ход	работы:		
1	Инструктаж	по	ТБ
Меры	безопасности:		
Осторожно	использовать	стеклянную	посуду.
Правила	первой		помощи:

При ранении стеклом удалите осколки из раны, смажьте края раны раствором йода и перевяжите бинтом. При необходимости обратиться к врачу.

Опыт № 1. Приготовление суспензии карбоната кальция в воде

Суспензии имеют ряд общих свойств с порошками, они подобны по дисперсности. Если порошок поместить в жидкость и перемешать, то получится суспензия, а при высушивании суспензия снова превращается в порошок.

В стеклянную пробирку влить 4-5мл воды и всыпать 1-2 ложечки карбоната кальция. Пробирку закрыть резиновой пробкой и встряхнуть пробирку несколько раз. Опишите внешний вид и видимость частиц. Оцените способность осаждаться и способность к коагуляции. Запишите наблюдения.

На что похожа полученная смесь?

Опыт № 2. Получение эмульсии моторного масла

В стеклянную пробирку влить 4-5мл воды и 1-2 мл масла, закрыть резиновой пробкой и встряхнуть пробирку несколько раз. Изучить свойства эмульсии. Опишите внешний вид и видимость частиц. Оцените способность осаждаться и способность к коагуляции. Добавьте каплю ПАВ (эмульгатора) и перемешайте ещё раз. Сравните результаты. Запишите наблюдения.

Опыт № 3. Приготовление коллоидного раствора и изучение его свойств

В стеклянный стакан с горячей водой внести 1-2 ложечки муки(или желатина), тщательно перемешать. Оцените способность осаждаться и способность к коагуляции. Пропустить через раствор луч света фонарика на фоне темной бумаги. Наблюдается ли эффект Тиндаля?

Вопросы для выводов

1. Как отличить коллоидный раствор от истинного?
2. Значение дисперсных систем в повседневной жизни.

Практическое занятие №2 по теме: «Приготовление раствора заданной концентрации. Электролитическая диссоциация. Диссоциация кислот, солей и оснований».

Цель - Закрепить понятия электролит, неэлектролит, электролитическая диссоциация. Познакомить учащихся с основными положениями электролитической диссоциации, сформировать навык составления уравнений электролитической диссоциации кислот, оснований и солей.

Ход урока

1. Организационный момент.

Приветствие класса, проверка готовности класса к уроку, отметить отсутствующих

2. Повторение и актуализация знаний учащихся.

Ребята, на прошлом уроке вы познакомились с такими группами веществ как **электролиты и неэлектролиты**.

Давайте вспомним, какие вещества называют электролитами, а какие неэлектролитами? *Ученик:* Электролиты – это вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток. Неэлектролиты – это вещества, растворы или расплавы которых не проводят электрический ток). Правильно. Теперь выполним небольшое задание. В конвертах на вашем столе находятся розовые карточки с заданиями для каждого ученика.

Карточка №1 *Подчеркните формулы (названия) электролитов.*

А. $MgCl_2$, Li_2O , HNO_3 , O_2 , $NaOH$, керосин.

Б. сульфат меди (II), нитрат калия, карбонат кальция, кислород, серная кислота, бензин, оксид кремния (IV), гидроксид меди (II), гидроксид натрия.

На выполнение задания 1 минута, затем проверим, что у вас получилось. *Ученик* отвечает по заданию А, называет вещества – электролиты и неэлектролиты. Почему сделан такой выбор? Обоснуйте ответ.

Ученик: Потому что хлорид магния – это растворимая соль, азотная кислота – растворима, гидроксид натрия – растворим. Остальные вещества или нерастворимы в воде, или не имеют заряженных частиц в своём составе. Кислород – неполярная ковалентная связь, а про сахар знаем из опыта.) Проверка (слайд № 4)

Ребята, а какие вам известны классы веществ? (оксиды, кислоты, основания, соли, металлы, неметаллы). На доске вывешиваются **п л а к а т ы** с названиями классов веществ. Как вы думаете, **есть ли ещё какие-то классы веществ, которые мы с вами не изучали?** *Ученики* предполагают, что такие классы есть.

Обозначим эти классы так ?.

Представители каких классов могут быть электролитами? Ребята обсуждают вопрос в малых группах, выдвигают гипотезы, результат отображается на доске: убрать Металлы и неметаллы, оксиды. Оставить только кислоты, основания, соли **Другие классы - ?** мы не можем сейчас дать ответ на этот вопрос, так как не знаем особенностей этих веществ. Теперь давайте вспомним, что же происходит с электролитами при растворении в воде или при расплавлении. *Ученик:* Они распадаются на ионы.

Как называется процесс распада электролита на ионы?

Ученик: Электролитическая диссоциация.

Ребята, скажите, а есть ли различия в процессах диссоциации веществ с ионным типом химической связи и веществ с ковалентной полярной связью? *Ученики:* предполагают что есть.

Различия есть. Ребята, выполним ещё одно упражнение. Укажите правильную последовательность стадий электролитической диссоциации ионного кристалла. (презентация, слайд № 5)

Обсуждение в парах, ответ *ученика*: Правильная последовательность БВА.

Теперь похожее задание для вещества с ковалентной полярной связью. Видим, что добавляется ещё одно действие: ионизация молекулы хлороводорода.

Правильная последовательность: БГАВ (презентация, слайд 6)

Возможно ли составить обобщённую модель процесса электролитической диссоциации? (ребята работают в малых группах (4 человека), отвечают на вопросы учителя, предлагают варианты записи условных обозначений) Как выразить графически обозначение электролита? – варианты ответов. Сначала предложим какой-либо конкретный вариант: например **NaCl** (внимание на слайд: первый щелчок – **NaCl** электролит). Что происходит с этим веществом при диссоциации? – оно распадается на ионы, т.е. **диссоциирует** (модель). **Укажем условия**: при растворении в воде или расплавлении! ведь при высоких температурах также происходит разрушение связей, (раствор; + H₂O). Какие частицы образуются в результате диссоциации – **ионы**.

Есть ли сходства и различия между ионами, образовавшимися в результате расплавления и растворения электролита? – Вопрос ученикам. Выяснение истины в ходе рассуждения. *Сходство*: электролит распадается на положительные и отрицательные ионы, они находятся в постоянном движении, движутся **хаотически**.

Различия: в расплаве ионам мешает воссоединиться тепловая энергия, а в растворах – гидратная оболочка. Покажем это различие на нашей модели. Обозначим гидратную оболочку вокруг символа иона. **Обратим** ли этот процесс? При каких условиях? – Да, обратим, если выпарить воду или остудить расплав. Тогда на нашей модели мы покажем этот процесс. Как он называется – **ассоциация**. Ребята, а как можно доказать наличие свободных ионов в растворах или расплавах? Подумайте... Вариант ответа *учащихся* – появление электрического тока. Обратимся к эксперименту, в котором, правда, в качестве примера использовано не ионное соединение а соединение с ковалентной полярной связью, но мы – то с вами уже знаем, что электропроводность свойственна и этим веществам. (Видеофрагмент). Почему в одних случаях лампочка загоралась, а в других – нет? Есть электрическая проводимость, т.е. **электрический ток**. Вспомним уроки физики: что такое электрический ток? *Ученик*: это упорядоченное движение заряженных частиц. Значит, в стаканчиках с растворами **есть свободные** подвижные заряженные частицы (ионы). Но, обратите внимание движение, уже не хаотическое, а **упорядоченное**. Отразим этот факт в нашей модели. В раствор электролитов опускали два электрода, которые имеют своё название: отрицательный – **катод** и положительный – **анод** (слайд – модель прибора). Можно предположить, что **положительно заряженные ионы** стали притягиваться к отрицательному электроду – катоду, их называют **катионами**, а **отрицательные ионы** – к аноду – их называют **Анионами**. Движение ионов стало **упорядоченным!**

Скажите, пожалуйста, где находит применение процесс который мы с вами сейчас рассмотрели? - **гальванические элементы, в медицине (электрофорез)**. Теперь объединим полученные модели в одну и получим общую модель, отражающую процесс электролитической диссоциации и явлений, её сопровождающих.

Представим любое вещество из группы электролитов как буквенное выражение КА (уточним обозначение электролита на нашей модели: объясним буквенное выражение **КА** - **К**атион и **А**нион) Слайд № 9. Ученики комментируют созданную модель, другие ученики исправляют неточности, ошибки.

В ваших конвертах есть эти модели на отдельных карточках. Каждый дома постарается по ней рассказать то, что узнал на сегодняшнем уроке. Таким образом, ребята, мы сейчас с вами сформулировали основные положения теории электролитической диссоциации. Назовите их ещё раз, и для этого воспользуйтесь рабочим листком из ваших конвертов. Внимательно читаем и вписываем пропущенные слова: ученики читают задания, обдумывают ответы (1 мин), записывают ответы. Рефлексия:

Электролиты при растворении в воде (расплавлении), распадаются (диссоциируют) на положительные и отрицательные **ионы**.

Причиной диссоциации электролита в водных растворах является его гидратация, то есть взаимодействие электролита с **молекулами воды** и разрыв химической связи в нём.

Под действием электрического тока ионы приобретают направленное движение: положительно заряженные ионы движутся к катоду, и называются **катионами**. Отрицательно заряженные ионы – к аноду, их называют **анионами**.

Молодцы.

3. Новый материал.

А теперь вспомним, что на уроках химии мы используем модели и другого вида, с использованием химических формул и математических знаков. Кто скажет, о чём идёт речь? *Ученики:* Это уравнения химических реакций. *Ученики предполагают,* что можно записать уравнением и процесс диссоциации электролита. Ребята, используя известные им правила составления уравнений химических реакций, составляют уравнения электролитической диссоциации хлорида натрия. (Слайды №11-13)

Пример рассуждения: исходное вещество – NaCl, процесс обозначает \diamond , продукт – катионы Na^+ и анионы кислотного остатка Cl^- . Оформляем запись на доске: $\text{NaCl} \diamond \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$.

Анализируем количество ионов каждого химического элемента до и после процесса: оно не изменилось, следовательно, знак \diamond заменяем на «= \Rightarrow ». Составим уравнение диссоциации первого вещества из класса кислот (рабочий источник). Далее – уравнения диссоциации оснований и солей. (Проверка на экране)

Ребята, попробуйте выделить некоторую закономерность в процессах диссоциации кислот, оснований и солей. Начнем с кислот: что общего в этих примерах? – то, что образуются ионы водорода. Уточним – **катионы** водорода. Попробуйте закончить определение кислоты как электролита..... допишите нужные слова.

КАК доказать, что в растворах кислот именно ионы водорода – единственно возможные катионы, а в растворах щелочей – гидроксид – ионы? Дети предлагают варианты ответов. Правильным будет та гипотеза, которую можно проверить экспериментально.

Воспользуемся индикаторами, которые способны изменять свой цвет в присутствии этих ионов. Делаем вывод, что одинаковое поведение индикаторов в растворах разных кислот и щелочей доказывает наличие в их растворах одинаковых ионов. В кислотах – катионы водорода, в щелочах – растворимых основаниях – гидроксид анионы.

5. Закрепление

Упражнения в составлении уравнений электролитической диссоциации и взаимопроверка (рабочий листок). Учащиеся проверяют друг у друга ответы, сравнивают со своими вариантами, обсуждают результаты.

Кислоты	Основания (щёлочи)	Соли
HCl	NaOH.....	NaCl
HNO ₃
H ₂ SO ₄	KOH.....	Na ₂ SO ₄

	Ca(OH) ₂	CuCl ₂

Кислоты – это электролиты , при диссоциации которых в качестве катионов образуются только катионы	Основания – это электролиты , при диссоциации которых в качестве анионов образуются только	Соли – это электролиты , при диссоциации которых образуются катионы
_____	_____	_____
_____	_____	_____
_____	_____	и анионы

Домашняя работа §35 до слов «В растворах электролитов наряду с ионами присутствуют...» (повторить). **§36** кроме **4, 5, 6** положений. Обязательная часть: Задание Б на карточке №1..Дополнительная часть: упражнение 4, 5 стр. 203

Лабораторное занятие №3.

Реакция ионного обмена.

Цель работы: ознакомиться на практике с реакциями ионного обмена различных типов и условиями их протекания.

Оборудование и реактивы: Штатив с 4 пробирками, соляная кислота, растворы хлорида бария, сульфата меди, сульфата натрия, гидроксида натрия, карбоната натрия, фенолфталеин

Ход работы:

1. В пробирку налейте 2 мл раствора хлорида бария и добавьте столько же раствора сульфата натрия. Что наблюдаете? Сделайте вывод и напишите уравнение химической реакции в молекулярном и сокращенном ионном виде.

1. В пробирку налейте 2 мл раствора сульфата меди и прилейте раствор гидроксида натрия. Что наблюдаете? Сделайте вывод и напишите уравнение химической реакции в молекулярном и сокращенном ионном виде.

1. Налейте в пробирку 2 мл раствора карбоната натрия, добавьте 1 мл соляной кислоты. Что наблюдаете? Сделайте вывод и напишите уравнение химической реакции в молекулярном и сокращенном ионном виде.

1. Налейте в пробирку 2 мл гидроксида натрия, добавьте каплю фенолфталеина. Что наблюдаете? Затем добавьте по каплям соляную кислоту до полного обесцвечивания раствора. Сделайте вывод и напишите уравнение химической реакции в молекулярном и сокращенном ионном виде.

По итогам проведенных опытов заполните таблицу, сделайте вывод об условиях протекания реакций ионного обмена до конца.

Образец выполнения работы

<i>Порядок выполнения работы</i>	<i>Химизм процесса</i>
<i>1. В пробирку с сульфатом натрия приливаем раствор хлорида бария. Выпадает осадок белого цвета</i>	$\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = 2\text{NaCl} + \text{BaSO}_4\downarrow$ $2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^- = 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^- + \text{BaSO}_4\downarrow$ $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4\downarrow$ <p><i>Реакция ионного обмена протекает до конца, т.к. выпадает осадок.</i></p>
<i>2. В пробирку с сульфатом меди приливаем раствор гидроксида натрия. Выпадает осадок синего цвета</i>	$\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$ $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$ <p><i>Реакция ионного обмена протекает до конца, т.к. выпадает осадок.</i></p>
<i>3. В пробирку с карбонатом натрия приливаем раствор соляной кислоты. Наблюдаем выделение пузырьков углекислого газа</i>	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ <p><i>Реакция ионного обмена протекает до конца, т.к. выделяется газ</i></p>
<i>3. В пробирку с гидроксидом натрия добавили фенолфталеин. Раствор окрасился в малиновый цвет. Затем по каплям добавили соляную кислоту. Раствор обесцветился.</i>	<p><i>Фенолфталеин меняет свою окраску в щелочной среде на малиновый</i></p> $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ <p><i>Реакция ионного обмена протекает до конца, т.к. образуется малодиссоциирующее</i></p>

Вывод: ознакомились на практике с реакциями ионного обмена, изучили условия, при которых они протекают до конца.

Лабораторное занятие №4.

Кислоты и их свойства.

Цель: изучить на практике реакции, характеризующие свойства кислот.

Ход работы:

Опыт 1. Определение среды растворов кислот

Нальем в пробирку соляную кислоту (или раствор серной кислоты). Добавим 2-3 капли раствора лакмуса (или воспользуемся универсальной индикаторной бумагой, или раствором метилового оранжевого). **Наблюдаемые явления:** раствор лакмуса становится красным (универсальная индикаторная бумага приобретает малиновый цвет, метиловый оранжевый - розовеет).

Уравнения реакций диссоциации:

Вывод: растворы кислот изменяют окраску индикаторов, т.е. в растворе присутствуют ионы водорода H^+ .

Опыт 2. Взаимодействие кислот с металлами

В две пробирки нальем соляную кислоту (раствор серной кислоты). В одну добавим стружки цинка, а в другую - кусочки медной проволоки. **Наблюдаемые явления:** в пробирке с цинком наблюдается выделение бесцветного газа водорода, в пробирке с медью - без изменений.

Уравнения реакций:

Вывод: кислоты реагируют с металлами, стоящими в ряду напряжений металлов до водорода, с образованием соли и водорода (кроме HNO_3 и концентрированной H_2SO_4).

Опыт 3. Взаимодействие кислот с основаниями

В пробирку наливаем 2-3 мл раствора гидроксида натрия. Добавляем 1-2 капли раствора фенолфталеина. **Наблюдаемые явления:** раствор окрашивается в малиновый цвет. Доливаем в пробирку соляную кислоту (раствор серной кислоты) до обесцвечивания раствора.

Наблюдаемые явления: раствор обесцвечивается.

Уравнения реакций:

Вывод: кислоты вступают в реакцию нейтрализации с основаниями с образованием соли и воды.

Общий вывод:

Лабораторное занятие №5.

Основания и их свойства.

Цель работы: изучить химические свойства оксидов и оснований.

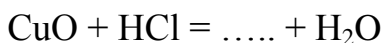
Ход работы

Основные оксиды реагируют

1. С водой (только оксиды активных металлов)

Уравнение

1. С кислотами



черный бесцв. цвет

1. С кислотными оксидами

Уравнение

Кислотные оксиды реагируют

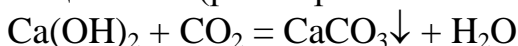
1. С водой

Уравнение

1. С основным оксидом

Уравнение

С щелочью (растворимым основанием)

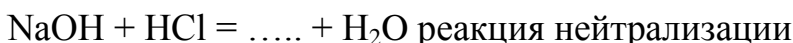


Бесцв бесцв белый

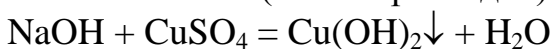
Действие оснований и кислот на индикаторы

Растворимые основания реагируют

1. С кислотами



1. С солями (если обр. осадок)



бесцв. голуб. Цвет

1. С кислотными оксидами

Уравнение

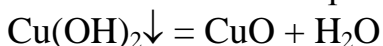
Нерастворимые основания реагируют

1. С кислотами



голуб.

1. Разлагаются при нагревании



.....

Лабораторная работа №6.

Соли, их свойства. Гидролиз солей.

Цель работы. Установить взаимосвязь между составом соли и ее способностью подвергаться гидролизу. Научиться составлять молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза солей. С помощью индикаторов экспериментально определить характер среды в растворах солей. Сопоставить результаты эксперимента с теоретическими данными.

Реактивы. Соли (растворы или кристаллы): NaCl, NaNO₃, Na₂SO₄, Na₂CO₃, Na₂SiO₃, Na₂B₄O₇, NaHCO₃, CH₃COONa, Na₂S, Na₃PO₄, KCl, KNO₃, K₂SO₄, NH₄Cl, NH₄NO₃, NH₄CH₃COO, ZnSO₄, Al₂(SO₄)₃, Cr₂(SO₄)₃, AlCl₃, FeCl₃, BaCl₂, CaCl₂, MgCl₂. Растворы индикаторов: фенолфталеин, метиловый оранжевый, лакмус, индикаторная бумага.

Оборудование. Посуда: штатив с пробирками, пробиркодержатель, спиртовка.

Техника безопасности

1. Перед выполнением работы следует ознакомиться с методикой проведения эксперимента, понять цель исследования.

2. К работе приступать только после разрешения преподавателя.

3. Помните о токсичности многих солей (особенно солей «тяжелых» металлов – меди, цинка, кадмия, ртути, свинца, олова). Работайте аккуратно. При попадании на руки растворов солей и в конце работы тщательно вымойте руки.

4. Пролитые реактивы необходимо сразу же удалить влажной тряпкой, не допуская их контакта с незащищенной кожей рук.

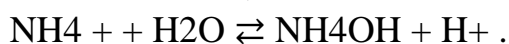
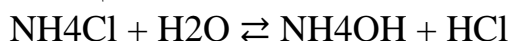
5. Опыты, в которых выделяются ядовитые газы, проводите в вытяжном шкафу при включенной вентиляции.

6. Правильно проводите нагревание пробирок с растворами, направляя открытую часть пробирки внутрь вытяжного шкафа. Равномерно нагревайте содержимое пробирки.

7. Растворы солей и индикаторов используйте в количествах, указанных в описании эксперимента. Не используйте растворы, в названиях которых не уверены.

Теоретическая часть

Гидролиз – разложение веществ водой. Гидролизом соли называется обменное взаимодействие ионов соли с молекулами воды, в результате, которого изменяется характер среды (соотношение между ионами водорода и гидроксидом в растворе). Реакция гидролиза – это реакция обратная реакции нейтрализации.



Гидролиз соли происходит лишь в тех случаях, если ионы соли с ионами H⁺ или OH⁻ молекул воды образуют новые слабые электролиты.

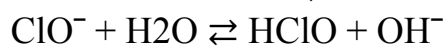
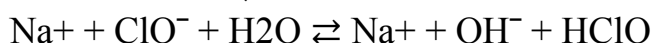
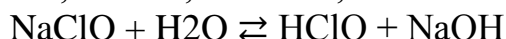
Возможность и характер протекания реакции гидролиза определяется природой кислоты и основания, которые образовали данную соль. Гидролизу подвергаются соли, образованные:

- сильным основанием и слабой кислотой;
- слабым основанием и сильной кислотой;
- слабым основанием и слабой кислотой.

Гидролизу не подвергаются соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой. Гидролиз протекает обратимо, ступенчато, продукты гидролиза солей, как правило, определяются первой ступенью.

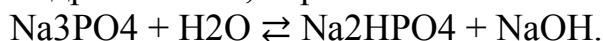
Рассмотрим возможные случаи гидролиза солей.

1. Гидролиз солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой (KCN, NaClO, Na₂CO₃, K₃PO₄ и т. д.).



В обеих частях уравнения имеются малодиссоциированные вещества (H₂O, HClO), но вода является более слабым электролитом, чем хлорноватистая кислота, поэтому равновесие реакции смещено в сторону обратной реакции. Из уравнения видно, что в результате гидролиза в растворе увеличивается концентрация ионов OH⁻, т. е. реакция среды щелочная (pH > 7).

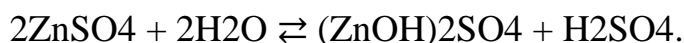
Гидролиз соли, образованной слабой многоосновной кислотой:



Гидролиз протекает за счет взаимодействия ионов PO₄³⁻ с молекулами H₂O. Запишем сокращенное ионное уравнение реакции гидролиза, помня, что гидролиз протекает обратимо (при этом равновесие смещено в сторону обратной реакции) и ступенчато (к исходному иону присоединяется только один ион водорода):

PO₄³⁻ + H₂O ⇌ HPO₄²⁻ + OH⁻ (pH > 7). По полученному ионному уравнению дописываем молекулярное уравнение реакции гидролиза. Таким образом, в результате гидролиза соли, образованной сильным основанием и слабой многоосновной кислотой, образуется кислая соль и основание. В растворе соли среда – щелочная, так в растворе появляется избыток ионов OH⁻.

2. Гидролиз солей, образованных слабыми основаниями и сильными кислотами (NH₄Cl, ZnSO₄, FeCl₃, Al₂(SO₄)₃ и др.). Рассмотрим гидролиз сульфата цинка, соли образованной слабым амфотерным основанием и сильной кислотой:



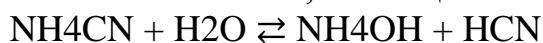
Гидролиз этой соли протекает по катиону, запишем сокращенное ионное уравнение гидролиза, помня, что гидролиз протекает обратимо (равновесие смещено в сторону обратной реакции) и ступенчато (к исходному иону присоединяется только один гидроксильный ион):

Zn²⁺ + H₂O ⇌ ZnOH⁺ + H⁺ (pH < 7). В растворе появляется избыток ионов водорода, следовательно, в растворе соли среда – кислая (pH < 7).

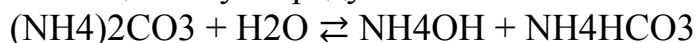
По полученному ионному уравнению записываем молекулярное уравнение и расставляем коэффициенты. При гидролизе соли, образованной слабым многокислотным основанием и сильной кислотой, образуется основная соль и кислота.

В холодных и умеренно концентрированных растворах солей гидролиз протекает по первой ступени. При повышении температуры и разбавлении растворов гидролиз усиливается, равновесие смещается в сторону прямой реакции, и тогда могут протекать и вторые ступени гидролиза.

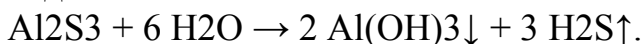
3. Гидролиз солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой. Соли, образованные катионом слабого основания и анионом слабой кислоты, гидролизуются одновременно и по катиону, и по аниону с образованием слабого основания и слабой кислоты. Характер среды в таких растворах будет зависеть от свойств образующихся слабых электролитов, т. е. среда может быть слабокислой, слабощелочной или даже нейтральной.



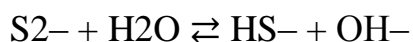
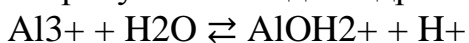
Для того чтобы определить характер среды, необходимо сопоставить константы диссоциации слабой кислоты ($K_d = 7,9 \cdot 10^{-10}$) и слабого основания ($K_d = 1,76 \cdot 10^{-5}$). Из сравнения констант диссоциации кислоты и основания [$K_d(\text{NH}_4\text{OH}) > K_d(\text{HCN})$] следует, что раствор цианида аммония должен иметь слабощелочную среду.



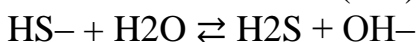
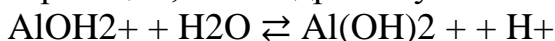
Особый случай гидролиза солей, образованных слабым многокислотным основанием и слабой многоосновной кислотой (Al_2S_3 , Cr_2S_3 , $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_2$, $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_2$ и др.), когда разложение солей под действием воды происходит полностью.



В присутствии воды гидролиз идет и по катиону, и по аниону.

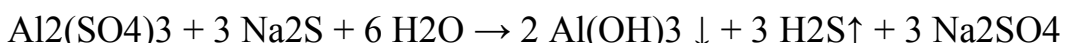


Из образовавшихся ионов H^+ и OH^- образуется вода – слабый электролит, концентрация ионов уменьшается, и равновесие смещается в сторону прямой реакции, т. е. гидролиз усиливается, идут вторые ступени гидролиза:

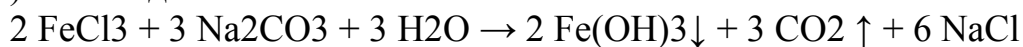


В итоге равновесие реакции полностью смещается в сторону прямой реакции, и гидролиз идет до конца. В итоге образуется слабое и малорастворимое основание, которое выпадает в осадок. Кроме того, образуется второй слабый электролит, который является летучей кислотой. Поэтому соли такого типа не могут существовать в водном растворе. В таблице растворимости таких солей стоит прочерк.

При сливании растворов сульфата алюминия и сульфида натрия тоже образуется осадок и выделяется газ с неприятным запахом:



При сливании водных растворов хлорида железа и карбоната натрия реакция гидролиза протекает до конца с образованием коричневого осадка $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и с выделением газа CO_2 :



Эти соли взаимно усиливают гидролиз друг друга.

Ход работы

Опыт №1. Гидролиз солей, образованных слабыми кислотами и сильными основаниями.

В пробирку налейте примерно 1 мл раствора соли карбоната натрия (или растворите несколько кристалликов соли в небольшом количестве воды). Добавьте в пробирку с раствором соли 1–2 капли фенолфталеина. Как изменилась окраска раствора? Сделайте вывод о характере среды в растворе соли. Напишите уравнения гидролиза соли в молекулярной и ионной формах.

Опыт № 2. Гидролиз солей, образованных слабыми основаниями и сильными кислотами.

В пробирку налейте примерно 1 мл раствора соли хлорида аммония (или растворите несколько кристалликов соли в небольшом количестве воды). С помощью индикатора (метиловый оранжевый или универсального индикатора) определите характер среды в растворе исследуемой соли. Напишите уравнения гидролиза соли в молекулярной и ионной формах.

Опыт № 3. Гидролиз солей, образованных слабыми основаниями и слабыми кислотами.

В пробирку налейте примерно 1 мл раствора соли ацетата аммония (или растворите несколько кристалликов соли в небольшом количестве воды). С помощью универсального индикатора определите характер среды в растворе соли. Как изменилась окраска универсальной бумаги? Напишите уравнения гидролиза соли в молекулярной и ионной формах.

Опыт №4. Гидролиз солей, образованных сильными основаниями и сильными кислотами.

В пробирку налейте примерно 1 мл раствора соли хлорида калия (или растворите несколько кристалликов соли в небольшом количестве воды). С помощью универсального индикатора определите характер среды в растворе соли. Как изменилась окраска универсальной бумаги? Напишите уравнения гидролиза соли в молекулярной и ионной формах, если он протекает.

Сделайте вывод к работе в целом.

Контрольные вопросы

1. Какой процесс называется гидролизом? Какие соли могут подвергаться гидролизу?

2. Какова взаимосвязь между степенью гидролиза соли и ее концентрацией?

3. Какая из указанных ниже солей подвергается гидролизу: NaClO , Na_2SiO_3 , AlCl_3 , Na_2SO_4 , Al_2S_3 , ZnSO_4 ?

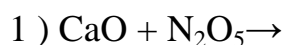
4. Какую реакцию среды должны показывать водные растворы нитрата бария, нитрата аммония, цианида калия, сульфата алюминия?

Контрольная работа по теме: «Оксиды. Классификация оксидов. Химические свойства, получение».

Вариант 1

1. Напишите формулы веществ: 1-сульфат бария 2 – карбонат натрия 3- гидроксид аммония 4 — пероксид водорода 5 – азотная кислота

2. Закончите уравнения химических реакций:



3. Составьте уравнения химических реакций:

Основной оксид + кислотный оксид = соль

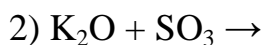
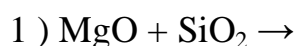
4. Вычислите массовую долю серы в сульфате натрия

5. В 150 г воды растворили 50 г хлорида натрия. Найти массовую долю соли в полученном растворе.

Вариант 2

1. Напишите формулы веществ: 1- серная кислота 2 - ортофосфат калия 3– перманганат калия 4 – нитрат меди (II) 5 – силикат натрия

2. Закончите уравнения химических реакций:



3. Составьте уравнения химических реакций:

Кислотный оксид + основной оксид = соль

4. Вычислите массовую долю углерода в карбонате натрия

5. В 110 г воды растворили 30 г хлорида натрия. Найти массовую долю соли в полученном растворе.

2 семестр

Лабораторная работа №7.

Скорость химических реакций. Зависимость скорости химических реакций от различных факторов.

Опыт 1. Зависимость скорости реакции от концентрации химических веществ.

Цель работы: На основании реакции взаимодействия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ с H_2SO_4 исследовать влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции.



Реактивы и материалы: раствор тиосульфата натрия, вода, раствор серной кислоты.

Оборудование: три сухих колбы, секундомер.

Ход работы:

Приготовили три сухих пронумерованных колбы. В первую внесли 5 мл раствора тиосульфата натрия и 10 мл; во вторую – 10 мл тиосульфата натрия и 5 мл воды; в третью – 15 мл тиосульфата натрия.

Затем в колбу №1 вносили 5 мл 4 % - ного раствора серной кислоты, одновременно включали секундомер: встряхивая колбу, следили за появлением мути в колбе, держа ее на уровне глаз. При появлении малейшей мути останавливали секундомер, отмечали время. Прделали еще ряд аналогичных опытов.

Результаты опытов занесли в таблицу 1.

Таблица №1.

№ пробирки	Количество раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (мл)	Количество H_2O (мл)	Количество раствора H_2SO_4 (мл)	Время реакции t, с	Относительная скорость реакции
					$V = 1/t \text{ c}^{-1}$
1	5	10	5	160	0,00625
2	10	5	5	130	0,00769
3	15	-	5	20	0,05000

По полученным данным построим график 1 зависимости скорости реакции от повышения концентрации раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (мл).

График 1

Вывод:

С увеличением концентрации раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и уменьшением H_2O относительная скорость реакции возрастает.

Опыт 2. Зависимость скорости реакции от температуры

Цель работы: Найти зависимость скорости реакции смеси растворов от температуры.

Реактивы и материалы: раствор тиосульфата натрия, раствор серной кислоты.

Оборудование: две большие пробирки, мерная колба, водяная баня, термометр, секундомер.

Ход работы:

Зависимость скорости реакции от температуры можно наблюдать на той же системе



Для опыта были взяты две большие пробирки. В одну из них мы налили 10 мл раствора тиосульфата натрия, в другую – 10 мл 4% - ного раствора серной кислоты.

Записали комнатную температуру. Слили содержимое пробирок в колбу, одновременно включив секундомер и остановив его при появлении слабой, едва заметной мути.

Повторили опыт дважды с тем же количеством тиосульфата натрия и серной кислоты, предварительно нагрев пробирку с раствором на водяной бане до температуры на 10 и 20 С выше комнатной. За температурой следили по термометру, опущенному в пробирку с раствором соли.

Результаты опытов записаны в таблице №2.

По полученным данным построен график 2 зависимости скорости реакции от температуры.

Таблица №2.

№ п/п	Температура опыта t, С	Кол-во раст-ра $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (мл)	Кол-во раст-ра H_2SO_4 (мл)	Время помутнения раствора t, с	Относительная скорость реакции	Температурный коэффициент γ
					$\vartheta = 1/t,$ с^{-1}	
1	17	10	10	33	0,030	0,848
2	27	10	10	28	0,035	0,678

График 2

Вывод:

С увеличением температуры, скорость реакции увеличивается.

Опыт 3. Влияние поверхности раздела реагирующих веществ на скорость реакции в гетерогенной системе

Цель работы: Найти зависимость скорости реакции в гетерогенной системе под влиянием поверхности раздела реагирующих веществ.

Реактивы и материалы: мел, соляная кислота.

Оборудование: фильтровальная бумага, две пробирки, секундомер.

Ход работы:

Взяли два небольших одинаковых кусочка мела, приблизительно по 0,5 г. Один из них положили на кусочек фильтрованной бумаги и измельчили в порошок. В две пробирки налили по 5 мл разбавленной соляной кислоты и внесли в них одновременно навески мела: кусочек – в одну пробирку, порошок – в другую. Отметили время, которое потребовалось для полного растворения мела ($t = \quad$, с).

Результат: В пробирке, куда положили не измельченный кусочек, реакция протекала гораздо медленнее чем в другой, куда поместили размельченный порошок. В первом случае соляной кислоте потребовалось больше времени, чтобы пропитать весь мел. Реакция крайне нетребовательна. Идет при комнатной температуре. Необязательна сильная концентрация кислоты. Образуется соль и вода. Выделяется углекислый газ.

Уравнение реакции: Мел - CaCO_3 и Соляная кислота - HCl



Вывод:

Реакция в гетерогенной системе происходит тем быстрее, чем больше площадь соприкосновения реагирующих веществ.

Опыт 4. Влияние степени смешения реагирующих веществ на скорость гетерогенной химической реакции

Цель работы: Определить уровень влияния степени смешения реагирующих веществ на скорость гетерогенной химической реакции.

Реактивы и материалы: нитрат свинца(II), иодид калия.

Оборудование: пестик, ступка, пипетка.

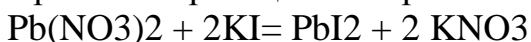
Ход работы:

В сухой ступке осторожно смешали, не растирая пестиком, несколько кристалликов нитрата свинца (II) и иодида калия. Окрас смеси не изменился. Затем энергично растерли кристаллы пестиком. Наблюдали изменение окраса на желтоватый оттенок. Добавили пипеткой к смеси несколько капель воды и еще раз растерли, смесь моментально окрасилась в ярко – желтый цвет.

Объяснение проведенному опыту в целом: На начало опыта в сухом и неизмельченном виде вещества плохо взаимодействовали, так как имели ма-

лую поверхность соприкосновения. Как только их начали толочь в одной ступке, реакция пошла немного лучше. После того, как добавили воду, растворенные вещества взаимодействовали полностью, в результате произошла полная реакция с образованием вещества с ярко-желтым цветом.

Уравнение реакции: Нитрат свинца - $Pb(NO_3)_2$ и йодид калия - $2KI$.



Вывод:

Скорость гетерогенной реакции возрастает с увеличением степени смешения веществ. Реакция без промежуточного растворителя происходит плохо, только между контактирующими друг с другом молекулами веществ.

Лабораторная работа №8.

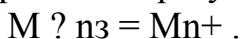
Рассмотрение образцов металлов, Взаимодействие металлов с растворами солей. Металлы. Особенности строения. Химические и физические свойства. Общие свойства получения металлов.

Цель работы: изучить химические свойства металлов научиться составлять уравнения реакций взаимодействия металлов с водой, кислотами, щелочами.

Задание: провести реакции взаимодействия металлов с водой, щелочами, разбавленными и концентрированными растворами серной и азотной кислот. Выполнить требования к результатам опытов, оформить отчет, решить задачу.

Теоретическое введение

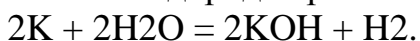
Металлы, имея низкие потенциалы ионизации, легко отдают валентные электроны и образуют положительно заряженные ионы:



Поэтому металлы в химических реакциях являются восстановителями и способны взаимодействовать с различными веществами ? окислителями.

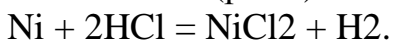
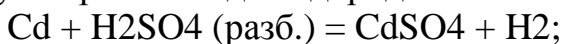
Рассмотрим некоторые типичные случаи такого взаимодействия.

1. Металлы высокой химической активности могут разлагать воду с вытеснением водорода при комнатных температурах:



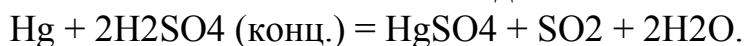
2. С кислотами металлы реагируют различно в зависимости от активности самого металла и окислительных свойств кислоты:

- В разбавленной серной кислоте и в растворах галогеноводородов окислителем является ион H^+ , поэтому в них растворяются металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода:

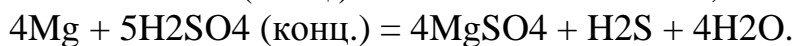
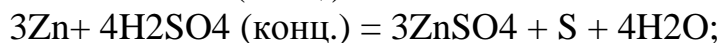
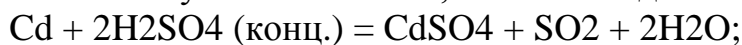


- Концентрированная серная кислота является окислителем за счет S^{+6} и может при нагревании окислять металлы, стоящие в ряду напряжений после водорода. Продукты ее восстановления могут быть различными в зави-

симости от активности металла. При взаимодействии с малоактивными металлами кислота восстанавливается до SO_2 :



При взаимодействии с более активными металлами продуктами восстановления могут быть как SO_2 , так и свободная сера и сероводород:

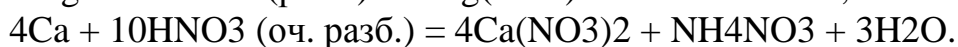
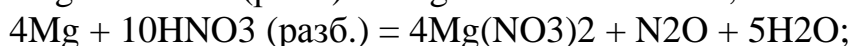
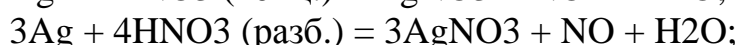
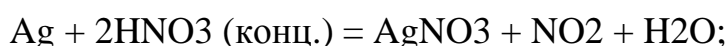


В этих реакциях часть молекул серной кислоты играют роль среды.

- Азотная кислота является сильнейшим окислителем за счет N^{+5} . Продукты восстановления различны и зависят от концентрации кислоты и активности металла:

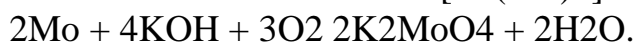
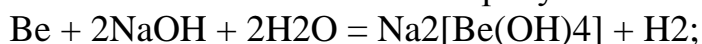


При реакциях с концентрированной кислотой чаще всего выделяется NO_2 . При взаимодействии разбавленной азотной кислоты с малоактивными металлами выделяется NO . В случае более активных металлов выделяется N_2O . Сильно разбавленная азотная кислота взаимодействует с активными металлами с образованием иона аммония, дающего с кислотой нитрат аммония.



Al , Fe , Cr концентрированной азотной кислотой пассивируются.

3. Со щелочами реагируют металлы, дающие амфотерные гидроксиды (бериллий, цинк, алюминий, олово, свинец), а также металлы, обладающие высокими степенями окисления в присутствии сильных окислителей:



Выполнение работы

Опыт 1. Взаимодействие металлов с водой

В кристаллизатор с водой добавить несколько капель фенолфталеина. Пинцетом достать кусочек натрия (или кальция) из склянки, где он хранится под слоем керосина, и высушить его фильтровальной бумагой. Ножом отрезать небольшую часть (размером со спичечную головку) и пинцетом перенести в кристаллизатор с водой. Что наблюдается?

Требования к результатам опыта

1. Составить уравнение реакции взаимодействия натрия с водой.

2. Сделать вывод, какие металлы взаимодействуют с водой.

Опыт 2. Действие разбавленной и концентрированной серной кислоты на металлы

· В три пробирки налить по 2-3 мл разбавленной серной кислоты и опустить в одну из них кусочек железа, в другую - цинка, в третью - меди. Какие металлы реагируют с кислотами?

· (Проводить в вытяжном шкафу!) В две пробирки налить по 2-3 мл концентрированной серной кислоты. В одну из них опустить кусочек цинка, в другую - кусочек меди. Обе пробирки слегка нагреть. Наблюдать выделение серы и по запаху определить выделяющийся газ в первой пробирке. Какой газ выделяется во второй пробирке?

Требования к результатам опыта

1. Составить уравнения реакций взаимодействия металлов с разбавленной серной кислотой.

2. Сделать вывод, какие металлы взаимодействуют с разбавленной серной и соляной кислотами.

3. Составить уравнения реакций взаимодействия цинка и меди с концентрированной серной кислотой.

4. Сформулировать правило взаимодействия металлов с концентрированной серной кислотой.

Опыт 3. Действие разбавленной и концентрированной азотной кислоты на металлы

· (Проводить в вытяжном шкафу!) В две пробирки налить по 2-3 мл разбавленной азотной кислоты и опустить в одну из них кусочек цинка, в другую - кусочек меди. Слегка нагреть обе пробирки. Наблюдать выделение газа.

· (Проводить в вытяжном шкафу!) В две пробирки налить по 2-3 мл концентрированной азотной кислоты и опустить в одну из них кусочек цинка, в другую - кусочек меди. Какой газ выделяется?

Требования к результатам опыта

1. Составить уравнения реакций взаимодействия цинка и меди с разбавленной азотной кислотой.

2. Составить уравнения реакций взаимодействия цинка и меди с концентрированной азотной кислотой.

3. Сформулировать правило взаимодействия металлов с концентрированной и разбавленной HNO_3 .

Опыт 4. Действие щелочи на металлы

В две пробирки налить по 2-3 мл концентрированного раствора щелочи. В одну из них насыпать небольшое количество цинковых опилок, в другую - алюминиевого порошка. Если реакция не идет, слегка нагреть. Когда начнется интенсивное выделение газа, поднести к отверстиям пробирок зажженную лучинку. Что наблюдается?

Требования к результатам опыта

1. Составить уравнения реакций взаимодействия цинка и алюминия с раствором щелочи.

2. Сделать вывод, какие металлы реагируют со щелочами.

Задачи и упражнения для самостоятельного решения

14.1. Закончить и уравнять реакции:

а) $\text{Ba} + \text{H}_2\text{O} = \dots$; б) $\text{Sn} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \dots$;

в) $\text{Sn} + \text{HNO}_3$ (разб.) = ...; г) $\text{Hg} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) =

14.2. Закончить и уравнять реакции:

а) $\text{Cd} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (разб.) = ...; б) $\text{Be} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \dots$;

в) $\text{Bi} + \text{HNO}_3$ (конц.) = ...; г) $\text{Li} + \text{H}_2\text{O} = \dots$

14.3. Какие из перечисленных металлов (Mg, Mn, Hg, Au, Al, Cd, Ag) растворяются в разбавленной H_2SO_4 ? Написать уравнения реакций.

14.4. Закончить и уравнять реакции:

а) $\text{Mg} + \text{HNO}_3$ (разб.) = ...; б) $\text{Sn} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} = \dots$;

в) $\text{Ni} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) = ...; г) $\text{W} + \text{HNO}_3 + \text{HF} = \text{H}_2[\text{WF}_8] + \dots$

14.5. Закончить и уравнять реакции:

а) $\text{Ga} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \dots$; б) $\text{Bi} + \text{HNO}_3$ (разб.) = ...;

в) $\text{La} + \text{H}_2\text{O} = * \dots$; г) $\text{Co} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) =

* Электродный потенциал лантана -2,55 В.

14.6. Закончить и уравнять реакции:

а) $\text{Rb} + \text{H}_2\text{O} = \dots$; б) $\text{W} + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{NaNO}_3 = \text{Na}_2\text{WO}_4 + \dots$;

в) $\text{Be} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} = \dots$; г) $\text{Sn} + \text{HCl} = \dots$

14.7. Закончить и уравнять реакции:

а) $\text{Pb} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \dots$; б) $\text{Fe} + \text{O}_2 = \dots$;

в) $\text{Ni} + \text{HNO}_3$ (конц.) = ...; г) $\text{La} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (разб.) = *

* Электродный потенциал лантана -2,55 В.

14.8. Закончить и уравнять реакции:

а) $\text{Ga} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (разб.) = * ...; б) $\text{Cd} + \text{HNO}_3$ (конц.) = ...;

в) $\text{Sr} + \text{H}_2\text{O} = * \dots$; г) $\text{Al} + \text{C} = \dots$

* Электродный потенциал стронция -2,88 В, галлия -0,53 В.

14.9. Закончить и уравнять реакции:

а) $\text{Mn} + \text{HNO}_3$ (разб.) = ...; б) $\text{Al} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} = \dots$;

в) $\text{Ca} + \text{H}_2\text{O} = \dots$; г) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (разб.) =

14.10. Закончить и уравнять реакции:

а) $\text{Ta} + \text{HNO}_3 + \text{HF} = \text{H}_2[\text{TaF}_7] + \dots$; б) $\text{Cs} + \text{H}_2\text{O} = \dots$;

в) $\text{Ag} + \text{HNO}_3$ (разб.) = ...; г) $\text{Al} + \text{HCl} = \dots$

14.11. Закончить и уравнять реакции:

а) $\text{Zr} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} = \text{ZrCl}_4 + \dots$; б) $\text{Rb} + \text{H}_2\text{O} = \dots$;

в) $\text{Mn} + \text{HNO}_3$ (конц.) = ...; г) $\text{Sn} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} = \dots$

14.12. Закончить и уравнять реакции:

а) $\text{Mo} + \text{NaNO}_3 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{MoO}_4 + \dots$; б) $\text{Ni} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (разб.) = ...;

в) $\text{Ni} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) = ...; г) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{O} = \dots$

14.13. Закончить и уравнять реакции:

а) $\text{Na} + \text{H}_2 = \dots$; б) $\text{Zn} + \text{CH}_3\text{COOH} = \dots$;

в) $\text{Sn} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) = ...; г) $\text{Ca} + \text{HNO}_3$ (оч. разб.) =

14.14. Закончить и уравнять реакции:

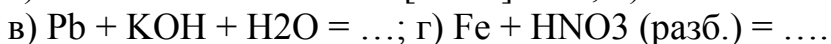
а) $\text{Hg} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} = \text{HgCl}_2 + \dots$; б) $\text{Co} + \text{HNO}_3$ (конц.) = ...;

в) $\text{K} + \text{H}_2\text{O} = \dots$; г) $\text{Sc} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (разб.) = *

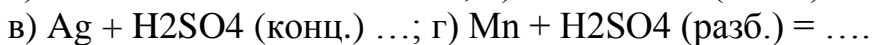
* Электродный потенциал скандия -2,01 В.

14.15. Какие из перечисленных металлов (Cu, Ca, Hg, Au, Fe, Cr, Ag, Al) растворяются в HCl ? Написать уравнения реакций.

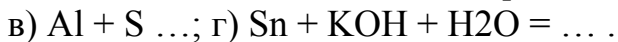
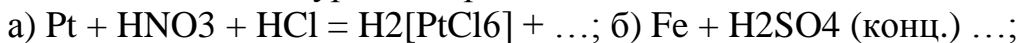
14.16. Закончить и уравнять реакции:



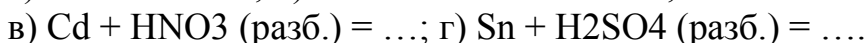
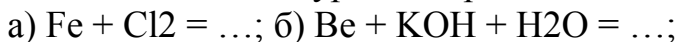
14.17. Закончить и уравнять реакции:



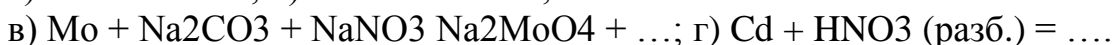
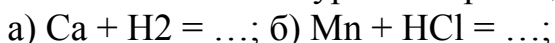
14.18. Закончить и уравнять реакции:



14.19. Закончить и уравнять реакции:



14.20. Закончить и уравнять реакции:



Лабораторная работа №8.

Рассмотрение образцов металлов, Взаимодействие металлов с растворами солей. Металлы. Особенности строения. Химические и физические свойства.

Общие свойства получения металлов.

Цель работы: изучение химических свойств металлов и их соединений.

Краткие теоретические сведения.

Металлы в периодической системе находятся в I, II, III группах, в побочных подгруппах всех групп. Кроме того, металлами являются наиболее тяжелые элементы IV, V, VI и VII групп.

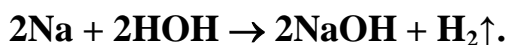
Особенностью строения атомов металлов является небольшое число электронов во внешнем электронном уровне, как правило, не превышающее трёх. Атомы металлов легко отдают электроны и являются хорошими восстановителями.

Металлы по их активности расположены в ряд, называемый электрохимическим рядом напряжений металлов.

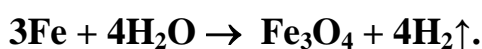
Li Rb K Cs Ba Sr Ca Na Mg Be Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb H Sb Bi Cu Hg
Ag Au

Металлы, стоящие в электрохимическом ряду напряжений металлов до водорода, могут вытеснять его из растворов кислот, а всякий металл, стоящий ближе к началу ряда, может вытеснять (восстанавливать) последующие из растворов их солей.

1. Металлы, расположенные в начале ряда - от лития до магния – восстанавливают водород из воды с образованием щелочи:

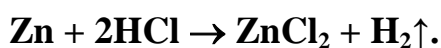


2. Металлы менее активные (от марганца до железа), восстанавливая из воды водород, образуют оксиды:



3. Металлы реагируют с кислотами. Взаимодействие металлов зависит от их активности (см. электрохимическим рядом напряжений металлов) и от концентрации кислоты:

а) кислоты HCl , H_3PO_4 , $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})}$ реагируют со всеми металлами (кроме Pb), которые стоят в ряду напряжений до водорода, при этом выделяется водород;



б) концентрированная H_2SO_4 при нагревании реагирует со всеми металлами (кроме Pt и Au), при этом водород не выделяется; с тяжелыми (плотность $> 5 \text{ г/см}^3$) металлами образует газ SO_2 (оксид серы (IV)); с более активными легкими (плотность $< 5 \text{ г/см}^3$) металлами выделяется H_2S (сероводород):

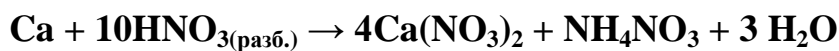


в) концентрированная HNO_3 с щелочными и щелочноземельными металлами образует газ N_2O – оксид азота (IV), с другими тяжелыми металлами – оксид азота (IV) NO_2 :

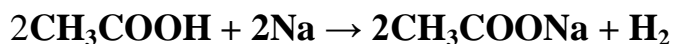


г) разбавленная HNO_3 взаимодействует с щелочными и щелочноземельными металлами, а также с Zn , Fe , Sn , при этом выделяется газ NH_3

(аммиак) или образуется соль аммония ($\text{NH}_3 + \text{HNO}_3 = \text{NH}_4\text{NO}_3$), при реакции с остальными металлами (плотность $> 5 \text{ г/см}^3$) образуется оксид азота (II) NO:



д) кислоты $\text{H}_2\text{CO}_3, \text{H}_2\text{SO}_3, \text{CH}_3\text{COOH}$ – слабые, взаимодействуют с активными металлами:



4. Каждый последующий металл может быть восстановлен из раствора соли предыдущим металлом: $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$.

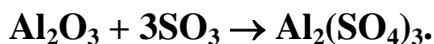
Переходные металлы расположены в Периодической системе с 4 по 7 период. Переходные металлы, символы которых расположены в самой таблице, называют d-элементами, а те элементы, символы которых расположены в нижней части Периодической системы, называют лантаноидами и актиноидами или f-элементами.

Амфотерные оксиды - оксиды переходных металлов.

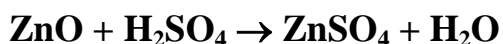
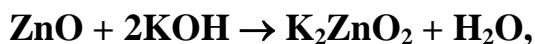
Свойства.

1. Амфотерные оксиды не растворяются в воде.

2. Амфотерные оксиды, реагируя с основными и с кислотными оксидами, дают соли:



3. Амфотерные оксиды, реагируя с основными или кислотными гидроксидами, дают соли:

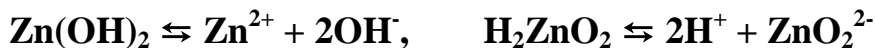


4. Соответствующие амфотерным оксидам гидроксиды обладают амфотерными свойствами:





Амфотерные гидроксиды - это такие гидроксиды, где растворенная в воде часть, диссоциирует на катионы водорода, металла и анионы гидроксида и кислотного остатка.

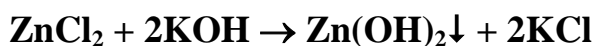


Получение:

1. Взаимодействием переходных металлов (после удаления оксидной пленки) с водой:



2. Взаимодействие солей со щелочами:

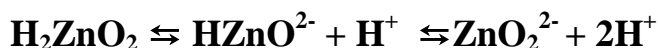


3. Взаимодействием солей с кислотами:

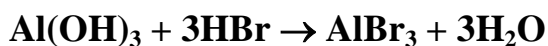


Свойства:

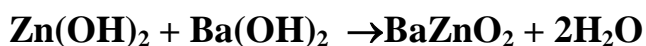
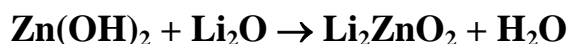
1. Диссоциирует на ионы растворенная в воде часть амфотерного гидроксида: $\text{Zn(OH)}_2 \rightleftharpoons \text{Zn(OH)}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^-$



2. Взаимодействие с кислотными оксидами, кислотами и кислыми солями:



3. Взаимодействуют с основными оксидами, основаниями и основными солями:



4. Подвергаются разложению при нагревании:



Приборы и реактивы:

- штатив с пробирками, пипетка, держатель для пробирок, спиртовки, спички, стеклянная палочка.
- растворы: серной кислоты, гидроксида натрия; растворы солей: сульфат меди (II), хлорид цинка, сульфат алюминия, сульфат натрия; кусочки: цинка, меди.

Порядок выполнения работы.

Опыт № 1. Взаимодействие металлов с растворами кислот.

Ход работы: В три пробирки положить: в первую кусочек магния, во вторую – гранулу цинка, в третью – медь (кусочек проволоки). Прилить во все пробирки 1 мл раствора серной кислоты.

Записать наблюдения в таблицу «Оформление отчета». Сравнить скорость происходящих реакций. Почему в одной из пробирок реакция не идет? Дать объяснение. Записать уравнения реакций в молекулярном и ионном видах.

Опыт № 2. Взаимодействие металлов с солями.

Ход работы: В одну пробирку положить одну гранулу цинка и прилить раствор медного купороса, во вторую – кусочек медной проволоки и прилить раствор сульфата натрия.

Записать наблюдения в таблицу «Оформление отчета». Составить схему электронного баланса в окислительно–восстановительных реакциях.

Опыт № 3. Получение гидроксида цинка и испытание его амфотерных свойств.

Ход работы: В две пробирки налить по 5-6 капель раствора соли цинка и очень аккуратно по каплям добавить в них раствор щелочи до появления осадка.

Затем в одну пробирку добавить 2-3 капли раствора серной кислоты.

В другую пробирку добавить избыточное количество щелочи (до растворения осадка).

Записать наблюдения в таблицу «Оформление отчета». Составить уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

Опыт № 4. Получение гидроксида меди и изучение его свойств

Ход работы: Из имеющихся реактивов получить гидроксид меди (II). Указать цвет осадка. Нагреть полученное вещество.

Записать наблюдения в таблицу «Оформление отчета». Что произойдет с осадком при нагревании?

Составьте уравнения реакций в молекулярно и ионном виде.

Оформление отчета

Название работы. Условия проведения.	Наблюдения.	Уравнения реакции. Вывод.

Выводы по работе (ответить на вопросы).

Какими химическими свойствами обладают металлы. Указать, металлы, которые могут вытеснять водород из растворов кислот и металлы которые могут вытеснять другие металлы из растворов их солей.

Практическое занятие №3 по теме: «Решение экспериментальных задач на распознавание неорганических веществ».

Цели урока: уметь доказывать опытным путем состав изученных веществ, проводить реакции между веществами в растворе, получать новые вещества из имеющихся реактивов; записывать уравнения реакций в молекулярном, ионном; проводить наблюдения; делать выводы; способствовать совершенствованию умения осуществлять само- и взаимоконтроль за результатами проведенного химического эксперимента, умения своевременно оформлять отчет о проделанной работе, рационально распределяя свое время; соблюдать правила по технике безопасности; развивать интерес к изучению предмета.

Структура урока:

1.Организационный этап (1-2 минуты)

Приветствие, определение отсутствующих, проверка готовности учащихся к уроку, проверка подготовленности кабинета к проведению практической работы, организация внимания.

2. Этап проверки домашнего задания (5-6 минут)

На дом учащимся было задано: составить план решения экспериментальных задач и записать уравнения соответствующих реакции.

В течение изучения темы "Металлы" учителем акцентировалось внимание учащихся на вопросах и уравнениях химических реакций, которые могут встретиться в практических работах. В тетрадях учащихся выделен лист, где они записывают соответствующие уравнения реакций. Этим материалом учащимся рекомендовано пользоваться при выполнении практической работы.

3. Этап повторения техники безопасности при выполнении химического эксперимента (4-5 минут). Демонстрация презентации и фронтальный опрос учащихся.

4. Этап распределения заданий по вариантам и степени сложности.

Этап выполнения практической работы и оформления отчета.

5. Этап информирования учащихся о домашнем задании. Краткий инструктаж по выполнению домашнего задания.

Ход урока

I. Организационный момент. Подготовка к проведению практической работы.

(1-2 мин)

1. Приветствие. Учитель проверяет готовность обучающихся к уроку
2. Организация внимания, постановка цели урока

II. (5-6 мин) Беседа о ходе проведения работы:

Какие трудности у вас возникли при подготовке заданий практической работы?

Как можно определить pH - среду раствора?

Какие реакции называют качественными?

Какие качественные реактивы вы знаете для определения катионов и анионов?

III. (5 мин) Инструктаж по технике безопасности при работе с кислотами, щелочами, солями, лабораторной посудой, нагревательными приборами.

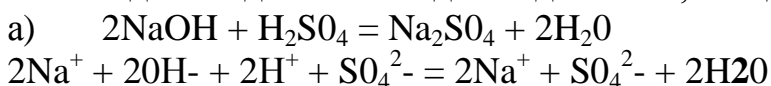
IV. Распределения заданий по вариантам и степени сложности.

Проведение практической работы. (15 – 20 мин)

Выполняем все действия, описанные в учебнике. Учащиеся должны распознать выданные вещества, при этом, им неизвестно в какой последовательности они расположены. Обучающиеся работают в паре и получают задания по вариантам.

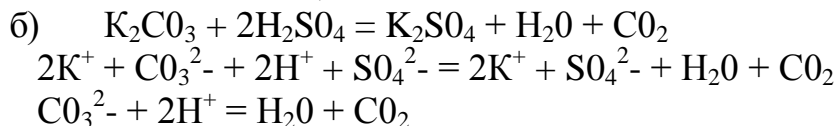
1 вариант

В трех выданных пробирках находятся твердые белые вещества: NaOH , K_2CO_3 , BaCl_2 . Для распознавания данных соединений растворим их в воде. После этого добавим во все 3 пробирки раствор серной кислоты. По результатам визуальных наблюдений сделаем вывод о соединениях, находящихся в пробирках:

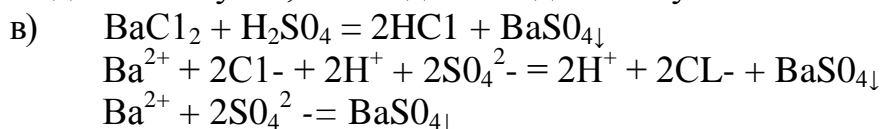




Нет видимых изменений, но если потрогать пробирку руками, можно почувствовать тепло, т. к. реакции нейтрализации являются экзотермическими, протекают со значительным выделением тепла. В чистую пробирку поместить снова это вещество и по каплям добавить индикатор фенолфталеин, раствор станет малиновым цветом, значит здесь щелочь.



В данном случае, наблюдаем выделение углекислого газа.

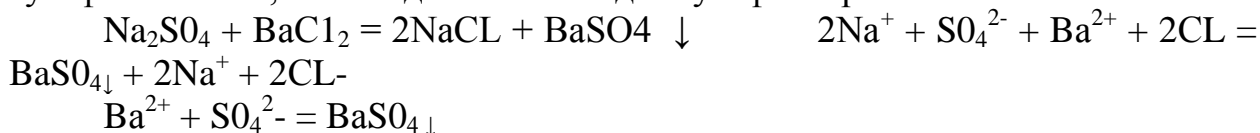


Наблюдаем выделение белого осадка.

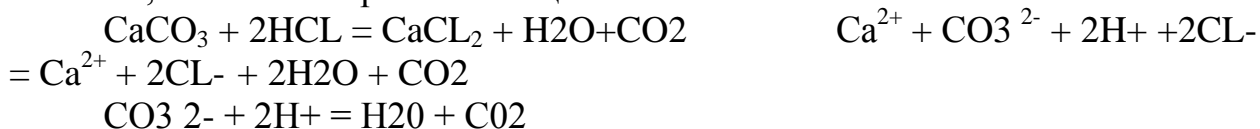
2 вариант

В трех выданных пробирках находятся твердые белые вещества: Na_2SO_4 , CaCO_3 , KCl . Для распознавания данных соединений растворим их в воде. В одной пробирке в воде не растворится твердое вещество, значит это карбонат кальция. После этого добавим в чистую пробирку исследуемое вещество и по каплям добавим реактивы, показывающие качественный анализ на анионы этих солей, для этого используем: HCl , BaCl_2 . По результатам визуальных наблюдений сделаем вывод о соединениях, находящихся в пробирках.

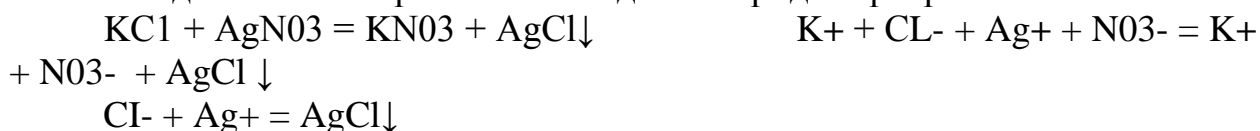
1) В одну из них добавим раствор хлорида бария и если там находятся сульфат-анионов, то выпадет белый осадок сульфат бария:



2) В другую пробирку прильем раствор соляной кислоты, если выделится газ, значит это карбонат кальция:



3) В оставшейся пробирке методом исключения мы обнаруживаем хлорид калия или можно добавить к неизвестному веществу нитрат серебра, при этом выпадет белый творожистый осадок - хлорид серебра.



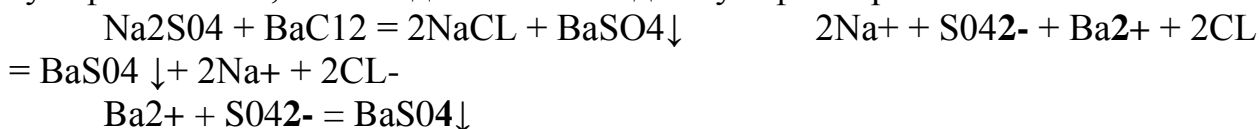
Наблюдаем выделение белого творожистого осадка.

3 вариант

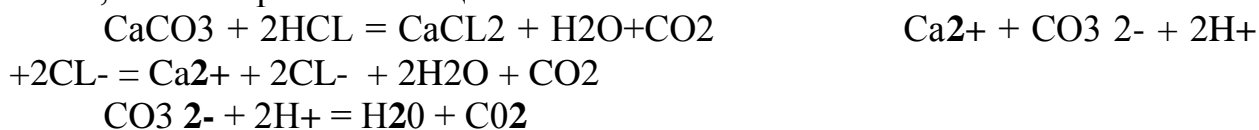
В трех выданных пробирках находятся твердые вещества: Na_2SO_4 , CaCO_3 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$. Для распознавания данных соединений растворим их в воде. В одной пробирке в воде не растворится твердое вещество, значит это

карбонат кальция. После этого добавим в чистую пробирку исследуемое вещество и по каплям добавим реактивы, показывающие качественный анализ на анионы этих солей, для этого используем: HCl, BaCl₂. По результатам визуальных наблюдений сделаем вывод о соединениях, находящихся в пробирках.

1) В одну из них добавим раствор хлорида бария и если там находятся сульфат-анионы, то выпадет белый осадок сульфат бария:



2) В другую пробирку прильем раствор соляной кислоты, если выделится газ, то это карбонат кальция:



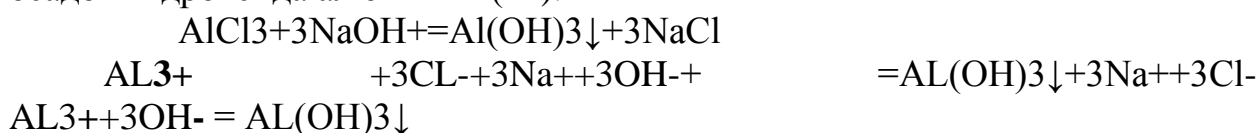
3) В оставшейся пробирке методом исключения мы обнаруживаем нитрат бария.

4 вариант

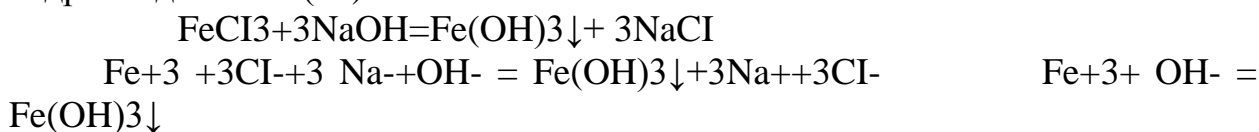
В трех выданных пробирках находятся растворы: NaCl, AlCl₃, FeCl₃. Для распознавания данных соединений используем гидроксид натрия. После этого добавим в чистую пробирку исследуемое вещество и по каплям добавляем щелочь. По результатам визуальных наблюдений сделаем вывод о соединениях, находящихся в пробирках.

1) Если это вещество хлорид натрия, то видимых изменений не будет.

2) Если в пробирке хлорид алюминия, то выпадет белый студенистый осадок гидроксида алюминия (III).



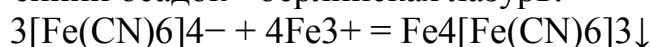
3) Если это вещество хлорид железа (III), то выпадет бурый осадок гидроксид железа (III)



Для обнаружения катионов Fe³⁺ применяют комплексное соединение – желтую кровяную соль K₄[Fe(CN)₆]. В растворе она диссоциирует на ионы:



При взаимодействии ионов [Fe(CN)₆]⁴⁻ с катионами Fe³⁺ образуется темно-синий осадок - берлинская лазурь:



III. Оформление практической работы. (10 мин)

(После проведения работы, сделайте вывод, запишите все результаты в тетрадь, уберите рабочее место.)

Домашняя работа: подготовка к коллоквиуму

Лабораторная работа №9.

Изготовление моделей молекул органических веществ. Предмет органической химии и теория строения органических соединений А.М. Бутлерова.

Цель: построить шаростержневые и масштабные модели молекул первых гомологов предельных углеводородов и их галогенопроизводных.

Методические указания.

Для построения моделей используйте детали готовых наборов или пластилин с палочками. Шары, имитирующие атомы углерода, готовят обычно из пластилина темной окраски, шары, имитирующие атомы водорода, - из светлой окраски, атомы хлора – из зеленого или синего цвета. Для соединения шариков используют палочки.

Ход работы:

1. Соберите шаростержневую модель молекулы метана. На «углеродном» атоме наметьте четыре равноудаленные друг от друга точки и вставьте в них палочки, к которым присоединены «водородные» шары. Поставьте эту модель (у нее должны быть три точки опоры). Теперь соберите масштабную модель молекулы метана. Шары «водорода» как бы сплюснены и вдавлены в углеродный атом.

Сравните шаростержневую и масштабную модели между собой. Какая модель более реально передает строение молекулы метана? Дайте пояснения.

2. Соберите шаростержневую и масштабную модели молекулы этана. Изобразите эти модели на бумаге в тетради.

3. Соберите шаростержневые модели бутана и изобутана. Покажите на модели молекулы бутана, какие пространственные формы может принимать молекула, если происходит вращение атомов вокруг сигма связи. Изобразите на бумаге несколько пространственных форм молекулы бутана.

4. Соберите шаростержневые модели изомеров C_5H_{12} . Изобразите на бумаге.

5. Соберите шаростержневую модель молекулы дихлорметана CH_2Cl_2 . Могут ли быть изомеры у этого вещества? Попытайтесь менять местами атомы водорода и хлора. К какому выводу вы приходите?

6. Напишите отчет:

- укажите номер лабораторной работы, ее название, цель, используемое оборудование;

- зафиксируйте выполненные задания в виде рисунка и ответов на вопросы к каждому заданию

- сформулируйте и запишите вывод.

Вопросы для контроля:

1. Основные положения теории А.М. Бутлерова.
2. Какие вещества называются углеводородами?
3. Какова валентность углерода в органических соединениях?
4. Что отражает молекулярная, структурная и электронная формулы?
5. Что такое «изомеры», «изомерия»?
6. Какова общая формула предельных углеводородов?
7. Назовите тип гибридизации, в котором находятся атомы углерода в предельных углеводородах.
 1. Опишите пространственное строение молекул метана.
 2. Назовите основные способы получения алканов.
 3. Каков тип изомерии характерен для алканов?

Лабораторная работа №10.

Природные источники углеводородов. Ознакомление с коллекцией образцов нефти.

Цель: обобщить и систематизировать знания об углеводородах; ознакомиться с образцами нефти, с коллекцией каучуков и образцами изделий из резины, уметь самостоятельно работать с новыми источниками информации .

Вопросы:

1. Какое значение имеет органическая химия в жизни общества?
2. Что изучает органическая химия?
3. Какие источники природных углеводородов знаете?

Проведем лабораторный опыт

Нальем в пробирку немного воды 0,5 мл. затем йодной настойки и прильем бензин, встряхнуть. Наблюдаем за окраской. Если окраска исчезнет, то перед нами крекинг-бензин низкой марки, содержащий непредельные УВ (А-80).

Если йод окрасил верхний слой, то перед вами бензин прямой перегонки, не содержащий непредельные УВ (А-92). Этот опыт можно провести и с раствором перманганата калия вместо йодной настойки.



Задание № 1.
Ознакомление с различными видами природных источников углеводородов.

ПИУ	Природный и попутный газы	Нефть	Уголь
1. Агрегатное состояние и состав			
2. Запасы			
3. Переработка			
4. Применение			

Продукты пиролиза каменного угля

1. Кокс

2. Каменноугольная смола (бензол, гомологи бензола, фенол, гомологи фенола).

3. Водный раствор аммиака (аммиак, сульфат аммония, фенол).

4. Коксовый газ (водород, метан, аммиак, бензол, сульфат аммония, этилен).

Характеристика некоторых нефтяных газов

Название	Состав	Применение
Газовый бензин	Смесь пентана, гексана и других углеводородов	Добавляют к бензину для улучшения запуска двигателя
Пропан – бутановая фракция	Смесь пропана и бугана	В виде сжиженного газа применяется как топливо
Сухой газ	По составу сходен с природным газом	Используется для получения ацетилена и водорода и других веществ, а также как топливо

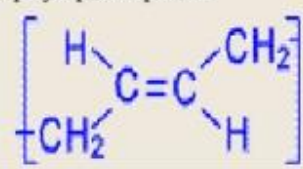
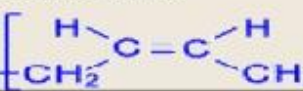
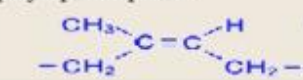
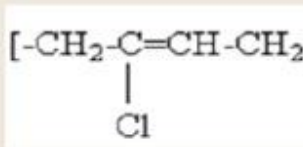
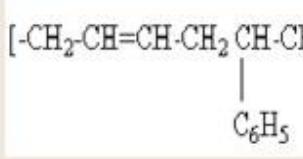
Задание № 2. Ознакомление с коллекцией «Нефть и продукты ее переработки»

Продукты нефтепродукты	Свойства (агр. сост., цвет, особенности)	Применение
1. Газ		
2. Бензин		
3. Керосин		
4. Мазут		
5. Гудрон		

Важнейшие виды каучуков и их применение

Название	Исходные вещества (мономеры)	Химическая формула полимера	Важнейшие свойства и применение
Бутадиеновый каучук			
Дивиниловый каучук			
Изопреновый каучук			
Хлорпреновый каучук			
Бутадиен-стирольный каучук			

Важнейшие виды каучуков и их применение

Название	Исходный мономер	Формула каучука	Свойства, применение
Бутадиеновый	$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$ бутадиен-1,3	нерегулярное строение 	Водо- и газонепроницаемость. По эластичности уступает природному каучуку. В производстве кабелей, обуви, принадлежностей быта
Дивиниловый	$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$ бутадиен-1,3	регулярное строение 	По износостойчивости и эластичности превосходит природный каучук. В производстве шин.
Изопреновый	$\text{CH}_2=\text{C}(\text{CH}_3)-\text{CH}=\text{CH}_2$ 2-метилбутадиен-1,3	регулярное строение 	По эластичности и износостойчивости сравнен с природным каучуком. В производстве шин
Хлорпреновый	$\text{CH}_2=\text{C}(\text{Cl})-\text{CH}=\text{CH}_2$ 2-хлорбутадиен-1,3		Устойчив к воздействиям высоких температур, бензинов и масел. В производстве кабелей, трубопроводов для перекачки бензина, нефти.
Бутадиен-стирольный	$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$ бутадиен-1,3 и $\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}=\text{CH}_2$ стирол		Характерна газонепроницаемость, но недостаточная жароустойчивость. В производстве лент для транспортёров, автокамер.

Получение синтетических каучуков

1. Для получения синтетических каучуков используют углеводороды, содержащиеся в нефтяных газах и продуктах переработки нефти.

2. Производство бутадиенового каучука основывается на полимеризации бутадиена-1,3 в присутствии катализатора.

3. В настоящее время бутадиен -1,3 выделяют из продуктов пиролиза нефти. Изопрен получают дегидрированием 2-метилбутана, который содержится в нефтяных газах и в нефти.

4. Некоторые синтетические каучуки получают из различных мономеров в результате их совместной полимеризации, называемой сополимеризацией.

(Например, сополимеризация бутадиена-1,3 со стиролом, получается бутадиен стирольный каучук).

Домашняя работа:

- *Тест:*
- 1. Основной компонент природного газа:
 - а) этан; б) бутан; в) метан.
- 2. Сопровождающим нефть является:
 - а) конденсат; б) попутный газ; в) вода.
- 3. Основной тип переработки природного газа:
 - а) получение синтез-газа; б) как топливо; в) получение ацетилена.
- 4. Экономически и экологически выгодное топливо:
 - а) каменный уголь; б) природный газ; в) торф.
- 5. Перегонка нефти основана:
 - а) на разных температурах кипения составляющих компонентов;
 - б) на разности плотности составляющих компонентов;
 - в) на различной растворимости составляющих компонентов.
- 6. Попутные нефтяные газы в основном ценны своей частью:
 - а) этан; б) метан; в) пропан-бутан.
- 7. Переработка нефтепродуктов с целью получения углеводородов с меньшей молекулярной массой называется:
 - а) разложение; б) крекинг.

Лабораторная работа №11.

Свойства одноатомных и многоатомных спиртов

ЦЕЛЬ РАБОТЫ: изучить некоторые физические и химические свойства предельных одноатомных спиртов. Отметить качественную реакцию на многоатомные спирты.

Реактивы и материалы: спирты: этиловый, пропиловый, изопропиловый, изоамиловый; глицерин, этиленгликоль; безводный и 2 н раствор сульфата меди (II); оксид меди (II); концентрированный и 2 н раствор серной кислоты; концентрированная уксусная кислота; концентриро-

ванный раствор аммиака; 0,2 н раствор нитрата серебра; 1% раствор перманганата калия; 0,5 н раствор бихромата калия; 2 н раствор гидроксида натрия; раствор йода в йодистом калии; 1%-ный спиртовой раствор фенолфталеина; медная проволока; песок. Оборудование: набор пробирок, пробка с газоотводной трубкой, стаканчик (100 мл), пипетка, спиртовка.

Опыт 1. Растворимость спиртов в воде и их кислотный характер. В сухую пробирку наливают 1 мл этанола. По каплям добавляют к спирту 1 мл воды. Раствор этанола разделяют на две пробирки и добавляют в первую – 1–2 капли раствора лакмуса, во вторую – столько же раствора фенолфталеина. Опыт повторяют с изоамиловым спиртом.

Вопросы и задания

1. На основании проведенных наблюдений сделайте вывод о растворимости в воде предложенных спиртов. Объясните причину.

2. Изменяется ли окраска индикаторов? Сделайте вывод о кислотном характере водного раствора этанола.

Опыт 2. Обнаружение воды в спиртах и обезвоживание спиртов. В две пробирки помещают по 0,5 г безводного сульфата меди (II) и добавляют по 1 мл этилового и изопропилового спиртов. Содержимое пробирок взбалтывают и дают отстояться. Обезвоженные спирты используют для следующего опыта.

Вопросы и задания

1. Объясните наблюдаемые явления. Напишите соответствующее уравнение реакции.

2. Для чего можно использовать данную реакцию? Какие еще реагенты можно для этого применять? Как их называют? Можно ли для обезвоживания использовать концентрированную серную кислоту?

3. Можно ли обнаружить воду в спирте-ректификате?

Опыт 3. Отношение спиртов к активным металлам

В пробирку с 1 мл обезвоженного спирта бросают небольшой кусочек металлического натрия, очищенный и высушенный фильтровальной бумагой. (Если разогревание приводит к вскипанию спирта, то смесь охлаждают в стакане с холодной водой). Пробирку закрывают пробкой со стеклянной трубкой. Выделяющийся газ поджигают. Если натрий прореагировал не полностью, то добавляют избыток спирта, доводя реакцию до конца.

После того как весь натрий прореагирует, пробирку охлаждают и добавляют 3–4 капли воды и 1 каплю фенолфталеина.

Вопросы и задания

1. Напишите уравнение реакции. Какой газ выделяется при взаимодействии натрия со спиртом? Как это доказать?

2. Какое вещество кристаллизуется?

3. Почему спирт должен быть обезвоженным и зачем необходимо, чтобы натрий прореагировал со спиртом полностью?

4. Напишите уравнение реакции полученного продукта с водой. Что показывает индикатор? Оцените кислотность спирта.

Опыт 4. Получение диэтилового эфира

В сухую пробирку вносят по 0,5 мл этанола и концентрированной серной кислоты. Смесь осторожно подогревают до образования бурого раствора и к еще горячей смеси очень осторожно приливают еще 0,5 мл этилового спирта.

Вопросы и задания

1. Напишите уравнение реакции и укажите тип реакции. По какому признаку можно определить диэтиловый эфир?

2. Через какие промежуточные стадии протекает реакция?

3. Почему реакцию проводят при незначительном нагревании? Какие побочные продукты могут образоваться в данной реакции?

4. Имеет ли влияние на состав продуктов реакции соотношение этанола и серной кислоты?

Опыт 5. Образование сложного эфира

В пробирку наливают по 0,5 мл изоамилового спирта и концентрированной уксусной кислоты, затем добавляют 2 капли концентрированной серной кислоты. Смесь осторожно подогревают и выливают в стакан с водой.

Вопросы и задания

1. Напишите уравнение реакции, назовите продукты. Укажите тип реакции. По какому признаку можно определить образующийся сложный эфир?

2. Отметьте растворимость сложного эфира в воде.

Опыт 6. Окисление этанола оксидом меди (II)

В пламени спиртовки сильно прокалывают медную проволоку, имеющую на конце петлю. Затем опускают ее в пробирку с 1 мл этанола.

Вопросы и задания

1. Какого цвета становится медная проволока после прокалывания? Почему? Напишите уравнение реакции.

2. Какого цвета становится проволока после ее опускания в этанол? Появляется ли запах? Какому веществу он соответствует? Свои рассуждения подтвердите уравнениями реакций.

3. Как еще можно доказать основной продукт окисления этанола? Проведите дополнительный качественный анализ.

Опыт 7. Окисление этилового спирта сильными окислителями

В пробирку наливают 2–3 капли раствора серной кислоты, 0,5 мл раствора перманганата калия (или бихромата калия) и столько же этилового спирта. Содержимое пробирок осторожно нагревают в пламени спиртовки до изменения окраски.

Вопросы и задания

1. Составьте уравнение реакции.

2. Что происходит с окраской раствора? Отметьте характерный запах образующегося вещества (какого?)

Опыт 8. Образование йодоформа из спирта
В пробирке смешивают 0,5 мл этанола, 3–4 капли раствора йода в йодистом калии и столько же раствора щелочи. Смесь чуть подогревают (можно даже рукой), появляется белая взвесь со стойким характерным запахом йодоформа. Если взвесь исчезает, добавляют к еще теплomu раствору 2–3 капли раствора йода. Через несколько минут при охлаждении выпадают кристаллы.

Аналогично проводят реакцию с пропанолом-1.

Вопросы и задания

1. Напишите уравнение реакции. Каков цвет выпавших в осадок кристаллов?

2. Сравните отношение к этой реакции различных спиртов. Можно ли данную реакцию назвать качественной реакцией на спирты?

Опыт 9. Взаимодействие многоатомных спиртов с гидроксидом меди (II)

В две пробирки помещают по 1 мл раствора сульфата меди (II) и по 1 мл раствора гидроксида натрия. В первую пробирку добавляют 0,5 мл этанола, во вторую – столько же глицерина и встряхивают. Нагревают содержимое пробирок.

Вопросы и задания

1. Опишите наблюдаемые явления и составьте соответствующие уравнения реакций. Отметьте цвет образующихся продуктов реакций. Как называется образующееся термически устойчивое соединение?

2. На основании полученных наблюдений сделайте вывод о подвижности атома водорода в функциональной группе в одно- и многоатомных спиртах. С каким эффектом это связано?

3. Можно ли данную реакцию считать качественной на многоатомные спирты?

В общем выводе о работе ответьте на следующие вопросы:

1. Чем определяются свойства, характерные для спиртов? Какие это свойства?

2. Какие реакции характерны для алифатических спиртов?

3. Какие вещества образуются в результате окисления первичных, вторичных и третичных спиртов?

4. Какие качественные реакции на одноатомные и многоатомные спирты. Вы изучили?

5. Какие спирты более реакционноспособны: одно- или многоатомные? Как это подтвердить?

Лабораторная работа №12.

Изучение свойств альдегидов и карбоновых кислот

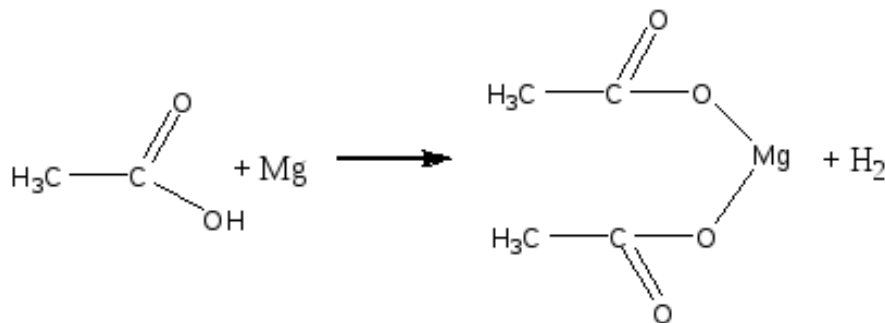
Цель: исследовать химические свойства карбоновых кислот и осуществить качественные реакции на карбонильные соединения.

Опыт 1. Кислотные свойства карбоновых кислот.

Реактивы и материалы: уксусная кислота, 0,1 н. раствор; магний (порошок или стружка); карбонат натрия; баритовая вода; метиловый оранжевый, раствор; лакмус синий, раствор; фенолфталеин, 1 %-ный спиртовой раствор.

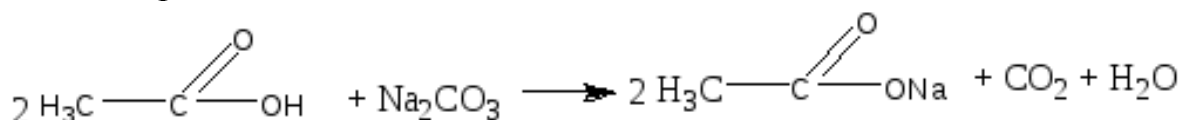
1. В три пробирки помещают по 1 капле раствора уксусной кислоты. В первую пробирку добавляют 1 каплю метилового оранжевого, во вторую — 1 каплю лакмуса и в третью — 1 каплю фенолфталеина. В пробирке с метиловым оранжевым появляется красное окрашивание, в пробирке с лакмусом — розовое. Фенолфталеин остается бесцветным.

2. В пробирку помещают 2 капли раствора уксусной кислоты и добавляют немного магния. К отверстию пробирки подносят горящую лучинку. При этом наблюдается вспышка, сопровождаемая резким звуком, характерным для вспышки смеси водорода и воздуха. Химизм процесса:



3. В пробирку наливают 2—3 капли раствора уксусной кислоты и добавляют несколько крупинок углекислого натрия. К отверстию пробирки подносят горящую лучинку. Лучинка гаснет.

Химизм процесса:



Карбоновые кислоты в водном растворе диссоциируют с образованием карбоксилат-аниона и протона:

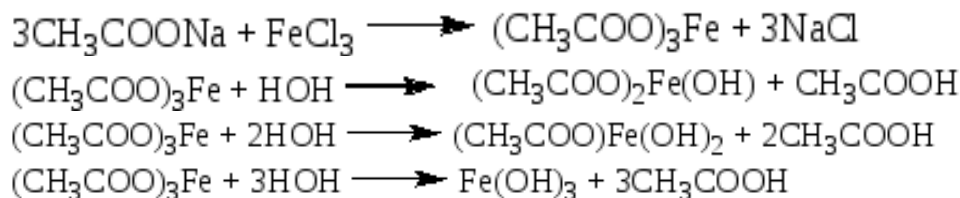


Протон гидроксида в карбоксильной группе отщепляется легче, чем в спиртах (влияние полярной карбонильной группы). Образование карбоксилат-аниона является причиной увеличения кислотности карбоновых кислот по сравнению со спиртами. На легкость отщепления протона влияет также радикал, связанный с карбоксильной группой. Поэтому карбоновые кислоты дают характерное окрашивание с индикаторами, проводят электрический ток, т. е. являются электролитами. Карбоновые кислоты по сравнению с неорганическими — слабые кислоты. Константа диссоциации у них порядка 10^{-5} .

Опыт 2. Образование и гидролиз уксуснокислого железа.

Реактивы и материалы: уксуснокислый натрий кристаллический; хлорид железа $FeCl_3$, 0,1 н. раствор.

В пробирку помещают несколько кристалликов уксуснокислого натрия, 3 капли воды и 2 капли раствора хлорида железа (III). Раствор окрашивается в желтовато-красный цвет в результате образования железной соли уксусной кислоты. Раствор нагревают до кипения. Тотчас же выпадают хлопья основных солей красно-бурого цвета. Химизм процесса:



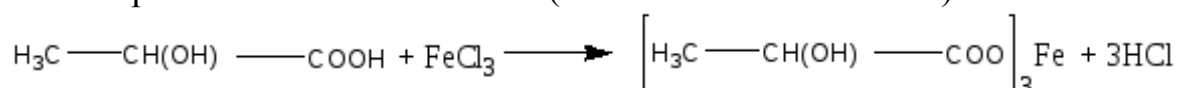
Уксусная кислота, как и большинство карбоновых кислот, — слабая кислота. Поэтому ее соли легко гидролизуются с образованием основных солей и продуктов водного гидролиза.

Опыт 3. Качественная реакция α -оксикислот с хлоридом железа (III)

Реактивы и материалы: хлорид железа (III), 0,1 н. раствор; фенол, водный раствор; молочная кислота; уксусная кислота концентрированная.

В две пробирки вводят по 1 капле раствора хлорида железа и добавляют по 2 капли раствора фенола. Растворы окрашиваются в фиолетовый цвет. В одну пробирку добавляют 2 капли молочной кислоты, а в другую — столько же капель уксусной кислоты. В пробирке с молочной кислотой появляется зеленовато-желтое окрашивание, в пробирке с уксусной кислотой цвет раствора не изменяется.

α -Оксикислоты вытесняют фенол из комплексного фенолята, и фиолетовая окраска раствора переходит в желтую. В присутствии молочной кислоты фиолетовый цвет железного комплекса изменяется на зеленовато-желтый вследствие образования лактата железа (молочнокислого железа):



Эта реакция представляет большой интерес и используется в клинической практике для определения молочной кислоты (как патологического продукта) в желудочном соке.

Опыт 4. Цветная реакция салициловой, галловой кислоты и танина с хлоридом железа (III)

Реактивы и материалы: салициловая кислота, насыщенный раствор; хлорид железа $FeCl_3$, 0,1 н. раствор; этиловый спирт 96%-ный; галловая кислота, танин (насыщенные растворы); хлорид железа (III), 0,1 н. раствор.

В пробирку вводят 2 капли раствора салициловой кислоты и прибавляют 1 каплю раствора хлорида железа. Раствор окрашивается в темно-фиолетовый цвет, что указывает на наличие в салициловой кислоте фенольного гидроксила. Добавляют к раствору 4 капли этилового спирта; окраска не исчезает (в отличие от фенола).

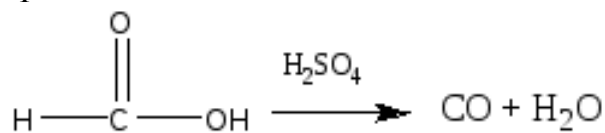
В одну пробирку вносят 2 капли раствора галловой кислоты, в другую—2 капли танина, прибавляют в каждую пробирку по капле раствора хлорида железа. Галловая кислота с хлоридом железа дает зеленовато-черное окрашивание, а танин — сине-черное.

Опыт 5. Разложение муравьиной и щавелевой кислот при нагревании с концентрированной серной кислотой

Реактивы и материалы: муравьиная кислота безводная; серная кислота концентрированная ($d = 1,84 \text{ г/см}^3$); щавелевая кислота кристаллическая; серная кислота ($d = 1,84 \text{ г/см}^3$); баритовая вода, насыщенный раствор.

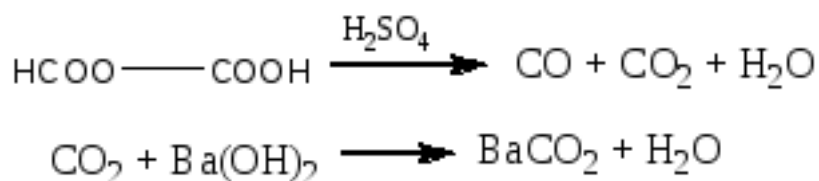
Оборудование: газоотводная трубка.

В пробирку приливают 3 капли муравьиной кислоты, 3 капли концентрированной серной кислоты и нагревают смесь в пламени горелки. Бурно выделяется газ. При поджигании газ горит голубоватыми вспышками. Химизм процесса:



Муравьиная кислота под действием концентрированной серной кислоты разлагается с образованием оксида углерода. Это свойство отличает муравьиную кислоту от остальных карбоновых кислот.

В пробирку помещают несколько кристаллов щавелевой кислоты и добавляют 2 капли серной кислоты. Пробирку закрывают пробкой с газоотводной трубкой и нагревают на пламени горелки. Поджигают выделяющийся газ — он горит голубоватыми вспышками. После этого конец газоотводной трубки опускают в баритовую воду. Баритовая вода мутнеет. Химизм процесса:



Под действием концентрированной серной кислоты щавелевая кислота в отличие от других двухосновных кислот разлагается.

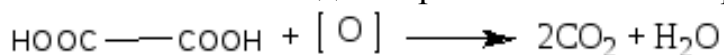
Опыт 6. Окисление перманганатом калия олеиновой, щавелевой кислот и растительных масел

Реактивы и материалы: щавелевая кислота кристаллическая; перманганат калия, 0,1 н. раствор; серная кислота, 0,2 н. раствор; баритовая вода, насыщенный раствор; олеиновая кислота; раствор; карбонат натрия, 0,5 н. раствор.

Оборудование: газоотводная трубка.

В пробирку помещают несколько кристаллов щавелевой кислоты, добавляют 2 капли перманганата калия и 1 каплю серной кислоты. Отверстие пробирки закрывают пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опущен и пробирку с баритовой водой. Реакционную смесь нагревают. Розовый

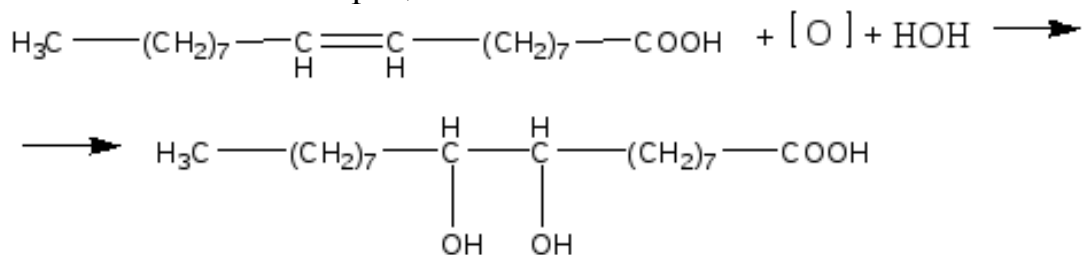
раствор перманганата калия обесцвечивается, а в пробирке с баритовой водой появляется белый осадок карбоната. Химизм процесса:



В отличие от высших гомологов щавелевая кислота обладает восстановительными свойствами: она количественно окисляется перманганатом калия в кислом растворе.

На этой реакции окисления щавелевой кислоты основано ее применение в аналитической химии для установления титра перманганата калия.

В пробирку помещают по 2 капли олеиновой кислоты, раствора карбоната натрия и раствора перманганата калия. При встряхивании смеси розовая окраска исчезает. Химизм процесса:



Обесцвечивание бромной воды и раствора перманганата калия указывает на наличие кратной связи в молекуле олеиновой кислоты.

Лабораторная работа №13.

Углеводы; их классификация

Цель: Исследование свойства углеводов.

Опыт № 1. Доказательство наличия гидроксильных групп в сахарозе.

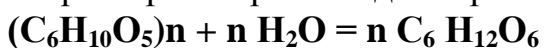
Просмотрите видео-опыт. Сделайте вывод.

Прильем к раствору сахарозы несколько капель раствора сульфата меди (II) и раствор щелочи. Осадка гидроксида меди не образуется. Раствор окрашивается в ярко-синий цвет. В данном случае сахароза растворяет гидроксид меди (II) и ведет себя как многоатомный спирт. Продукт реакции – сахарат меди (II).

Опыт № 2. Кислотный гидролиз крахмала.

Просмотрите видео-опыт. Сделайте вывод.

В присутствии кислот крахмал гидролизуются. При гидролизе крахмала образуется глюкоза. Экспериментально проверим это. Прокипятим смесь крахмального клейстера и серной кислоты. Полноту гидролиза будем проверять с реакцией с йодом. Гидролиз проводится до тех пор, пока реакция с йодом не станет отрицательной, т. е. проба раствора не будет давать с йодом синего окрашивания. Проверим наличие глюкозы в полученном растворе. Прильем к раствору щелочь и несколько капель раствора сульфата меди (II). Осадка гидроксида меди не образуется. Раствор окрашивается в ярко-синий цвет. Нагреем раствор. Выпадает красный осадок оксида меди (I).



Мы доказали, что при гидролизе крахмала образовалась глюкоза.

Опыт № 3. Растворение целлюлозы в аммиачном растворе гидроксида меди (II)

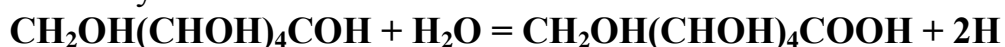
Просмотрите видео-опыт. Сделайте вывод.

Целлюлоза нерастворима в воде и в большинстве растворителей. Однако в аммиачном растворе гидроксида меди (II) целлюлоза растворяется хорошо. Продемонстрируем это. В концентрированный аммиачный раствор опускаем небольшие порции ваты. Вата хорошо растворяется в данном растворе. Получается густой вязкий раствор целлюлозы в аммиачном растворе гидроксида меди (II). Раствор целлюлозы используют в промышленности для получения медноаммиачного шелка.

Опыт № 4. Окисление глюкозы кислородом воздуха в присутствии метиленового голубого.

Просмотрите видео-опыт. Сделайте вывод.

Окисление глюкозы до глюконовой кислоты особенно легко протекает в щелочной среде в присутствии индикатора метиленового голубого. В колбе с водой растворим гидроксид натрия. Добавим туда глюкозу и затем немного раствора метиленового голубого. Через некоторое время раствор становится бесцветным. Перемешаем раствор. Он вновь окрашивается в голубой цвет. Такие изменения окраски можно наблюдать много раз подряд. Под действием щелочи в водной среде глюкоза дегидрируется, превращаясь в глюконовую кислоту.



В отсутствие метиленового голубого отщепляющийся при дегидрировании водород окисляется кислородом воздуха очень медленно и реакция практически не идет. Метиленовый голубой присоединяет водород, превращаясь в бесцветное соединение. Это бесцветное соединение окисляется кислородом воздуха в метиленовый голубой, и вновь появляется голубая окраска. В процессе реакции индикатор практически не расходуется. Он является типичным катализатором окисления глюкозы до глюконовой кислоты.

Контрольные вопросы:

1. Значение углеводов для жизнедеятельности живых организмов. Их функции.
2. Классификация углеводов.
3. Каково применение углеводов в различных областях промышленности (в т.ч. и в пищевой)?

ВЫВОД:

Лабораторная работа №14.

Белки, химические свойства.

Аминокислотами называются азотсодержащие органические соединения, в молекулах которых содержатся аминогруппы и карбоксильные группы.

В зависимости от взаимного расположения карбоксильной и аминогрупп различают α-, β-, γ- и т.д. аминокислоты. Например,

CH₃-COOH - аминопропионовая кислота
 H₃- та |NH₂

CH₂ - COOH - аминопропионовая
 - |NH₂ кислота

Чаще всего термин "аминокислота" применяют для обозначения карбоновых кислот, аминогруппа которых находится в α-положении, т.е. для α-аминокислот. Общую формулу α-аминокислот можно представить следующим образом:

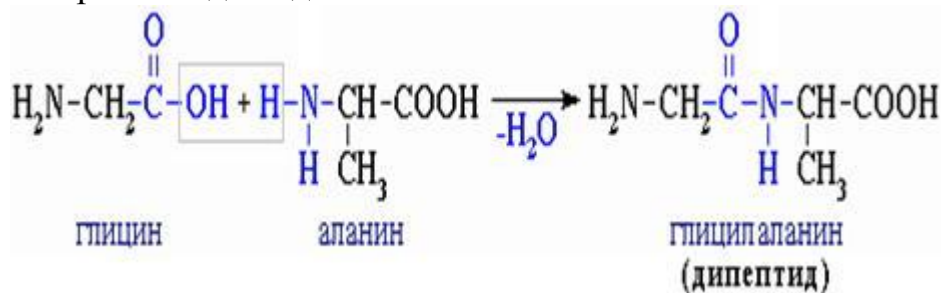


В зависимости от природы радикала (R) - аминокислоты делятся на алифатические, ароматические и гетероциклические.

α-аминокислоты вступают друг с другом в реакцию поликонденсации, приводя к амидам кислот. Продукты такой конденсации называются пептидами. При взаимодействии двух аминокислот образуется дипептид:

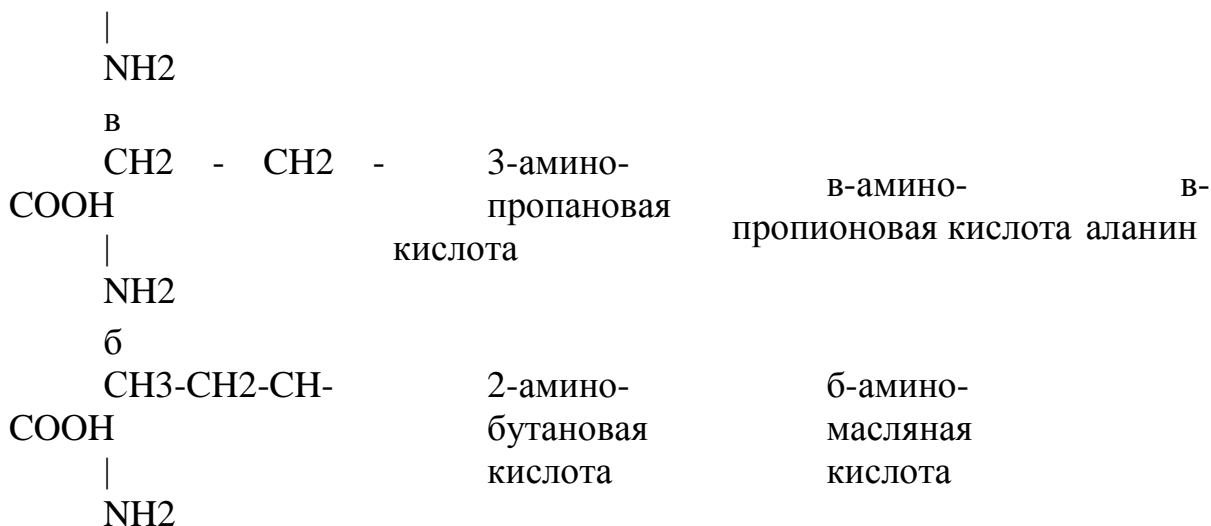
Образующаяся группировка **-CO-NH-** называется **пептидной связью**.

При взаимодействии дипептида с новой молекулой аминокислоты получается трипептид и т.д.



Примеры простейших аминокислот

Представитель систематическая номенклатура	Название		глицин (гликокол)
	рациональная номенклатура	тривиальная номенклатура	
$\begin{array}{c} \text{б} \\ \text{CH}_2 - \text{COOH} \\ \\ \text{NH}_2 \end{array}$	2-амино этановая кислота	б-амино- уксусная кислота, гликокол	
$\begin{array}{c} \text{б} \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{COOH} \end{array}$	2-амино- пропановая кислота	б-амино- пропионовая кислота	б- аланин



Белки - это азотсодержащие высокомолекулярные органические вещества со сложным составом и строением молекул. Представляют собой природные полимеры (сложные полипептиды), молекулы которых построены из остатков аминокислот, соединённых между собою амидной (пептидной) связью.

Это природные полипептиды с высокими значениями молекулярной массы (от 5-10 тыс. до 1 млн. и более). Они входят в состав клеток и тканей всех живых организмов и являются основной составной частью нашей пищи.

В состав белков входит углерод, водород, кислород и азот. В значительно меньшем количестве в их состав могут входить также сера, фосфор и другие элементы. Белки представляют собой весьма нестойкие соединения, что затрудняет изучение их физических и химических свойств. Конечными продуктами распада белков являются

б- аминокислоты. Молекулярная масса их очень велика.

С белками связаны все жизненные процессы. Они служат питательными веществами, регулируют обмен веществ, исполняя роль ферментов - катализаторов обмена веществ, способствуют переносу кислорода по всему организму и его поглощению, играют важную роль в функционировании нервной системы, являются механической основой мышечного сокращения, участвуют в передаче генетической информации и т.д.

Повторить и закрепить на основе эксперимента понятия

Цель работы: изучить о составе и структуре белковых молекул, приготовить водный раствор яичного альбумина, изучить цветные качественные реакции на белки

Оборудование и реактивы: Гидроксид натрия NaOH, раствор медного купороса CuSO₄, яичный белок (свежий), концентрированная серная кислота H₂SO₄, концентрированная азотная кислота HNO₃, соляная кислота, раствор аммиака, лакмус, штатив с пробирками

Опыт 1. Свёртывание белка при нагревании.

Свёртывание белков, т.е. **денатурация** - процесс утраты белком природной (нативной) конформации, сопровождающаяся обычно потерей его биологической функции. При денатурации под влиянием внешних факторов (температуры, механического воздействия, действия химических реагентов и ряда других факторов) происходит разрушение вторичной, третичной и четвертичной структур белковой макромолекулы. Первичная структура, а, следовательно, и химический состав белка не меняются. Изменяются физические свойства: снижается растворимость, способность к гидратации, теряется биологическая активность. Меняется форма белковой макромолекулы, происходит укрупнение.

Для работы служит белок куриного яйца, растворённый в воде (белок одного яйца на 150 мл воды).

Описание опыта. Небольшое количество раствора белка нагреть на горелке до кипения. Наблюдается помутнение жидкости. Полученный осадок не растворяется ни при охлаждении, ни при разбавлении водой, т.е. реакция является необратимой.

Опыт 2. Ксантопротеиновая реакция

Ксантопротеиновая реакция указывает на наличие в белках остатков ароматических аминокислот (фенилаланин, тирозин, триптофан). При действии концентрированной азотной кислоты происходит реакция нитрования ароматических ядер с образованием окрашенных в жёлтый цвет нитросоединений. При действии аммиака нитросоединения изомеризуются с образованием интенсивно окрашенных солеобразных продуктов.

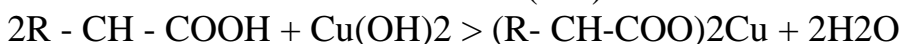
Описание опыта. К 1 мл раствора белка добавить 5-6 капель концентрированной HNO_3 до появления белого осадка (или мути от свернувшегося под влиянием кислоты белка). При нагревании раствор и осадок окрасятся в ярко-жёлтый цвет (осадок почти полностью гидролизует и растворится).

Смесь охладить, добавить (осторожно, не взбалтывая) по каплям избыток концентрированного водного аммиака (или едкой щелочи) до щелочной реакции. Выпадающий сначала осадок кислотного альбумината растворится, жидкость окрасится в ярко-оранжевый цвет.

Биуретовая реакция указывает на наличие в белке повторяющихся пептидных группировок $-\text{CO}-\text{NH}-$. Это подтверждается тем, что белки дают фиолетовое окрашивание при действии небольшого количества раствора медного купороса в присутствии щёлочи. Окраска объясняется образованием комплексных соединений меди.

Опыт 3. Биуретовая реакция

Описание опыта. В пробирку помещают 1 мл раствора яичного белка, 1 мл раствора гидроксида натрия и 1-2 капли раствора сульфата меди (II). Жидкость окрасится в красно-фиолетовый цвет (при малом содержании белка к его раствору в щёлочи осторожно прибавить 0,5-1 мл раствора CuSO_4 , окраска появится на границе слоёв). Уравнение реакции:



NH₂ NH₂

Опыт 4. Осаждение белка солями тяжёлых металлов

Описание опыта. Берут две пробирки и помещают в них по 1 мл раствора яичного белка и медленно, при встряхивании, по каплям, добавляют в одну пробирку насыщенный раствор сульфата меди (II), в другую - 20%-ный раствор ацетата свинца. Образуются осадки трудно растворимых солеобразных соединений белка. Опыт иллюстрирует применение белка как противоядия при отравлении солями тяжёлых металлов. Уравнения реакций:

- $2R - CH - COOH + CuSO_4 > (R - CH - COO)_2Cu + H_2SO_4$
- $2R - CH - COOH + (CH_3COO)_2Pb > (R - CH - COO)_2Pb + CH_3COOH$

Опыт 4. Открытие серы в белках

Описание опыта. В пробирку наливают около 0,5 мл раствора ацетата свинца и прибавляют раствор гидроксида калия до растворения образовавшегося осадка гидроксида свинца. В другую пробирку наливают около 2-3 мл раствора белка и приливают такой же объём полученного раствора плюмбита. Нагревают смесь до кипения в течение 2-3 минут. Появление тёмного окрашивания указывает на образование сульфита свинца. Напишите уравнения реакций.

Практическая работа № 4 по теме: «Распознавание пластмасс и волокон»

Цель: вспомнить знания о волокнах и пластмассах, полученные на уроках химии, научиться распознавать выданные вещества химическим методом.

Оборудование и реактивы: образцы пластмасс и волокон под номерами, спиртовка, спички, стеклянные палочки, тигельные щипцы, асбестовые сетки.

Порядок выполнения работы

Определите выданные вам высокомолекулярные вещества – волокна и пластмассы. Заполните таблицу.

Распознавание пластмасс

В разных пакетах под номерами имеются образцы пластмасс. Пользуясь при веденными ниже данными, определите, под каким номером какая пластмасса находится.

Полиэтилен. Полупрозрачный, эластичный, жирный на ощупь материал. При нагревании размягчается, из расплава можно вытянуть нити. Горит синеватым пламенем, распространяя запах расплавленного парафина, продолжает гореть вне пламени.

Поливинилхлорид. Эластичный или жесткий материал, при нагревании быстро размягчается, разлагается с выделением хлороводорода. Горит коптящим пламенем, вне пламени не горит.

Полистирол. Может быть прозрачным и непрозрачным, часто хрупок. При нагревании размягчается, из расплава легко вытянуть нити. Горит коп-

тящим пламенем, распространяя запах стирола, продолжает гореть вне пламени.

Полиметилметакрилат. Обычно прозрачен, может иметь различную окраску. При нагревании размягчается, нити не вытягиваются. Горит желтоватым пламенем с синей каймой и характерным потрескиванием, распространяя эфирный запах.

Фенолформальдегидная пластмасса. Темных тонов (от коричневого до черного). При нагревании разлагается. Загорается с трудом, распространяя запах фенола, вне пламени постепенно гаснет.

Распознавание волокон

В разных пакетах под номерами содержатся образцы волокон. Пользуясь приведенными ниже данными, определите, под каким номером какое волокно находится.

Хлопок. Горит быстро, распространяя запах жженой бумаги, после сгорания остается серый пепел.

Шерсть, натуральный шелк. Горит медленно, с запахом жженных перьев, после сгорания образуется черный шарик, при растирании превращающийся в порошок.

Ацетатное волокно. Горит быстро, образуя нехрупкий, спекшийся шарик темно-бурого цвета. В отличие от других волокон растворяется в ацетоне.

Капрон. При нагревании размягчается, затем плавится, из расплава можно вытянуть нити. Горит, распространяя неприятный запах.

Лавсан. При нагревании плавится, из расплава можно вытянуть нити. Горит коптящим пламенем с образованием темного блестящего шарика.

Содержание работы: Цвет, внешний вид. Горит или нет. Характер горения. Запах.

Запишите формулы исходных веществ и формулы полимеров образцов. К какому классу относятся данные образцы волокон

№ пакета

Внешний вид

Отношение к нагреванию

запах

Название полимера

Дифференцированный зачет

1. Перечень вопросов к дифференцированному зачету.

1. Предмет органической химии, особенности органических веществ.
2. Теория строения органических соединений А.М.Бутлерова. Строение атома углерода.
3. Классификация органических соединений. Основы номенклатуры, изомерия и ее виды.
4. Природные источники углеводов.

5. Алканы, строение, свойства, изомерия, номенклатура, получение и применение.
6. Алкены, строение, свойства, изомерия, номенклатура, получение и применение.
7. Алкины, строение, свойства, изомерия, номенклатура, получение и применение.
8. Алкадиены, строение, свойства, изомерия, номенклатура, получение и применение.
9. Циклоалканы, строение, свойства, применение.
10. Ароматические углеводороды. строение, свойства, изомерия, номенклатура, получение и применение.
11. Строение, классификация спиртов.
12. Химические свойства спиртов и фенолов.
13. Состав, классификация, строение, свойства карбоновых кислот.
14. Карбонильные соединения, строение, свойства, получение и применение.
15. Сложные эфиры, жиры – строение, применение.
16. Углеводы, их классификация и значение.
17. Моносахариды. Глюкоза, строение, химические свойства, применение.
18. Полисахариды. Крахмал и целлюлоза – строение, химические свойства, применение и нахождение в природе.
20. Амины – строение, изомерия, номенклатура, свойства и применение.
21. Аминокислоты – строение, изомерия, номенклатура, свойства и применение.
22. Белки – строение, изомерия, номенклатура.
23. Свойства белков.
24. Полимеры-реакции полимеризации и поликонденсации, их строение. Пластмассы и волокна, классификация полимеров.
25. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.
26. Строение атома, его количественные характеристики.
27. Количественные законы и количественные характеристики веществ.
28. Классификация и свойства неорганических соединений.
29. Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления.
30. Электролитическая диссоциация. Электролиты и неэлектролиты.
31. Неметаллы, окислительные и восстановительные свойства неметаллов в зависимости от их положения в ряду электроотрицательности

2. Тестовые задания

2.1. Пример тестового задания

ТЕКСТ ЗАДАНИЯ:

Выберите один правильный ответ:

1. Электронную формулу атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ имеет химический элемент

- а) олово б) железо в) хлор г) кальций

2. Химическая связь в H_2S и Cu соответственно

- а) ионная и ковалентная полярная
б) ковалентная полярная и ионная
в) ковалентная полярная и металлическая
г) ковалентная неполярная и ионная

3. Металлические свойства элементов в группах с увеличением заряда ядра атома

- а) усиливаются
б) изменяются периодически
в) ослабевают
г) не изменяются

4. Формальдегид и угарный газ относятся к классам

- а) спиртов и оснований
б) оснований и спиртов
в) альдегидов и оксидам
г) карбоновых кислот и минеральных кислот

5. Взаимодействие бензола и фенола с бромом относится к реакциям

- а) обмена и замещения
б) присоединения и замещения
в) гидрирования и присоединения
г) замещения

6. Муравьиный альдегид реагирует с обоими веществами

- а) метанолом и этиленом
б) оксидом серебра и водородом
в) азотной кислотой и хлором
г) раствором бромной воды и оксидом серебра

7. Гомологами являются

- а) бутан и бутен
б) бутан и пропан
в) бутан и бутадиен
г) бутен и октин

8. Реакции ионного обмена соответствует уравнение

- а) $SO_2 + 2NaOH = Na_2SO_3 + H_2O$
б) $Na_2O + SO_2 = Na_2SO_3$
в) $Na_2SO_3 + 2HCl = 2NaCl + H_2O + SO_2 \uparrow$
г) $2HCl + Zn = ZnCl_2 + H_2 \uparrow$

9. К окислительно-восстановительным реакциям относится

- а) $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$
- б) $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- в) $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$
- г) $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$

10. Для распознавания альдегидов и углеводов можно использовать

- а) гидроксид меди (II)
- б) аммиачный раствор Ag_2O
- в) водород
- г) гидроксид натрия

11. Решите задачу и выберите один правильный ответ:

При дегидратации пропанола-2 получили пропилен, который обесцветил бромную воду массой 200 г. Массовая доля брома в бромной воде равна 3,2%. Определите массу пропанола-2, взятую для реакции.

- А) 1 г
- б) 2,4 г
- в) 3,8 г
- г) 5,9 г

Соответствие между балльной системой и системой оценивания по результатам тестирования устанавливается посредством следующей таблицы:

Объект оценки	Показатели оценивания результатов обучения	Оценка	Уровень результатов обучения
Обучающийся	60 баллов и менее	«Неудовлетворительно»	Низкий уровень
	74 – 61 баллов	«Удовлетворительно»	Пороговый уровень
	84 – 75 баллов	«Хорошо»	Повышенный уровень
	100 – 85 баллов	«Отлично»	Высокий уровень

3. Оценка ответа обучающегося на вопросы дифференцированного зачета

Достигнутый уровень результата обучения	Характеристика уровня сформированности компетенций	Шкала оценивания
Низкий уровень	Обучающийся: -обнаружил пробелы в знаниях основного учебно-программного мате-	Неудовлетвори-

	<p>риала;</p> <ul style="list-style-type: none"> -допустил принципиальные ошибки в выполнении заданий, предусмотренных программой; -не может продолжить обучение или приступить к профессиональной деятельности по окончании программы без дополнительных занятий по соответствующей дисциплине. 	<p>тельно</p>
<p>Пороговый уровень</p>	<p>Обучающийся:</p> <ul style="list-style-type: none"> -обнаружил знание основного учебно-программного материала в объеме, необходимом для дальнейшей учебной и предстоящей профессиональной деятельности; -справляется с выполнением заданий, предусмотренных программой; -знаком с основной литературой, рекомендованной рабочей программой дисциплины; -допустил неточности в ответе на вопросы и при выполнении заданий по учебно-программному материалу, но обладает необходимыми знаниями для их устранения под руководством преподавателя. 	<p>Удовлетворительно</p>
<p>Повышенный уровень</p>	<p>Обучающийся:</p> <ul style="list-style-type: none"> - обнаружил полное знание учебно-программного материала; -успешно выполнил задания, предусмотренные программой; -усвоил основную литературу, рекомендованную рабочей программой дисциплины; -показал систематический характер знаний учебно-программного материала; -способен к самостоятельному пополнению знаний по учебно-программному материалу и обновлению в ходе дальнейшей учебной работы и профессиональной деятельности. 	<p>Хорошо</p>
<p>Высокий уровень</p>	<p>Обучающийся:</p> <ul style="list-style-type: none"> -обнаружил всесторонние, систематические и глубокие знания учебно-программного материала; -умеет свободно выполнять задания, предусмотренные программой; -ознакомился с дополнительной литературой; -усвоил взаимосвязь основных понятий дисциплин и их значение для приобретения профессии; -проявил творческие способности в понимании учебно-программного материала. 	<p>Отлично</p>

Примечание: итоговая оценка формируется как средняя арифметическая результатов элементов оценивания дифференцированного зачета.