

ПРАВИТЕЛЬСТВО САНКТ-ПЕТЕРБУРГА

КОМИТЕТ ПО ОБРАЗОВАНИЮ

Санкт-Петербургское государственное бюджетное профессиональное образовательное учреждение «Автомеханический колледж»

РАССМОТРЕНО И ПРИНЯТО

на заседании Педагогического Совета
СПб ГБПОУ «Автомеханический колледж»

УТВЕРЖДАЮ

Директор СПб ГБПОУ
«Автомеханический колледж»

/Лучковский.Р.Н/

«_14_» ____04____ 2020 __г.

Протокол №_7_

«_13_» ____04____ 2020 __г

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

К ЛАБОРАТОРНЫМ РАБОТАМ И ПРАКТИЧЕСКИМ ЗАНЯТИЯМ

Дисциплины естественно- математического цикла

ОДБ.06 Химия

Специальность	23.02.07 Техническое обслуживание и ремонт двигателей, систем и агрегатов автомобилей
Дисциплина	ОДБ.06 Химия

ДЛЯ СРЕДНЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ

ПО ППССЗ

СРОК ОБУЧЕНИЯ – 3 ГОДА 10 МЕСЯЦЕВ

Сборник методических указаний к лабораторным работам практическим занятиям по дисциплине «ОДБ.06 Химия» разработан на основе Федерального государственного образовательного стандарта (далее ФГОС) среднего профессионального образования (далее СПО), рабочей программы «ОДБ.06 Химия» и предназначен для обучающихся по специальности ***23.02.07 Техническое обслуживание и ремонт двигателей, систем и агрегатов автомобилей***

Организация-разработчик:

Санкт-Петербургское государственное бюджетное профессиональное образовательное учреждение «Автомеханический колледж»

РАССМОТРЕНО И РЕКОМЕНДОВАНО К УТВЕРЖДЕНИЮ
на заседании Методической комиссии естественно-математического цикла
цикла СПб ГБПОУ «Автомеханический колледж»

Содержание

1. Пояснительная записка.....	4
2. Перечень лабораторных работ (Оформление для ПМ).....	6
3. Подготовка и порядок проведения лабораторных работ.....	9
4. Информационное обеспечение обучения.....	11
5.Пактические занятия с №1 по №15	12
.6.Лабораторные работы с №1по №13.....	33
7.Приложение (образец выполнения работ).....	55

1. Пояснительная записка

Настоящие методические рекомендации предназначены для обучающихся, в качестве практического пособия при выполнении лабораторных работ и практических занятий по программе дисциплины ОДБ.06 химия по специальности СПО **23.02.07 Техническое обслуживание и ремонт двигателей, систем и агрегатов автомобилей** на изучение общеобразовательной дисциплины ОДБ.06 химия отводится 78 часов, из них на проведение лабораторных и практических работ - 28 часов, т.е. 28 лабораторных работ и практических занятий.

Цель данных методических указаний:

- оказание помощи студентам в выполнении лабораторных и практических работ по дисциплине «ОДБ.06 Химия».
- способствовать освоению общих компетенций:

ОК.1. понимать сущность и социальную значимость будущей профессии, проявлять к ней устойчивый интерес

ОК.2. организовывать собственную деятельность, исходя из цели и способов ее достижения, определенных руководителем

ОК.3. анализировать рабочую ситуацию, осуществлять текущий и итоговый контроль, оценку и коррекцию собственной деятельности, неся ответственность за результаты своей работы

ОК.4. осуществлять поиск информации, необходимый для эффективного выполнения профессиональных задач

ОК.5. использовать информационно-коммуникационные технологии в профессиональной деятельности

ОК.6. работать в команде, эффективно общаться с коллегами, руководством, клиентами.

Лабораторные работы и практические занятия проводятся с целью систематизации и углубления знаний, полученных при изучении дисциплины **ОДБ.06 химия**, практической отработке обучающимися навыков по выполнению химического эксперимента, закреплению теоретических знаний, а так же ознакомление с организацией рабочего места, технологическим оборудованием и инвентарем, правилами техники безопасности при работе в кабинете химии выполнение лабораторных работ и практических занятий направлено на формирование **следующих умений:**

- выполнять химический эксперимент по распознаванию важнейших органических и неорганических веществ, получению конкретных веществ, относящихся к изученным классам соединений
- Проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям реакций
- Осуществлять самостоятельный поиск химической информации с использованием различных источников (справочных изданий, компьютерных баз данных, ресурсов Интернета), использовать компьютерные технологии для обработки и передачи химической информации и ее представления в различных формах
- Использовать приобретенные знания и умения в практической деятельности и повседневной жизни.

В результате выполнения лабораторных работ и практических занятий по дисциплине «**ОДБ.06 Химия**» обучающиеся должны:

- знать

- основные классы неорганических и органических соединений, их классификацию, свойства, типы химических реакций, основные способы получения некоторых веществ, их применение
- Теорию электролитической диссоциации,
- периодический закон и Периодическую систему Д.И. Менделеева с позиций современной теории строения атома
- Теорию химического строения А.М.Бутлерова, современные представления о строении органических веществ
- правила техники безопасности при работе в химической лаборатории

-уметь

- проводить реакции ионного обмена и качественные реакции ионов, определять реакцию среды в растворах при помощи индикаторов
- охарактеризовывать свойства металлов на основании их положения в Периодической системе Д.И.Менделеева и электрохимическом ряду напряжений металлов
- проводить реакции лабораторных способов получения некоторых органических веществ (альдегидов, сложных эфиров и др.)
- распознавать органические вещества (по программе) на основе их строения и свойств
- описывать свойства органических веществ, составлять уравнения реакций

- решать расчетные и расчетно-экспериментальные задачи
 - уточнять цели и определять задачи эксперимента в соответствии с инструкцией, наблюдать, анализировать, устанавливать причинно-следственные связи, обобщать полученные результаты и делать выводы при выполнении химического эксперимента
 - моделировать молекулы органических веществ
 - применять теоретические знания для решения конкретных практических заданий
- составлять план эксперимента по инструкции, выполнять отчет в соответствии с требованиями, предъявляемыми к оформлению лабораторных и практических работ.

владеть практическими навыками правильного обращения с химическими реактивами и оборудованием, выполнению химического эксперимента по инструкции в соответствии с правилами по технике безопасности, изготавливать простейшее оборудование, необходимое для проведения химического эксперимента, изображать проведение эксперимента в виде рисунков, таблиц, диаграмм; самостоятельной работы с учебной литературой (учебники, справочники, интернет-ресурсы и др.) при решении контрольных вопросов

1. Перечень лабораторных работ и практических занятий

Наименование разделов, тем	№	Темы лабораторных и практических работ	Количество часов
Раздел 1.Общая и неорганическая химия			
Тема 1.1 Основные понятия и законы химии	1	Практическое занятие №1 «Решение задач на расчет массовой доли элементов в веществе»	1
Тема 1.2.Периодический закон и ПС. Д.И.Менделеева и строение атома	2	Практическое занятие №2 «Заполнение электронных оболочек атомов для элементов малых и больших периодов»	1
Тема 1.3 Строение вещества	3	Практическое занятие №3 «Сравнительная характеристика ковалентной и ионной связи»	1

Тема 1.4 Вода. Растворы. ТЭД	4	Практическое занятие №4 «Растворы. Решение задач на расчет массовой доли вещества в растворе»	1
	5	Лабораторная работа №1 «Реакции ионного обмена»	1
Тема 1.5 Химические реакции	6	Лабораторная работа №2 «Факторы, влияющие на скорость реакции»	1
Тема 1.6 Классификация веществ. Простые вещества	7	Практическое занятие №5 «Коррозия металлов. Виды коррозии. Способы защиты от коррозии»	1
	8	Практическое занятие №6 « Общие способы получения металлов. Metallургия и ее виды»»	1
	9	Лабораторная работа №3 «Амфотерность на примере алюминия и его соединений»	1
	10	Лабораторная работа №4 «Свойства железа и его соединений»	1
	11	Практическое занятие №7 «Особенности взаимодействия азотной и концентрированной серной кислот с металлами»	1
	12	Лабораторная работа №5 «Решение экспериментальных задач»	1
Тема 1.7 Классы неорганических соединений	13	Лабораторная работа №6 «Гидролиз солей»	1
	14	Лабораторная работа №7 «Генетическая связь между классами неорганических соединений»	1
.Раздел 2. Органическая химия			
Тема 2.1 Предмет органической химии. Теория химического строения органических соединений А.М.Бутлерова	15	Практическое занятие №8 « Изомерия. Составление структурных формул изомеров»	1
	16	Практическое занятие №9 «Важнейшие классы органических веществ. Классификационные признаки органических соединений»	1
Тема 2.2 Углеводороды и природные источники углеводородов	17	Практическое занятие №10 «Решение задач на вывод формул по массовым долям элементов»	1
	18	Практическое занятие №11 «Природные источники углеводородов. Природный и попутный нефтяной газы. Нефть и способы переработки нефти»	1
Тема 2.3 Кислородосодержащие органические соединения	19	Практическое занятие №12 «Жиры. Свойства жиров Мыла, отношение мыла к жесткой воде. СМС, экологические аспекты применения	1
	20	Практическое занятие №13 «Полисахариды. Сравнительная характеристика крахмала и	1

		целлюлозы»	
	21	Лабораторная работа №8 «Качественные реакции органических веществ»	1
	22	Лабораторная работа №9 «Решение экспериментальных задач»	1
	23	Лабораторная работа №10 «Химические свойства уксусной кислоты»	1
Тема 2.4 Азотосодержащие органические соединения	24	Лабораторная работа №11 «Химические свойства белков, денатурация куриного белка под действием различных факторов»	1
	25	Лабораторная работа №12 « Распознавание волокон и пластмасс»	1
	26	Лабораторная работа №13 «Решение экспериментальных задач по курсу органической химии»	1
	27	Практическое занятие №14 «Генетическая связь между классами органических соединений»	1
	28	Практическое занятие №15 « Решение расчетных задач»	1

3. Подготовка и порядок проведения лабораторных и практических работ

Подготовка и порядок проведения лабораторных и практических работ включает подготовку преподавателя, студентов и места проведения.

Подготовка преподавателя состоит из анализа форм и методов проведения данной работы и подготовки заданий для студентов. Работы проводятся в соответствии с инструкцией по охране труда

Инструкция по охране труда № 5-12

При проведении лабораторных и практических работ по химии

1. Общие требования безопасности

1.1. К проведению лабораторных и практических работ по химии допускаются студенты, прошедшие инструктаж по охране труда, медицинский осмотр и не имеющие противопоказаний по состоянию здоровья

1.2. Студенты должны соблюдать правила поведения, расписание занятий, установленные режимы труда и отдыха.

1.3 При проведении лабораторных и практических занятий по химии возможно воздействие следующих повреждающих факторов: химические ожоги при попадании на кожу или в глаза едких химических веществ; термические ожоги при неаккуратном нагревании жидкостей; порезы рук при небрежном обращении с лабораторной посудой; возникновение пожара при неаккуратном обращении с легковоспламеняющимися и горючими жидкостями

1.4. Кабинет химии должен быть оснащен медицинской аптечкой с набором необходимых медикаментов и перевязочных средств.

1.5. Студенты обязаны соблюдать правила пожарной безопасности, знать места расположения первичных средств пожаротушения. Кабинет химии должен быть оснащен двумя огнетушителями, ящиком с песком и двумя накидками из огнезащитной ткани

1.6. О каждом несчастном случае пострадавший или очевидец несчастного случая обязан немедленно сообщить преподавателю. При неисправности оборудования прекратить работу и сообщить об этом преподавателю

1.7. В процессе работы студенты должны соблюдать порядок проведения опытов и практических занятий, правила личной гигиены, соблюдать чистоту рабочего места

1.8. Студенты, допустившие невыполнение или нарушение инструкции по охране труда, привлекаются к ответственности в соответствии с «Правилами внутреннего распорядка для обучающихся» и со всеми обучающимися проводится внеплановый инструктаж по охране труда

2. Требования безопасности перед началом работы

2.1. Изучить содержание и порядок проведения лабораторной или практической работы, а также безопасные приемы его выполнения

- 2.2. При проведении работы, связанной с нагреванием жидкостей до температуры кипения, использованием разъедающих растворов подготовить защитные очки
- 2.3. Подготовить к работе рабочее место, убрать все лишнее, убрать с прохода сумки
- 2.4. Проверить исправность оборудования, приборов, целостность лабораторной посуды.

3. Требования безопасности во время работы

- 3.1. Соблюдать все указания преподавателя по безопасному обращению с реактивами, порядку выполнения работы
- 3.2. Подготовленный к работе прибор или установку показать преподавателю
- 3.3. Запрещается самостоятельно проводить любые опыты, не предусмотренные данной работой
- 3.4. Запрещается выносить из кабинета и вносить в него любые вещества без разрешения преподавателя
- 3.5. Постоянно поддерживать порядок на рабочем месте, обо всех разливах растворов, а также о рассыпанных твердых реактивах немедленно сообщить преподавателю. Самостоятельно убирать любые химические реактивы запрещается
- 3.6. Обо всех неполадках в работе оборудования необходимо ставить в известность преподавателя, устранять самостоятельно неисправности запрещается
- 3.7. Перед проведением работы с нагреванием жидкости, использованием едких растворов надеть защитные очки
- 3.8. Для нагревания жидкостей использовать только тонкостенные сосуды, наполненные жидкостью не более чем на треть. В процессе нагревания не направлять горлышко сосуда на себя и на своих товарищей, не наклоняться над сосудами и не заглядывать в них.
- 3.9. Запрещается пробовать любые растворы и реактивы на вкус, а также принимать пищу и напитки в кабинете химии

4. Требования безопасности в аварийных ситуациях

- 4.1. При разливе водного раствора кислоты или щелочи, а также при рассыпании твердых реактивов немедленно сообщить об этом преподавателю
- 4.2. При разливе легковоспламеняющихся жидкостей или органических веществ немедленно погасить открытый огонь спиртовки и сообщить об этом преподавателю
- 4.3. При воспламенении жидкости немедленно сообщить об этом преподавателю и по его указанию покинуть помещение
- 4.4. В случае, если разбилась лабораторная посуда, не собирать ее осколки незащищенными руками, а использовать для этой цели щетку и совок
- 4.5. При возникновении аварийной ситуации каждый студент незамедлительно, не допуская паники, должен сообщить об этом преподавателю и в дальнейшем действовать в соответствии с его указаниями. В том случае, когда невозможно сообщить преподавателю или администрации лица, действовать самостоятельно

4.5.1. При возникновении пожара

- прекратить выполнение учебного задания
- оповестить находящихся в кабинете и покинуть аварийное помещение
- вызвать пожарных по телефону 01
- сообщить о возгорании мастеру производственного обучения или администрации лица

4.5.2. При аварии системы отопления

- прекратить выполнение учебного задания
- оценить масштабы аварии и в зависимости от степени опасности покинуть помещение или принять меры по прекращению подачи воды в помещение и начать сбор воды в емкости
- сообщить об аварии мастеру производственного обучения или администрации лицея

4.5.3. При несчастном случае

- попытаться оказать первую помощь пострадавшему
- сопроводить пострадавшего в медицинский пункт лицея или вызвать медицинских работников
- сообщить о несчастном случае мастеру производственного обучения или администрации лицея

5. Требования безопасности по окончании работы

- 5.1. Погасить спиртовку специальным колпачком, не задувая пламя спиртовки ртом, а также не гасить ее пальцами
- 5.2. Привести в порядок рабочее место, сдать все оборудование, приборы, реактивы преподавателю, отработанные водные растворы слить в стеклянный сосуд вместимостью не менее 3 литров
- 5.3. Проветрить помещение и тщательно вымыть руки с мылом.

4. Информационное обеспечение обучения

1. Габриелян О.С. Химия 10 класс базовый уровень ФПУ М., Просвещение, 2019 Э ФУ

2. Габриелян О.С. Химия 11 класс базовый уровень ФПУ М., Просвещение, 2019 Э ФУ

3. Электронная библиотека

Дополнительные источники

1. Электронные ресурсы:

1.1 Единая коллекция цифровых образовательных ресурсов <http://school-collection.edu.ru>

1.2 Федеральный центр информационно-образовательных ресурсов <http://fcior.edu.ru>

1.3 <http://college.ru/himiya/>

1.4 <http://www.chemnet.ru>

1.5 <http://school-sector.relarn.ru/nsm/>

1.6 <http://www.hij.ru>

1.7 <http://chemistry.narod.ru>

1.8 <http://him-school.ru>

5. Лабораторные работы и практические занятия

Практическое занятие № 1

Тема: Решение задач на расчет массовой доли элементов в веществе

Цель: Научиться решать задачи на расчет массовой доли элемента в веществе.

Знать: Понятие «массовая доля элемента в веществе», формулу расчета массовой доли элемента.

Уметь: решать задачи на расчет массовой доли элемента в веществе.

Оборудование: Габриелян О.С. Химия 11 кл базовый уровень. Учебник для общеобразовательных учреждений. 2019.

ПС Д.И.Менделеева

Краткие теоретические сведения

Массовая доля элемента в веществе показывает отношение относительной атомной массы данного элемента к относительной молекулярной массе данного вещества.

$$\omega(\text{Э}) = \frac{n \cdot Ar(\text{Э})}{Mr}$$

Где: Ar – относительная атомная масса элемента

Mr – относительная молекулярная масса вещества

n – количество атомов данного элемента

Массовая доля выражается в процентах или долях единицы.

Задача: Рассчитать массовые доли элементов в ортофосфорной кислоте.

Алгоритм решения задачи.

1. Из Периодической таблицы Д.И.Менделеева выписываем значение относительных атомных масс элементов (округленных до целых чисел), входящих в состав вещества.

2. Вычисляем относительную молекулярную массу вещества

3. Вычисляем массовые доли элементов по формуле, приведенной выше.

Дано:

H_3PO_4

Найти: массовые доли элементов водорода, фосфора, кислорода.

Решение:

1. Из П.Т. Д.И.Менделеева выписать значения относительных атомных масс элементов водорода, фосфора, кислорода.

$Ar(\text{H}) = 1, Ar(\text{P}) = 31, Ar(\text{O}) = 16$

2. Вычислить относительную молекулярную массу ортофосфорной кислоты

$Mr(\text{H}_3\text{PO}_4) = 3Ar(\text{H}) + Ar(\text{P}) + 4Ar(\text{O}) = 3 + 31 + 64 = 98$

3. Вычисляем массовые доли элементов по формуле

Массовая доля (H) = $3 * 1 * 100\% / 98 = 3,06\%$

Массовая доля (P) = $1 * 31 * 100\% / 98 = 31,63\%$

Массовая доля (O) = $4 \cdot 16 \cdot 100\% / 98 = 65,31\%$

4. Проверка : $3,06\% + 31,63\% + 65,31\% = 100\%$

5. Запишите ответ.

Задание 1.

Рассчитайте массовые доли элементов в азотной кислоте.

Задание 2. Массовая доля элемента водорода равна 10%, массовая доля углерода – 90%, относительная молекулярная формула неизвестного вещества -78. Найдите молекулярную формулу этого соединения.

Контрольный вопрос: Рассчитайте массовую долю элемента водорода в воде.

Сформулируйте вывод о проделанной работе.

Практическое занятие №2

Тема: Заполнение электронных оболочек атомов для элементов малых и больших периодов.

Цель: Составлять электронные формулы для элементов первых четырех периодов

Знать: Основные понятия: атомные орбитали, энергетические уровни и подуровни, распределение электронов по атомным орбиталям.

Уметь: Составлять электронные формулы для элементов первых четырех периодов.

Оборудование: Габриелян О.С. Химия 11 кл. базовый уровень. Учебник для общеобразовательных учреждений. М., 2019.

ПС Д.И. Менделеева

Краткие теоретические сведения:

Первые доказательства сложности строения атома были получены в конце XIX века (Открытие радиоактивности А. Беккерелем, 1896г), затем были предложены первые модели строения атома. Движения микрочастиц описываются квантовой механикой. Вся совокупность сложных движений электрона в атоме описывается набором квантовых чисел. Возможность нахождения электрона в разных частях околоядерного пространства неодинакова.

Пространство вокруг ядра, в котором вероятность пребывания электрона наибольшая (свыше 90%), называют атомной орбиталью.

Существует несколько форм атомных орбиталей, различающихся формой и расположением в пространстве (s, p, d, f – орбитали). Распределение электронов по А.О. называется электронной конфигурацией атомов, происходит в соответствии с определенными правилами их заполнения.

1. В первую очередь электронами заполняются АО с наименьшей энергией. Порядок их заполнения следующий:

$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s = 3d < 4p < 5s = 4d < 5p < 6s = 5d < 4f < 6p < 7s$

2. Принцип (запрет) Паули.

В атоме не может быть двух электронов, у которых все четыре квантовых числа были бы одинаковы.

Исходя из этого на:

s – орбитали может находиться не более двух электронов, p – не более шести электронов, d – не более десяти электронов, f – не более четырнадцати. Первый энергетический уровень

состоит из одного подуровня 1s, второй – из двух подуровней: 2s, 2p, третий – из трех подуровней – 3s, 3p, 3d., четвертый уровень из четырех подуровней – 4s, 4p, 4d, 4f.

Распределение электронов по уровням и подуровням отражает **электронная формула**.

Рассмотрим электронные формулы для элементов первого периода П.С. Д.И. Менделеева: начинается первый период с элемента водорода. В атоме водорода имеется один электрон, поэтому состояние электрона в атоме водорода можно представить как $1s^1$, строение электронной оболочки атома гелия He $1s^2$ или, что то же самое



Изобразим строение электронных оболочек атомов для элементов второго периода:

№ эл-та	химический знак	Название элемента	Электронная формула
1	H	водород	$1s^1$
2	He	гелий	$1s^2$
II период			
3	Li	литий	$1s^2 2s^1$
4	Be	бериллий	$1s^2 2s^2$
5	B	бор	$1s^2 2s^2 2p^1$
6	C	углерод	$1s^2 2s^2 2p^2$
7	N	азот	$1s^2 2s^2 2p^3$
8	O	кислород	$1s^2 2s^2 2p^4$
9	F	фтор	$1s^2 2s^2 2p^5$
10	Ne	неон	$1s^2 2s^2 2p^6$

Для элементов третьего периода заполнение электронных оболочек атомов происходит аналогично элементам второго периода.

Рассмотрим теперь электронную конфигурацию атома калия, первого элемента четвертого периода: первые 18 электронов заполняют следующие орбитали: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. Казалось бы, что девятнадцатый электрон атома калия должен попасть на подуровень 3d, однако девятнадцатый электрон располагается на подуровне 4s. Т.о., электронная конфигурация атома калия $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$. У последующего элемента заполняется 4s подуровень и лишь после этого 3d подуровень (согласно принципу наименьшей энергии) у элемента скандия Sc. У последующих элементов есть свои исключения в последовательности заполнения 3d подуровня. Сейчас на этом останавливаться не будем. После заполнения 3d подуровня происходит заполнение 4p подуровня. Начинается заполнение 4p подуровня у элемента цинка Zn и у последующих элементов заполняется 4p подуровень.

Задание 1.

Напишите электронные формулы для элементов третьего периода ПС Д.И. Менделеева.

Задание 2.

Распределение электронов по уровням и подуровням в атоме элемента брома Br 2,8,18,7
Олова Sn 2,8,18,18,4

Напишите электронные формулы для этих элементов.

Контрольный вопрос

Электронная конфигурация внешнего уровня элемента $4s^2 4p^6$. О каком элементе идет речь? Сформулируйте вывод о проделанной работе.

Практическое занятие №3

Тема: Сравнительная характеристика ковалентной и ионной связи

Цель: Сравнить ковалентную и ионную связи по механизму образования, насыщенности, направленности. Понимать единую природу химической связи.

Знать: понятия «химическая связь», «ковалентная связь», «ионная связь», характеристики ковалентной и ионной связи.

Уметь: определять химическую связь в соединениях

Оборудование: Габриелян О.С. Химия 11 кл базовый уровень. Учебник для общеобразовательных учреждений. М., 2019

ПС Д.И.Менделеева

Краткие теоретические сведения

Лишь немногие химические элементы (благородные газы) в обычных условиях находятся в одноатомном состоянии. Атомы остальных элементов в индивидуальном виде не существуют, так как могут взаимодействовать между собой или с атомами других элементов, образуя при этом более сложные частицы. Между атомами действуют электростатические силы, т.е. силы взаимодействия электрических зарядов, носителями которых являются электроны и ядра атомов. Главную роль в образовании химической связи играют электроны, расположенные на внешней оболочке и связанные с ядром наименее прочно, **валентные электроны**. Наибольшей устойчивостью обладают внешние оболочки из двух или восьми электронов. Атомы, имеющие на внешней оболочке менее восьми электронов, стремятся приобрести структуру благородных газов. **При образовании молекулы атомы стремятся приобрести устойчивую восьмиэлектронную (октет) или двухэлектронную(дублет) оболочки.** Это является причиной образования химической связи. Различают ионную, ковалентную, водородную, металлическую связь.

Химическая связь, образованная за счет общих электронных пар, называют ковалентной связью. Ковалентная связь может быть полярной и неполярной. Неполярная ковалентная связь образуется между атомами элементов, имеющих одинаковую электроотрицательность. При этом общая электронная пара расположена симметрично относительно ядер атомов. Полярная ковалентная связь образуется между атомами разных элементов, имеющих разную электроотрицательность (ЭО). При этом общая электронная пара смещена к атому с большей ЭО. (**Электроотрицательность - это способность атомов притягивать к себе валентные электроны других атомов**). Ковалентная связь характеризуется длиной связи (расстояние между ядрами), насыщенностью (способность атома образовывать ограниченное число связей), направленностью (обуславливает геометрию молекул), кратностью связи – число электронных пар, участвующих в ее образовании (связь образованная одной парой электронов называется одинарной, двумя парами - двойной, тремя парами - тройной). Разные ковалентные связи обладают различной прочностью. Прочность связи характеризуют энергией связи, т.е. энергией, которая необходима для разрыва связи.

Ионная связь возникает между атомами элементов, сильно отличающихся по электроотрицательности (как правило, между атомами типичных металлов и типичных неметаллов). Ионная связь характерна и для основных оксидов, щелочей, солей. Ее возникновение также связано с образованием электронной пары, но она практически полностью смещается к более электроотрицательному атому. **Химическая связь, возникающая между ионами в результате электростатического притяжения, называется ионной.**

Ионную связь можно рассматривать как крайний случай ковалентной полярной связи. Условно считают, что связь ионная, если разность значений ЭО двух атомов превышает 2. Ионная связь по своим свойствам сильно отличается от ковалентной связи. В ионных кристаллах каждый ион притягивается ко всем противоположно заряженным ионам, рас-

положенных в любых направлениях и на любых расстояниях от него. Это означает, что ионную связь нельзя характеризовать направленностью. Кроме того каждый ион образует очень большое число ионных связей, поэтому понятие валентности элемента в ионном соединении теряет смысл.

Задание 1. Сравнение ионной и ковалентной связи

Сравните свойства ионной и ковалентной связи.

	Характеристика	Ковалентная связь	Ионная связь
1	Определение		
2	Механизм образования		
3	Насыщаемость		
4	Направленность		
5	Энергия связи		
6	Понятие «валентность» (применимо или нет)		

Задание 2. Из предложенных формул соединений:

H_2 , HBr , Na_2O , CaO , CO_2 , O_2 , NO_2 , K_3N , NH_3 , N_2 , NF_3 , F_2 , MgF_2

Выберите формулы соединений, в которых химические связи: а) ковалентные неполярные; б) ковалентные полярные.

Соединения с ковалентной неполярной связью	Соединения с ковалентной полярной связью
--	--

Контрольный вопрос

Какой тип связи образуется между атомами с зарядами ядер +19 и +9? Составьте схему образования такого соединения.

Сформулируйте вывод о проделанной работе

Практическое занятие №4

Тема: Растворы. Решение задач на расчет массовой доли вещества в растворе

Цель работы: Решать задачи на расчет массовой доли растворенного вещества, понимать практическое значение для приготовления растворов с заданной массовой долей растворенного вещества

Знать: Понятие «растворы», способы выражения концентрации растворов

Уметь: Решать задачи на расчет массовой доли вещества в растворе

Краткие теоретические сведения:

Растворы являются важной составляющей живой и неживой природы и играют значительную роль в науке и технике. Физиологические и биохимические процессы в организме растений и животных, образование осадочных пород, промышленные процессы в основном протекают в растворах. Чаще всего речь идет об истинных растворах.

Истинным раствором называют устойчивую гомогенную систему переменного количественного состава, состоящую из двух и более компонентов.

Соотношение компонентов в растворе может быть разным в зависимости от способности вещества растворяться в растворителе и условий приготовления раствора. Относительное содержание растворенного вещества в растворе называют **концентрацией растворенного вещества**.

Количественный состав ненасыщенных растворов можно выразить массовой долей растворенного вещества.

Массовой долей растворенного вещества X называют отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора.

Массовая доля является безразмерной величиной, ее выражают в долях или процентах.

$$\omega = \frac{m(\text{р. в.})}{m(\text{р-ра})}$$

Количественный состав можно выразить и при помощи молярной концентрации. (см. стр.82)

Рассмотрим решение задачи на расчет массовой доли растворенного вещества:

Задача:

Рассчитайте массовую долю сахара, если в 250 г воды растворили 50 г сахара.

<p>Дано:</p> $m(\text{H}_2\text{O}) = 250 \text{ г}$ $m(\text{сах.}) = 50 \text{ г}$ <hr/> $\omega(\text{сах.}) = ?$	<p>Решение:</p> $\omega(\text{сах.}) = \frac{m(\text{сах.}) \cdot 100\%}{m(\text{р})}$ $m(\text{р}) = m(\text{сах.}) + m(\text{H}_2\text{O})$ $\omega(\text{сах.}) = \frac{50 \cdot 100\%}{50 + 250} = 16,7\%$
--	--

Ответ: массовая доля сахара в растворе равна 16,7%

Задание 1: Рассчитайте массовую долю хлорида натрия в растворе, если в 150 г воды растворили 10 г поваренной соли.

Задание 2: Вычислите, какую массу сульфата цинка необходимо взять для приготовления 10г раствора глазных капель, применяемых для лечения конъюнктивита, с массовой долей соли в растворе 0,25%?

Решите задачу и сделайте вывод о том, как приготовить раствор с определенной массовой долей растворенного вещества.

Контрольный вопрос

Где мы можем воспользоваться умением готовить растворы с определенной массовой долей растворенного вещества?

Практическое занятие №5

Тема: Коррозия металлов. Виды коррозии. Способы защиты от коррозии.

Цель: Характеризовать и описывать коррозию металлов как ОВР процесс, познакомиться со способами защиты металлов от коррозии.

Знать: определение коррозии металлов, виды коррозии, способы защиты металлов от коррозии.

Уметь: характеризовать коррозию как ОВР процесс, применять полученные знания на практике

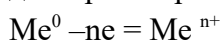
Оборудование: Габриелян О.С. Химия 11 кл базовый уровень. Учебник для общеобразовательных учреждений. М.,2019.

Краткие теоретические сведения

Поверхность изделий из большинства металлов при контакте с окружающей средой подвергается химическому воздействию и разрушению - **коррозии**

Причиной этого явления является способность металлов и их сплавов вступать в окислительно-восстановительные реакции (ОВР) с веществами окружающей среды. Как и электролиз, коррозия относится к электрохимическим процессам. В зависимости от характера воздействия различают **химическую и электрохимическую коррозию**. В агрессивных средах, не проводящих электрический ток, например газах, при высоких температурах обычно развивается химическая коррозия. Суть ее в непосредственном окислении металла веществами окружающей среды. Электрохимическая коррозия характерна для сред, имеющих ионную проводимость. Процесс взаимодействия металла с окислителем включает анодное растворение металла и катодное восстановление окислителя вследствие возникновения в металле локальных микрогальванических пар, которые возникают из-за неоднородности металлов и сплавов.

Анодом при коррозии являются те участки металла, которые имеют дефекты, испытывают повышенные механические напряжения, содержат включения более активного металла. На аноде происходит окисление металла, в результате чего его катионы переходят в раствор:



Катодом служат те участки металла, которые содержат включения менее активного металла, неметаллические примеси и загрязнения или недеформированные участки металлической поверхности. На катодных участках всегда происходит восстановление компонентов окружающей среды.

Таким образом, разрушение металла за счет его окисления происход

ит на анодных участках. Все способы защиты от коррозии металлов подразделяют

ся на: неэлектрохимические (легирование, защитные покрытия, введение ингибиторов, изменение свойств коррозионной среды, рациональное конструирование) и электрохимические (протекторная защита, катодная защита, анодная защита)

Задание 1.

Прочитайте материал учебника (стр.195 – 198) и заполните следующую таблицу

Методы защиты от коррозии	Принцип действия	Область применения

Задание 2.

Огромная масса железа теряется из-за коррозии. Определите формулу кислородного соединения железа, которое образуется при коррозии, если оно содержит 72,4% железа и 27,6% кислорода.

Контрольный вопрос

В повседневной жизни человек чаще всего встречается с покрытием железа цинком (оцинкованная жесть) и оловом (белая жесть). Где такие покрытия используются?

Сформулируйте вывод о проделанной работе

Практическое занятие №6

Тема: Общие способы получения металлов. Металлургия и ее виды

Цель: Познакомиться со способами получения металлов

Знать: способы промышленного получения металлов

Уметь: записывать уравнения реакций, получения металлов.

Оборудование: Габриелян О.С. Химия 11 кл базовый уровень. Учебник для общеобразовательных учреждений. М., 2019.

Краткие теоретические сведения

Металлургия – наука о промышленных способах получения металлов из руд и отрасль промышленности.

Некоторые металлы встречаются в природе в свободном виде, к ним относятся медь, ртуть, серебро, платина, золото. Это малоактивные металлы, стоящие в электрохимическом ряду напряжений после водорода. Большинство металлов получают из руд.

Различают следующие виды металлургии:

1. **пирометаллургия**(при высоких температурах. Восстановителями являются С, СО, Mg, Al и др.) Если в качестве восстановителя используется алюминий ,то такой вид пирометаллургии называется **алюмотермия**

2.**гидрометаллургия.** Заключается в получении раствора соли данного металла с последующим вытеснением более активным металлом

3.**электрометаллургия.** Получение металлов из расплавов или растворов их соединений с помощью электрического тока (электролиз) Различают черную металлургию – получение железа и его сплавов и цветную – производство остальных металлов.

Задание 1. Пользуясь материалом учебника, составьте таблицу:

Общие способы получения металлов	Примеры металлов, получаемых данным методом

Пирометаллургия (алюмотермия)	
Гидрометаллургия	
Электрометаллургия	

Задание 2. Решите задачу: рассчитайте массу алюминия, необходимого для получения 104 г хрома из оксида хрома (III)

Контрольный вопрос

Составьте уравнение реакции электролиза расплава хлорида калия.

Сформулируйте вывод о проделанной работе.

Практическое занятие №7

Тема: особенности взаимодействия азотной и концентрированной серной кислоты с металлами.

Цель: Познакомиться с особенностями взаимодействия данных кислот с металлами.

Составлять уравнения ОВР методом электронного баланса

Знать: Особенности взаимодействия азотной и серной кислот с металлами.

Уметь: Определять продукты реакции, расставлять коэффициенты методом электронного баланса

Оборудование: Габриелян О.С. Химия 11 кл базовый уровень. Учебник для общеобразовательных учреждений. М., 2019.

Краткие теоретические сведения

Вы уже знакомы с ОВР, знаете какие вещества являются сильными окислителями и восстановителями. Одним из таких окислителей является азотная кислота. Азот в азотной кислоте находится в высшей степени окисления +5, что и обуславливает окислительные свойства. Азотная кислота взаимодействует со многими металлами, окисляя их не за счет H^+ , а за счет атома азота в высшей степени окисления +5. В результате таких реакций практически не выделяется H_2 , а в основном образуются три продукта реакции: нитрат металла, продукт восстановления азота и вода. Глубина восстановления азота зависит отб

- природы металла(чем левее расположен металл в электрохимическом ряду напряжений металлов, тем глубже восстановление азота)
- концентрация азотной кислоты (в более разбавленных растворах кислоты протекает более глубокое восстановление азота)
- температуры (понижение температуры способствует более глубокому восстановлению)
- чистоты кислоты

Схема 1.

Ст.Ок.азота	-3	0	+1	+2	+4
Возможные продукты восстановления азотной кислоты	NH_4NO_3	N_2	N_2O	NO	NO_2

С азотной кислотой не реагируют:

1.Благородные металлы – **Au, Ru, Rh, Os, Ir, Pt** вследствие слишком малой восстановительной способности

2.Некоторые металлы (алюминий, хром, железо) не реагируют с концентрированной(> 68%) азотной кислотой вследствие образования на поверхности оксидной пленки – эти металлы пассивируются. При нагревании может происходить реакция окисления этих металлов.

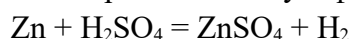
Чтобы определить преобладающий продукт восстановления азота, можно ориентироваться данными следующей таблицы:

Таблица 1.

Металлы	Концентрированная азотная кислота	Разбавленная азотная кислота
Li - Mg (активные металлы)	N₂O	NH₄NO₃
Be - Pb (металлы средней активности)	NO	N₂, N₂O
Cu - Ag (малоактивные металлы)	NO₂	NO
Pt, Au (благородные металлы)	Не реагируют	

Взаимодействие серной кислоты с металлами

Разбавленная серная кислота реагирует с металлами, расположенными в электрохимическом ряду напряжений до водорода с образованием сульфатов и выделением водорода:



Концентрированная серная кислота взаимодействует с металлами (в том числе, с медью, серебром, ртутью), стоящими после водорода в ряду напряжений металлов с образованием сульфидов, воды и продуктов восстановления S⁺⁶:

Таблица 2

Активность металла	Продукт восстановления серы
Активные металлы	H₂S
Металлы средней активности	S
Малоактивные металлы	SO₂

Задание 1.Прочитайте материал методического пособия и зарисуйте в тетрадь схему1, табл.1 и табл.2

Задание 2.Составьте уравнения реакций взаимодействия: а) кальция с разб. азотной кислотой б) меди с концентрированной серной кислотой. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса.

Контрольный вопрос. Почему серная кислота проявляет окислительные свойства? Сформулируйте вывод о проделанной работе

Практическое занятие №8

Тема: Изомерия. Составление структурных формул изомеров

Цель: Познакомиться с явлением изомерии и ее видами с позиции теории химического строения органических соединений А.М.Бутлерова. Иметь представление о видах изомерии

Знать: понятия «изомерия», «изомер», «структурная формула»

Уметь: составлять структурные формулы изомеров

Краткие теоретические сведения

Вы уже знакомы с основными положениями теории химического строения органических соединений А.М.Бутлерова, которая позволила объяснить многие явления в органической химии. Явление изомерии было открыто еще в 20-е годы XIX века, но объяснение получило только после создания теории. А.М.Бутлеров предсказал два изомера бутана, а затем осуществил их синтез.

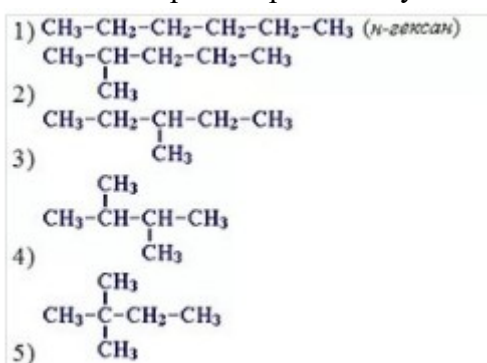


Изомерами называются соединения, имеющие одинаковый состав, но отличающиеся последовательностью соединения атомов в молекуле или расположением их в пространстве, а потому и свойствами.

В качестве примера можно привести различие в физических свойствах изомерных соединений состава C₅H₁₂

Формула	Агрегатное состояние при обычной температуре	Температура кипения, в С ⁰
H ₃ C-CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	жидкость	+36,0
H ₃ C-CH(CH ₃)-CH ₂ -CH ₃	жидкость	+27,9
H ₃ C-C(CH ₃) ₂ -CH ₃	газ	+9,5

Число изомеров возрастает с увеличением атомов углерода в соединении.



Для изображения изомеров Бутлеров использовал **структурные формулы**, которые отражают химическое строение, но не показывают расположение атомов в пространстве.

Различают два вида изомерии: **структурную и пространственную. Структурные изомеры** отличаются последовательностью соединения атомов в молекуле. Кроме структурных выделены **пространственные изомеры**, у которых атомы в молекуле могут располагаться в пространстве по-разному, при этом не нарушается последовательность их соединения. Явление изомерии является причиной многообразия органических соединений.

Задание 1. Напишите структурные формулы всех возможных изомеров состава C₇H₁₆

Задание 2. Определите, сколько пар изомеров находится среди предложенных веществ:

- а) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$
- б) $\text{CH}_2\text{=CH-CH}_2\text{-CH}_3$
- в) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{Cl}$
- г) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_2\text{-CH}_3$
- д) $\text{ClCH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$
- е) $\text{CH}_2\text{-CH=CH-CH}_2$

Контрольный вопрос

Что собой представляют структурные формулы? Какую информацию о химическом соединении они несут?

Сформулируйте вывод о проделанной работе

Практическое занятие №9

Тема: Важнейшие классы органических веществ. Классификационные признаки органических соединений

Цель: научиться определять принадлежность органического соединения к определенному классу на основе строения углеродного скелета и наличия функциональных групп в составе молекулы.

Знать: понятия «функциональная группа», основные классы органических соединений.

Уметь: на основе классификационных признаков определять принадлежность соединений к определенному классу органических веществ.

Оборудование: Габриелян О.С. Химия 10 кл базовый уровень. Учебник для общеобразовательных учреждений. М., «Дрофа», 2015.

Краткие теоретические сведения

Существует около 2 миллионов природных и более 10 миллионов синтезированных органических соединений. Важнейшим методом систематизации является классификация. Любая классификация основана на определенных признаках классифицируемых объектов. Основу классификации органических соединений составляют особенности их строения и зависимых от них свойств. Огромное число органических соединений классифицируют с учетом строения углеродной цепи и присутствующих в молекуле функциональных групп.

Классификационные признаки органических соединений

- 1.Строение углеродной цепи
- 2.Природа функциональной группы

Углеродная цепь или углеродный скелет, являются наиболее устойчивой и менее изменяемой частью органического вещества.

Углеродные цепи могут иметь неразветвленное, разветвленное и циклическое строение. В зависимости от строения углеродной цепи делят:

- ациклические (алифатические), содержащие незамкнутые цепи углеродных атомов
- циклические, соединения с замкнутой углеродной цепью

Органическую химию можно рассматривать как химию углеводородов и их производных.

Углеводородами называются органические вещества, молекулы которых состоят из атомов элементов углерода и водорода

Ациклические углеводороды

Класс угле-	Классификационный признак	Пример
-------------	---------------------------	--------

водородов		
Алканы	Связи между атомами углерода одинарные, а все свободные валентности насыщены водородом.	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_3$
Алкены	Одна двойная связь между атомами углерода	$\text{CH}_2\text{=CH-CH}_3$
Алкадиены	Две двойных связи между атомами углерода	$\text{CH}_2\text{=C=CH}_2$
Алкины	Одна тройная связь между атомами углерода	$\text{CH}\equiv\text{C-CH}_3$

Производные углеводородов можно получать, замещая один или несколько атомов водорода на другие атомы или группы атомов, в значительной степени определяющие их химические свойства. Такие реакционно способные группы атомов называются функциональными.

Функциональная группа – это группа атомов, которая обуславливает характерные химические свойства определенного класса органических соединений, ее содержащих.

Задание №1 Составьте таблицу «Классы органических соединений и их функциональные группы»

Класс органических соединений	Функциональная группа
Галогенопроизводные углеводородов	
Спирты	
Кетоны	
Альдегиды	
Карбоновые кислоты	
Амины	
Нитросоединения	

При заполнении таблицы, воспользуйтесь материалом учебника на стр.43 – 44

Задание № 2. Составьте структурные формулы органических соединений, относящихся к разным классам органических веществ и содержащих в цепи четыре атома углерода. Например, алканы – $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$

Алкены – $\text{CH}_2\text{=CH-CH}_2\text{-CH}_3$ и т.д.

Контрольные вопросы

1. Какое значение в химии имеет классификация веществ?
 2. Выберите формулы веществ с функциональными группами
 $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH (CH}_3\text{)-CH}_3$ $\text{CH}_3\text{-Cl}$ $\text{CH}_2\text{=CH}_2$
 $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$ $\text{C}_2\text{H}_5\text{NO}_2$ CH_3NH_2
- Сформулируйте вывод о проделанной работе

Практическое занятие №10

Тема: Решение задач на вывод формул по массовым долям элементов

Цель: Научиться решать задачи на вывод формул по массовым долям элементов и относительной плотности по другому газу.

Знать: понятия «массовая доля элемента в веществе», «относительная плотность газа по другому газу»

Уметь: решать задачи на вывод формул по массовым долям элементов и относительной плотности по другому газу

Оборудование : П.С. Д.И.Менделеева

Краткие теоретические сведения

Массовая доля элемента в веществе показывает – отношение относительной атомной массы элемента к относительной молекулярной массе всего вещества. формулой:

$$\omega(A) = \frac{x \cdot Ar(A)}{Mr(A_x B_y)}; \quad \omega(B) = \frac{y \cdot Ar(B)}{Mr(A_x B_y)}$$
$$x = \frac{\omega(A) \cdot Mr(A_x B_y)}{Ar(A)} \quad y = \frac{\omega(B) \cdot Mr(A_x B_y)}{Ar(B)}$$

Ar – относительная атомная масса элемента А (смотри Периодическую систему химических элементов Д.И.Менделеева), безразмерная величина.

Mr – относительная молекулярная масса .Равна сумме относительных масс атомов, входящих в состав молекулы. Величина безразмерная.

Например: $Mr(CH_4) = Ar(C) + 4 Ar(H) = 12 + 4 = 16$

Массовую долю выражают в долях единицы или в процентах. Обозначают греческой буквой омега.

При выведении формул веществ, особенно в органической химии, часто используют относительную плотность газа.

Относительная плотность газа X – отношение абсолютной плотности этого (неизвестного) газа к абсолютной плотности другого (известного) газа В при одинаковых условиях:

$$D(X, \text{ по газу } B) = \rho(\text{ газ } X) / \rho(\text{ газ } B)$$

Например, кислород тяжелее водорода в 16 раз, поскольку плотность кислорода по водороду равна:

$$D_H = M(O_2) / M(H_2) = 32 / 2 = 16$$

Задача: Массовая доля углерода равна 80% . а массовая доля водорода – 20%. Найти молекулярную формулу неизвестного газообразного вещества, если относительная плотность паров неизвестного вещества по водороду равна 15.

Решение:

1. Найдите относительную молекулярную массу неизвестного вещества. Для этого: $Mr(\text{ неизвестного вещества}) = D_H \cdot Mr(H_2) = 15 \cdot 2 = 30$
2. Рассчитайте x для углерода и водорода (см. формулу расчета массовой доли элемента)

$$X(C) = 0,8 \cdot 30 / 12 = 2$$

$$X(H) = 0,2 \cdot 30 / 1 = 6$$

Отсюда, формула неизвестного органического вещества C_2H_6 .Сделайте проверку: $Mr(C_2H_6) = 2 \cdot 12 + 1 \cdot 6 = 30$

Ответ: C₂H₆

Задание 1: Решите задачу на нахождение молекулярной формулы вещества, если известны массовые доли элементов в веществе и относительная плотность неизвестного газообразного вещества по другому газу.

Задача: Найдите формулу углеводорода, если массовая доля углерода составляет 83,33% , массовая доля водорода – 16,67%. Относительная плотность паров углеводорода по воздуху равна 3,6.(средняя масса воздуха принимается равной 29)

Задание 2: Рассчитайте молекулярную массу неизвестного органического вещества, если пары этого вещества в 3,125 раз тяжелее кислорода.

Сделайте вывод, о возможности решения задач на нахождение молекулярной формулы вещества.

Контрольные вопросы:

- 1.Что показывает массовая доля элемента в веществе?
- 2.Исходя из общей молекулярной формулы предельных углеводородов выведите формулу для расчета массовой доли углерода в любом алкане.

Практическое занятие №11

Тема: Природные источники углеводородов. Природный и попутный нефтяной газы. Нефть и способы переработки нефти

Цель: Познакомиться с природными источниками углеводородов, основными направлениями использования продуктов переработки нефти , природного газа и каменного угля.

Знать: Природные источники углеводородов и использования продуктов их переработки, характеризовать первичную и вторичную переработку нефти, крекинг и его виды, роль русских ученых.

Уметь: применять правила безопасного обращения с нефтепродуктами и газом в быту и на производстве

Оборудование: Габриелян О.С. Химия 10 кл. базовый уровень. Учебник для общеобразовательных учреждений. М., «Дрофа»,2015.

Краткие теоретические сведения

Природными источниками углеводородов являются:

1.В настоящее время до 90% природного газа используется в качестве газообразного топлива, которое имеет следующее преимущество перед твердым топливом: высокую теплоту сгорания, легкость воспламенения, возможность предварительного нагрева и получения высокой температуры, отсутствие золы и шлака при нагревании, удобство и дешевизна транспортировки, отсутствие дыма , малое содержание сернистого газа, что улучшает экологию.

2. Попутный нефтяной газ тоже является природным, название он получил потому, что находится над нефтью и растворен в ней вследствие высокого давления. При добыче нефти вследствие резкого падения давления газ легко отделяется от нефти.

Каменный уголь - наиболее распространенный вид твердого топлива. В нашей стране находится почти половина всех мировых запасов угля. Одним из основных способов получения углеводородов из каменного угля является его **коксование**. При этом осуществляется сухая перегонка (пиролиз) каменного угля при температуре 900 - 1200⁰ С. Продуктами коксования каменного угля являются: кокс, каменноугольная смола, сырой бензол, сульфат аммония, обратный коксовый газ.

3. Нефть- это сложная смесь углеводородов различного строения (в основном алканов, циклоалканов и ароматических углеводородов). Состав нефти различается в зависимости от месторождения. Кроме углеводородов нефть содержит органические соединения, включающие кислород, серу, азот. Различают первичную и вторичную переработку нефти. Первичная переработка заключается в **перегонке нефти** - разделение нефти на фракции, каждая из которых представляет смесь углеводородов с определенным интервалом температур кипения. Прямой перегонке подвергается вся добываемая нефть.. **При перегонке нефти получают от 5 до 20% бензина.**

В 1891г русским инженером В.Г.Шуховым был открыт крекинг процесс. Это вторичный процесс переработки нефтепродуктов. Процесс термического или каталитического расщепления молекул тяжелых углеводородов на более легкие. В результате образуются углеводороды с меньшим числом атомов в молекуле.

Различают два вида крекинга: термический и каталитический. В бензине термического крекинга содержится много алкенов, которые повышают **детонационную стойкость бензина.**

Задание №1. Прочитайте по учебнику О.С.Габриеляна

И заполните таблицу:

Название газа	Состав	Применение
Природный газ		
Попутный нефтяной газ		

Задание №2. Прочитайте по учебнику О.С.Габриеляна

Составьте схему процесса коксования каменного угля и укажите области применения продуктов коксования.

Задание №3 Задание №1. Прочитайте материал в учебнике и заполните следующую таблицу

Фракции нефти	Состав	Температура кипения	Применение
Бензин			
Лигроин			
Керосин			
Газойль (соляровое масло)			

Контрольные вопросы:

Какой процесс называется риформингом?

Сделайте вывод о проделанной работе.

Практическое занятие №12

Тема: Жиры. Свойства жиров. Мыла, отношение мыла к жесткой воде. СМС, экологические аспекты применения СМС.

Цель: Познакомиться с составом, классификацией и свойствами жиров. Сравнить свойства мыла и СМС, экологическими аспектами применения СМС.

Знать: Классификацию, состав и свойства жиров; использование мыла и СМС, экологических аспектах применения.

Уметь: применять полученные знания на практике в быту и на производстве.

Оборудование:

1. Габриелян О.С. Химия 10 кл базовый уровень. Учебник для общеобразовательных учреждений. М., 2019.
2. Раствор мыла в воде, раствор стирального порошка, фенолфталеин, раствор хлорида кальция CaCl_2 .; штатив с пробирками

Краткие теоретические сведения

Главной составной частью растительных и животных жиров являются сложные эфиры глицерина и высших жирных кислот ($\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$ -пальмитиновой, $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$ -стеариновой; непредельных $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$ – олеиновой, $\text{C}_{17}\text{H}_{31}\text{COOH}$ – линолевой, $\text{C}_{17}\text{H}_{29}\text{COOH}$ – линоленовой). Первый синтез жиров был осуществлен М.Бертло в 1854 г при нагревании глицерина и стеариновой кислоты. В общем виде формулу жира можно записать:

Химические свойства

1.Жиры подвергаются гидролизу (омыление) в кислой или щелочной среде, или под действием ферментов.

В щелочной среде образуются мыла – соли высших жирных кислот (натриевые мыла твердые, калиевые мыла – жидкие).Все загрязнения гидрофобны, вода их плохо смачивает, поэтому используются различные моющие средства.

В жесткой воде, содержащей соли кальция и магния. Нельзя наблюдать моющего действия, в чем можно убедиться на опыте. В настоящее время для производства мыла применяют также синтетические жирные кислоты, получаемые путем окисления высших углеводородов нефти. Кроме различных сортов мыла, получило широкое развитие большое число **синтетических моющих средств (СМС)**, которые, как и мыла относятся к поверхностно-активным веществам (ПАВ). Эти вещества понижают поверхностное натяжение на границе раздела между двумя поверхностями (например, жидкой и твердой), обеспечивая при этом отмывание загрязнений с поверхности. К таким веществам относятся сложные по составу синтетические органические соединения, содержащие обычно сульфопроизводные. В смеси с некоторыми солями минеральных кислот (фосфорной, серной, угольной) эти продукты получили название СМС. Их производство непрерывно развивается.

2.Гидрирование жиров(гидрогенизация).В реакцию гидрирования вступают жидкие жиры, содержащие остатки непредельных кислот. Реакция гидрирования- присоединение водорода по месту разрыва двойных связей. В результате жидкий жир превращается в твердый. Реакция идет при нагревании в присутствии катализатора.

Задание 1. Прочитайте материал и составьте конспект, отразите такие вопросы как определение жиров, классификацию, свойства, применение

Задание 2. Какой объём воздуха (н.у.) потребуется для полного окисления 1 моль спермацета? Какие массы углекислого газа и воды образуются при этом?

Сделайте вывод о сравнительных свойствах мыла и стирального порошка в жесткой воде. Кто из них имеет более сильную щелочную реакцию? Как это влияет на стирку изделий из различных тканей? Следуете ли Вы при стирке своих вещей рекомендации производителя моющего средства?

Контрольный вопрос: Что такое жесткость воды?

Практическое занятие №13

Тема: Полисахариды. Сравнительная характеристика крахмала и целлюлозы.

Цель: Познакомиться с крахмалом и целлюлозой как представителями полисахаридов, их строением, свойствами, применением.

Знать: Строение, свойства, нахождение в природе крахмала и целлюлозы.

Уметь: сравнивать свойства крахмала и целлюлозы, обобщать и делать выводы.

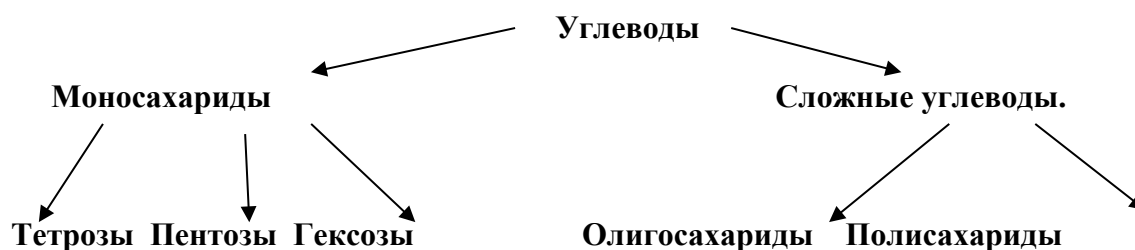
Оборудование: Габриелян О.С. Химия 10 кл базовый уровень. Учебник для общеобразовательных учреждений. М., «Дрофа», 2015.

Краткие теоретические сведения

Углеводы – природные соединения. Являясь основным компонентом пищи, углеводы поставляют большую часть энергии, необходимой для жизнедеятельности. Некоторые углеводы входят в состав нуклеиновых кислот, осуществляющих биосинтез белка и передачу наследственных признаков. Углеводы широко распространены в природе и играют большую роль в биологических процессах живых организмов и человека. К ним относятся, например, виноградный сахар или глюкоза; свекловичный (тростниковый) сахар или сахароза, крахмал и целлюлоза и др.

Все углеводы подразделяются на две большие группы. Первая объединяет простейшие сахара- моносахариды, которые не способны подвергаться гидролизу, с образованием новых, еще более простых молекул углеводов. Сложные углеводы способны гидролизироваться с образованием моносахаридов.

Классификация углеводов



Молекулы углеводов имеют сложное строение. Основным способом образования углеводов на Земле является фотосинтез.

Задание: Прочитайте материал учебника и дайте сравнительную характеристику крахмалу и целлюлозе. В работе ответьте на следующие вопросы:

1. формула крахмала и целлюлозы
2. нахождение в природе
3. физические свойства (агрегатное состояние, цвет, вкус, запах, растворимость в воде)
4. Строение крахмала и целлюлозы (из остатков, какого моносахарида построена макромолекула крахмала и целлюлозы, молекулярная масса, структура молекулы крахмала и клетчатки)
5. Химические свойства: Суммарное уравнение гидролиза для крахмала и целлюлозы, условия протекания гидролиза и его ступенчатый характер; качественная реакция на крахмал, образование сложных эфиров целлюлозы с неорганическими и органическими кислотами.

б. применение крахмала и целлюлозы.

Работу выполните в виде таблицы

Крахмал	Целлюлоза (клетчатка)

При заполнении таблицы воспользуйтесь учебником по органической химии 10 кл.

Сделайте вывод о сходстве и различии строения и свойств крахмала и целлюлозы

Контрольные вопросы:

1. Какие вещества относятся к углеводам и почему им дано такое название?
2. Вы, вероятно, знаете, как крахмалят белье. Как бы вы объяснили смысл этой операции с позиции полученных знаний о крахмале, его способности к гидролизу, декстринам?

Практическое занятие №14

Тема: Генетическая связь между классами органических соединений

Цель: Установить генетические связи между классами органических соединений, иллюстрировать их уравнениями реакций.

Знать: Основные классы органических соединений, генетические связи между ними

Уметь: составлять уравнения реакций, иллюстрирующих генетические связи между классами органических соединений

Оборудование: Габриелян О.С. Химия 10 кл базовый уровень. Учебник для общеобразовательных учреждений. М., «Дрофа», 2015.

Краткие теоретические сведения

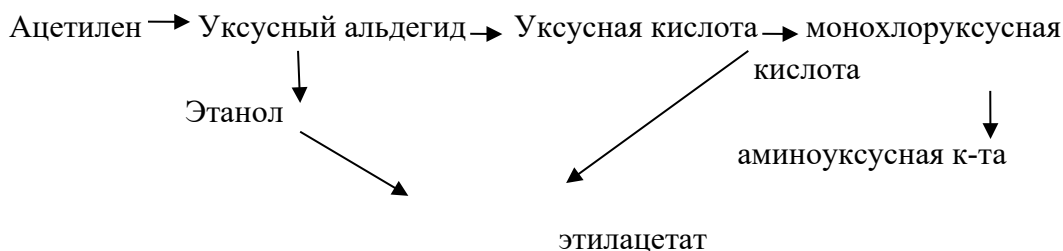
Ознакомившись с основными классами органических соединений, их составом, строением и свойствами, можно сделать вывод, что классы органических соединений находятся в родстве друг с другом. Например, из алканов можно получить алкены и алкины и наоборот; от циклоалканов можно перейти к ароматическим углеводородам и т.д. Фундаментальной основой органических веществ служат углеводороды, от которых можно совершить переход к различным классам органических соединений. Например, метан - простейший углеводород из класса алканов. При его хлорировании можно получить хлорметан (CH_3Cl), взаимодействие этого вещества с водным раствором щелочи получают метиловый спирт (CH_3OH). Окисление метанола приводит к получению муравьиного альдегида, а затем к муравьиной кислоте. Условно это можно выразить схемой:

Углеводород ↔ Галогенопроизводные ↔ спирт ↔ альдегид ↔ кислота

Например, вы знаете, при тримеризации ацетилена можно получить ароматический углеводород бензол (C_6H_6), нитрованием бензола получают нитробензол, затем по реакции Н.Н. Зинина – анилин. Таких примеров из курса органической химии можно приводить

много. разобранные примеры служат доказательством глубокой взаимосвязи между классами органических веществ. Понимание этой взаимосвязи позволит уяснить сущность процессов происходящих в природе, на производстве, в быту. Осуществление многих процессов, направленных на получение современных материалов, требует в качестве исходного сырья углеродосодержащих веществ. Поэтому наличие таких природных источников как уголь, нефть, природный газ, обеспечивает успешное решение задачи по реализации процессов получения многих современных синтетических материалов.

Задание 1. Составьте уравнения реакций при помощи, которых можно осуществить следующие превращения. Укажите условия протекания реакций и назовите вещества:



Задание 2. Дана схема:



Составьте уравнения реакций, иллюстрирующие эту схему.

Контрольный вопрос

Каким образом можно получить из этана этиловый спирт? Напишите уравнения реакций и укажите условия их протекания.

Сделайте вывод о проделанной работе.

Практическое занятие №15

Тема: Решение расчетных задач

Цель: Решать простейшие задачи, связанные с расчетами по уравнению реакции, развивать представления о основных химических понятиях.

Знать: основные химические понятия

Уметь: применять полученные умения и навыки при решении расчетных задач

Оборудование: П.С Д.И. Менделеева

Краткие теоретические сведения:

1. Количество вещества.

Характеризуется числом структурных частиц (атомов, ионов, молекул и т.д.), содержащихся в системе. За единицу количества вещества принят **МОЛЬ**

Количество вещества определяется по формуле:

$$n(X) = N(X) / N_A, \text{ где}$$

$n(X)$ - количество вещества X (моль)

$N(X)$ – число частиц X

N_A – постоянная Авогадро, равная $6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹

1. Молярная масса вещества $M(X)$ – это отношение массы вещества к количеству вещества:

$$M(X) = m(X) / n(X), \text{ где}$$

$m(X)$ – масса вещества (г, кг)

$n(X)$ – количество вещества (моль)

Единицы измерения молярной массы – г/моль или кг/моль. Молярная масса вещества, состоящего из молекул, численно равна относительной молекулярной массе этого вещества

4. Молярный объем газа (V_m) – постоянная величина для любого газа при нормальных условиях (н.у.) (давлении 101 325 Па и температуре 273 К) составляет $V_m = 22,4$ л/моль.

Пример

Вычислите объем хлора, который потребуется для полного хлорирования 5 л метана? Условия нормальные.

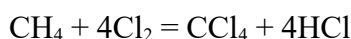
Дано:

$$V(\text{CH}_4) = 5 \text{ л}$$

Н.у.

Найти: $V(\text{Cl}_2)$

Решение



Количество вещества метана по уравнению реакции – 1 моль, хлора – 4 моль, следовательно, для полного хлорирования 1 моль метана необходимо 4 моль хлора.

5 литров метана составят: $5 \text{ л} / 22,4 \text{ л/моль} = 0,223 \text{ моль}$

Хлора потребуется в 4 раза больше, т.е. $0,892 \text{ моль}$. 1 моль любого газа при нормальных условиях занимает объем 22,4 л/моль. Это составит 19,98 л

Ответ: Объем хлора равен 19,98 литра

Задание №1. Вычислите массу карбида алюминия, необходимого для получения метана объемом 6,72 л (н.у.)

Для написания уравнения реакции, воспользуйтесь своим конспектом или учебником 10 кл. «Органическая химия». См. тему «Алканы. Получение алканов»

При наличии свободного времени выполните следующее задание:

Вычислите массу брома, которая потребуется для присоединения к этилену объемом 6,72 л (н.у.)

Контрольный вопрос

Какие условия считаются нормальными? Вспомните из курса физики как перейти от данных условий к нормальным и наоборот.

Сформулируйте вывод о проделанной работе.

Лабораторная работа №1

Тема: Реакции ионного обмена

Цель работы: Понимать сущность реакций ионного обмена и условий их протекания, приобрести практический навык в проведении реакций ионного обмена, обработать на-

выки экспериментальной работы, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии

Знать: Понятия «электролит», «электролитическая диссоциация», «реакции ионного обмена», сильные и слабые электролиты, обратимые и необратимые реакции, условия их протекания.

Уметь: экспериментально работать, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии; составлять уравнения реакций в молекулярной и ионной форме

Краткие теоретические сведения

Важнейшее место среди водных растворов различных веществ занимают растворы электролитов.

Электролиты - это вещества, водные растворы или расплавы которых проводят электрический ток.

К электролитам относятся соли, кислоты, основания. В этих веществах имеются ионные или ковалентные полярные связи. При плавлении или растворении этих веществ в воде ионы приобретают подвижность вследствие разрушения кристаллической решетки.

Распад электролита на ионы под действием молекул полярного растворителя (например, воды) называется электролитической диссоциацией.

Важным понятием теории диссоциации является **степень диссоциации**.

Степенью диссоциации α называется отношение числа молекул, распавшихся на ионы к общему числу растворенных молекул. Электролиты со степенью диссоциации больше 30% обычно называют **сильными**, со значениями от 3 до 30% - **средними**, менее 3% - **слабыми**. К сильным электролитам относятся почти все соли, сильные кислоты (HCl, HNO₃, H₂SO₄ разб., HClO₄, HI и т.д.) и некоторые основания (LiOH, NaOH, KOH, Ba(OH)₂) и т.д.

Многие химические реакции протекают в водных растворах с участием электролитов. Поскольку электролиты в растворах образуют ионы, то такие реакции называют **реакциями ионного обмена**. Их сущность выражают с помощью, так называемых **ионных уравнений**.

Возможность протекания реакций ионного обмена зависит от силы электролитов и их растворимости. Практически необратимые реакции ионного обмена идут, если происходит связывание ионов в осадок малорастворимого электролита, в молекулы слабодиссоциирующих или газообразных веществ.

Перед проведением работы ознакомьтесь с правилами по технике безопасности!

Оборудование: штатив, пробирки

Реактивы:

Приборы и реактивы:

- | | |
|-------------------------------|-----------------------------------|
| 1. Раствор сульфата меди (II) | CuSO ₄ |
| 2. Раствор хлорида кальция | CaCl ₂ |
| 3. Раствор гидроксида натрия | NaOH |
| 4. Раствор нитрата бария | Ba(NO ₃) ₂ |
| 5. Раствор карбоната натрия | Na ₂ CO ₃ |
| 6. Раствор серной кислоты | H ₂ SO ₄ |

Ход работы

Опыт 1. Реакции обмена между растворами электролитов, идущие с образованием осадка:

а) В пробирку налейте 1 мл сульфата меди (II) и добавьте раствор гидроксида натрия до образования осадка.

б) Во вторую пробирку налейте раствор сульфата меди (II) и добавьте раствор нитрата бария. Что наблюдаете?

в) В третью пробирку налейте раствор нитрата бария и добавьте раствор серной кислоты.

Опыт 2. Реакции ионного обмена между растворами электролитов, идущие с образованием газа

В чистую пробирку налейте 1 мл раствора карбоната натрия и добавьте раствор серной кислоты. Что наблюдаете?

Результаты опытов оформите в виде таблицы.

Краткое описание опыта	Наблюдения	Уравнения реакций

Уравнения реакций запишите в молекулярной, ионной и сокращенной ионной форме.

Сформулируйте вывод, ответив на следующие вопросы:

1. В чем заключается сущность реакций ионного обмена?

2. Каковы условия течения реакций ионного обмена, идущих до конца (необратимые реакции)?

Контрольные вопросы

Выполните задание с выбором ответа:

А. Хлорид меди (II) в водном растворе может реагировать:

1. NaNO_3

2. MgSO_4

3. KOH

4. HBr

Б. В водном растворе реагируют между собой:

1. NaCl и $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$

2. KOH и Na_2SO_4

3. HCl и $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$

4. CuSO_4 и KOH

В. В водном растворе реагируют с выделением газа:

1. Na_2CO_3 , CaCl_2

2. FeSO_4 , NaOH

3. NaCl , HBr

4. NaHCO_3 , HNO_3

Ответ оформите:

А	Б	В

Тема: Факторы, влияющие на скорость реакции

Цель: Подтвердить экспериментально, влияния на скорость реакции таких факторов как температура, катализаторы, природа реагирующих веществ, концентрация, отработать навыки экспериментальной работы, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии

Знать: Понятия «скорость химической реакции», «катализаторы», влияние на скорость реакции различных факторов.

Уметь: экспериментально работать, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии; проводить наблюдения, обобщать и делать выводы.

Краткие теоретические сведения

Одна из особенностей химических реакций заключается в том, что они протекают во времени. Одни реакции протекают медленно, месяцами (коррозия железа), другие завершаются за несколько недель (спиртовое брожение глюкозы), а некоторые реакции происходят мгновенно (взрывы). Раздел химии, изучающий скорости химических реакций называется **химической кинетикой**.

Скорость химической реакции определяется изменением количества вещества реагирующих веществ или продуктов реакции за единицу времени в единице объема (гомогенные системы) или на единице поверхности (для гетерогенных систем)

Скорость реакции зависит от природы реагирующих веществ и от условий, в которых реакция протекает. Важнейшими из них являются: **температура, концентрация, наличие катализатора**. На скорость реакции с участием твердых веществ сильное влияние оказывает степень измельчения.

Наиболее сильное влияние на скорость реакции оказывает присутствие в реагирующей смеси катализатора – вещества, которое повышает (а иногда и уменьшает - тогда его называют ингибитором) скорость реакции, но само не расходуется в этом процессе. Реакции, протекающие в присутствии катализатора называются каталитическими. Механизм действия катализатора может быть самым разнообразным и, как правило, очень сложным. Для катализатора характерно избирательное действие. Большую роль играют биологические катализаторы – ферменты. Ферменты обладают целым рядом специфических свойств, они обладают наибольшей активностью при температуре человеческого тела. При повышении температуры выше 50⁰ они разрушаются.

В данной работе вы проделаете опыты, подтверждающие влияние различных факторов на скорость реакции.

Перед проведением работы ознакомьтесь с правилами по технике безопасности!

Оборудование: штатив, пробирки, стакан с горячей водой, лучинка

Реактивы:

- 1.Цинк Zn
- 2.Раствор серной кислоты H₂SO₄
- 3.Раствор уксусной кислоты CH₃COOH
- 4.Раствор хлорида меди(II) CuCl₂
- 5.Железо (железная проволока и железные опилки) Fe
- 6.Раствор перекиси водорода H₂O₂
- 7.Оксид марганца (IV) MnO₂

Ход работы

Опыт 1. Поместите в одну пробирку кусок железной проволоки длиной около 1 см, а в другую - немного железных опилок. Добавьте в каждую пробирку по 1 мл хлорида меди(II). Что наблюдаете?

Опыт 2. В пробирку налейте 2 мл раствора перекиси водорода и внесите тлеющую лучинку, не прикасаясь к жидкости. Что наблюдаете? Теперь в эту же пробирку поместите немного оксида марганца (IV) и внесите тлеющую лучинку. Что наблюдаете? Сделайте вывод

Опыт 3. В две пробирки поместите по одной грануле цинка. В одну прилейте серной кислоты, а в другую уксусной. Где более интенсивно проходит реакция? Почему?

Опыт 4. В две пробирки внесите по одной грануле цинка и добавьте по 1 мл раствора серной кислоты в каждую. Одну из пробирок опустите в стакан с горячей водой. По интенсивности выделения газа в обеих пробирках сделайте заключение о влиянии на скорость реакции нагревания.

Результаты опытов оформите в виде таблицы

Описание опыта	Наблюдения	Уравнения реакций

Контрольный вопрос

Приведите примеры каталитических реакций, имеющих важное значение в промышленности?

Сформулируйте вывод о влиянии на скорость реакции различных факторов.

Лабораторная работа №3

Тема: Амфотерность на примере алюминия и его соединений

Цель: Познакомиться с амфотерными свойствами алюминия и его соединений (оксида и гидроксида), подтвердить уравнениями реакций.

Знать: амфотерные свойства алюминия, его оксида и гидроксида.

Уметь: экспериментально работать, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии; проводить наблюдения, обобщать и делать выводы.

Краткие теоретические сведения

Амфотерность (от греч. amphoteros – и тот и другой) – это способность некоторых веществ, в зависимости от условий проявлять либо кислотные, либо основные свойства, т.е. реагировать соответственно, как с кислотами, так и со щелочами. Амфотерному оксиду соответствует амфотерный гидроксид, например: $ZnO - Zn(OH)_2$ или H_2ZnO_2 . Амфотерные гидроксиды практически нерастворимы в воде. И основные и кислотные свойства таких гидроксидов выражены слабо, они одновременно являются и слабыми кислотами и слабыми основаниями. Амфотерными являются следующие оксиды элементов главных подгрупп: BeO , Al_2O_3 , Ga_2O_3 , In_2O_3 , Tl_2O_3 , Ge_2O_3 , SnO , SnO_2 , PbO , Sb_2O_3 , и др. Им соответствуют амфотерные гидроксиды. Таким образом, амфотерными оксидами и гидроксидами являются, как правило, оксиды и гидроксиды металлов, в которых степень окисления металла +3, +4, иногда +2. Рассмотрим амфотерные свойства оксидов и гидроксидов на примере соединений алюминия.

Оборудование: штатив с пробирками

Реактивы:

1. Хлорид алюминия $AlCl_3$
2. Раствор гидроксида натрия $NaOH$
3. Раствор серной кислоты H_2SO_4

Перед проведением работы ознакомьтесь с правилами по технике безопасности!

Ход работы

Опыт 1. Получение амфотерного гидроксида алюминия.

В пробирку налейте 1мл раствора хлорида алюминия осторожно добавьте раствор гидроксида натрия до выпадения осадка. Полученный осадок разделите на две части

Опыт 2. К одной части осадка добавьте раствор серной кислоты. Что наблюдаете?

Опыт 3. К второй части осадка добавьте раствор гидроксида натрия до растворения осадка.

Результаты опытов оформите в виде таблицы

Описание опыта	Наблюдения	Уравнения реакций

Уравнения реакций запишите в молекулярной, полной и сокращенной ионной форме.

Сформулируйте вывод о проделанной работе.

Контрольный вопрос

1. Какое из утверждений верно? «Понятие «амфотерность» в химии означает:
 1. преобладание кислотных свойств вещества над основными;
 2. проявление веществом как кислотных, так и основных свойств;
 3. проявление кислотных свойств
 2. Некоторый элемент образует 3 типа оксидов (основный, кислотный, амфотерный). Степень окисления элемента в амфотерном оксиде будет:
 - 1) минимальной
 - 2). максимальной
 - 3). промежуточной;
3. Хром в оксиде хрома(VI) проявляет степень окисления +6. Ему соответствует:
 - 1) кислота
 - 2) основание
 - 3) амфотерный гидроксид

Лабораторная работа №4

Тема: Свойства железа и его соединений

Цель: Познакомиться со свойствами железа и его соединений

Знать: Свойства железа и его соединений

Уметь: экспериментально работать, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии; проводить наблюдения, обобщать и делать выводы.

Краткие теоретические сведения

Из d- элементов наибольшее практическое значение имеет железо. Среди металлических элементов железо занимает второе место после алюминия и по распространенности в земной коре составляет 4% от ее массы. Важнейшие руды железа: магнитный железняк (магнетит), красный железняк (гематит), железный колчедан (пирит) и др. В обычных условиях чистое железо - мягкий, ковкий металл серебристого цвета, тяжелый (плотность $7,87\text{г/см}^3$) и тугоплавкий (1859°C). Железо металл средней активности, находится в середине электрохимического ряда напряжений металлов. Железо образует оксиды состава

ва FeO и Fe₂O₃. Кроме того существует двойной оксид железа - железная окалина Fe₃O₄. Гидроксиды железа Fe(OH)₂ и Fe(OH)₃ являются слабыми электролитами. Fe(OH)₂ проявляет амфотерные свойства, хотя основные свойства преобладают. При нагревании, особенно в измельченном состоянии железо реагирует практически со всеми неметаллами. Концентрированная серная и азотная кислоты пассивируют железо. С разбавленной азотной и серной кислотами железо взаимодействует (см. взаимодействие азотной и серной кислот с металлами). Железо реагирует с растворами солей металлов, расположенных в ряду напряжений правее железа. При этом оно обычно окисляется до +2.

Оборудование: штатив с пробирками, стаканы.

Реактивы:

1. Железо Fe
2. Раствор серной кислоты H₂SO₄
3. Раствор хлорида меди(II) CuCl₂
4. Раствор гидроксида натрия NaOH
5. Раствор роданида калия KCNS
6. Раствор сульфата железа(II) FeSO₄
7. Раствор хлорида железа(III) FeCl₃

Перед проведением работы ознакомьтесь с правилами по технике безопасности

Ход работы

Опыт 1. Взаимодействие железа с серной кислотой.

К небольшому количеству железных опилок добавьте 1 мл раствора серной кислоты. Что наблюдаете? Опустите пробирку в стакан с горячей водой. Что наблюдаете? Какие выводы можно сделать о скорости реакции?

Опыт 2. Взаимодействие железа с растворами солей

Налейте в пробирку 1 мл раствора хлорида меди(II) и опустите в раствор железную скрепку. Что наблюдаете?

Опыт 3. Взаимодействие солей железа с основаниями

К раствору сульфата железа(II) добавьте небольшое количество гидроксида натрия до выпадения осадка.

Опыт 4. Качественная реакция на ион Fe³⁺

К раствору хлорида железа(III) добавьте несколько капель раствора роданида калия. Что наблюдаете?

Результаты опытов запишите в таблицу

Описание опыта	Наблюдения	Уравнения реакций

Уравнения реакций запишите в молекулярной, полной и сокращенной ионной форме.

Сформулируйте вывод о проделанной работе.

Контрольный вопрос

В трех колбах без этикеток находятся растворы сульфата железа(III), сульфата натрия и вода. Как идентифицировать эти вещества? Составьте ионные уравнения реакций.

Лабораторная работа №5

Тема: Решение экспериментальных задач.

Цель: При помощи качественных реакций научиться распознавать предложенные вещества.

Знать: качественные реакции на основные катионы и анионы

Уметь: применять знания и навыки для выполнения лабораторной работы; экспериментально работать, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии; проводить наблюдения, обобщать и делать выводы.

Краткие теоретические сведения

Вы уже знакомы с качественными реакциями на некоторые катионы и анионы. Эти реакции можно применять для решения экспериментальных задач по химии. Для выполнения этой лабораторной работы вам потребуется таблица качественных реакций на катионы и

Оборудование: штатив, пробирки

Реактивы:

1. Раствор гидроксида натрия NaOH

Перед проведением работы ознакомьтесь с правилами по технике безопасности

Ход работы

Задача: В трех колбах без этикеток находятся растворы хлорида алюминия, хлорида железа (III), хлорида меди (II). При помощи одного реактива - гидроксида натрия распознайте эти вещества.

1. Обратите внимание на цвет предложенных растворов. Гидратированные ионы железа и меди имеют характерную окраску

2. Предложенные вещества являются солями, и все они реагируют с раствором гидроксида натрия. Образующиеся основания нерастворимы в воде и выпадают осадки характерного цвета:

Fe(OH)₃- бурого цвета; Cu(OH)₂- ярко-голубой; Al(OH)₃- белого, растворяется в избытке щелочи.

Для определения солей в три чистые пробирки налейте небольшие количества исследуемых веществ и в каждую добавьте осторожно раствор гидроксида натрия до выпадения осадка.

Результаты опытов оформите в таблицу:

№/№	Цвет раствора	Гидроксид натрия (цвет осадка)	Вещество
1			
2			
3			

Уравнения реакций запишите в молекулярной, полной и сокращенной ионной форме. Сформулируйте вывод о проделанной работе.

Контрольный вопрос

Какие реакции называются качественными?

Лабораторная работа №6

Тема: Гидролиз солей

Цель: познакомиться с гидролизом солей, проводить, наблюдать и описывать химический эксперимент, применять знания и навыки для выполнения лабораторной работы

Знать: гидролиз солей

Уметь: экспериментально работать, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии; проводить наблюдения, обобщать и делать выводы. Записывать уравнения реакций гидролиза солей

Краткие теоретические сведения

Вода не только хорошо растворяет многие вещества, но и вступает с ними в химические реакции, к числу таких реакций относятся реакции обмена. разновидность реакций обмена – гидролиз.

Гидролиз характерен для органических и неорганических соединений. Из неорганических соединений гидролизу подвергаются соли.

Гидролиз солей – обменная реакция некоторых солей с молекулами воды, в результате которого образуются слабо диссоциирующие молекулы или ионы.

Способность солей подвергаться гидролизу зависит от природы ионов, образующих соль, а также от растворимости соли в воде. Любую соль можно представить как продукт взаимодействия кислоты с основанием. В зависимости от силы исходной кислоты и основания соли можно разделить на четыре типа:

1. **Образованные сильным основанием и слабой кислотой**, например, KNO_2 , Na_2CO_3 , Na_2S

2. **Образованные слабым основанием и сильной кислотой**, например, AlCl_3 , NH_4NO_3 , FeCl_3

3. **Образованные слабым основанием и слабой кислотой**, например, NH_4NO_2

4. **Образованные сильным основанием и сильной кислотой**, например, NaCl , K_2SO_4 .

Первые три типа солей подвергаются гидролизу.

1. Соли, образованные слабыми основаниями и сильными кислотами подвергаются гидролизу по катиону. Среда кислая.

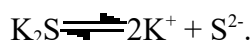
2. Соли, образованные сильными основаниями (щелочами) и слабыми кислотами гидролизуются по аниону, среда щелочная.

3. Соли, образованные слабыми основаниями и слабыми кислотами могут гидролизироваться и по катиону и по аниону. реакция среды зависит от силы соответствующих основания и кислоты.

Гидролиз солей является обратимым процессом, на который влияют различные факторы, например, температура.

а) Соль образована слабой кислотой и сильным основанием (K_2S).

При растворении в воде K_2S диссоциирует



При составлении уравнений гидролиза в первую очередь необходимо определить ионы соли, связывающие ионы воды в малодиссоциирующие соединения, т.е. ионы, обуславливающие гидролиз.

В данном случае ионы S^{2-} связывают катион H^+ , образуя ион HS^-



Уравнение гидролиза в молекулярной форме



Таким образом, гидролиз соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой (такой, как K_2S) протекает по аниону соли. Избыток ионов OH^- в растворе обуславливает щелочную реакцию среды в растворе

б) Соль образована слабым основанием и сильной кислотой ($CuCl_2, Al_2(SO_4)_3$).

При растворении в воде $CuCl_2$ диссоциирует



Ионы Cu^{2+} соединяются с ионами OH^- , образуя гидроксоионы $CuOH^+$. Гидролиз соли ограничивается первой ступенью, и образование молекулы $Cu(OH)_2$ не происходит.



Уравнение гидролиза в молекулярной форме записывается следующим образом



Таким образом, гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой (в данном случае $CuCl_2$) протекает по катиону соли. Избыток ионов H^+ в растворе обуславливает кислую [реакцию среды](#) в растворе

Докажем экспериментально осуществление гидролиза некоторых солей.

Оборудование: штатив, пробирки

Реактивы:

1. Раствор лакмуса
2. Растворы солей: карбонат калия K_2CO_3 , сульфат цинка $ZnSO_4$, хлорид натрия $NaCl$.
3. раствор фенолфталеина

Перед проведением работы ознакомьтесь с правилами по технике безопасности

Ход работы

В три пробирки налейте по 1 мл растворов карбоната калия, сульфата цинка, хлорида натрия. Добавьте в каждую по несколько капель лакмуса до появления отчетливой окраски растворов. Повторите опыт, взяв вместо лакмуса раствор фенолфталеина. Сравните изменения окраски индикаторов и сделайте вывод о реакции среды в каждом случае.

Результаты опытов занесите в таблицу:

Соли	Окраска индикаторов		Среда
	лакмус	фенолфталеин	
Карбонат калия			
Сульфат цинка			
Хлорид натрия			

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме и сделайте вывод о проделанной работе.

Контрольный вопрос

Из приведенного ниже перечня солей выберите те, которые подвергаются гидролизу: $Al_2(SO_4)_3$, $FeCl_3$, $BaCl_2$, K_2S , KNO_3 . Укажите реакцию среды.

Лабораторная работа №7

Тема: Генетическая связь между классами неорганических соединений

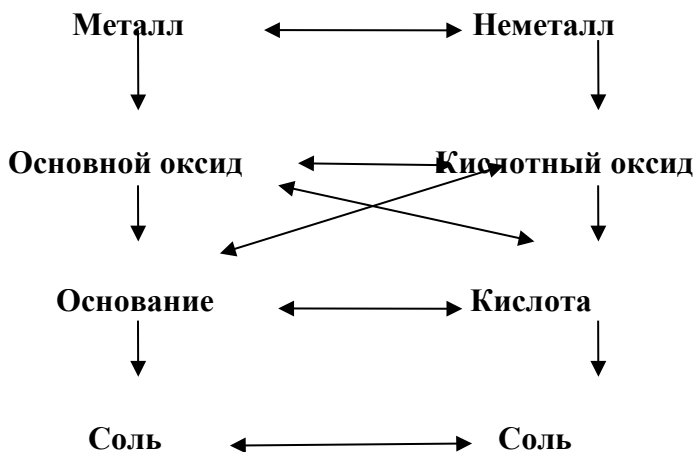
Цель: определить генетические связи между классами неорганических соединений, подтвердить их экспериментально

Знать: основные классы неорганических соединений и генетические связи между ними.

Уметь: экспериментально работать, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии; проводить наблюдения, обобщать и делать выводы. Записывать уравнения реакций в молекулярной ионной форме.

Краткие теоретические сведения

Вещества бывают простые и сложные. Простые вещества образованы атомами одного элемента. К ним относятся металлы и неметаллы. Простых веществ известно около 400. Это число в несколько раз больше, чем число известных элементов, потому что многие элементы образуют несколько простых веществ, различающихся составом или строением. Это явление называется аллотропией, а соответствующие простые вещества – аллотропными модификациями. Сложные вещества состоят из атомов разных элементов, связанных между собой постоянными (стехиометрическими) соотношениями. Состав любого химического соединения является постоянным и описывается химической формулой. Основными классами неорганических соединений являются оксиды, основания, кислоты, соли. Все классы неорганических веществ взаимосвязаны генетическими связями. Эту взаимосвязь можно выразить следующей схемой:



Ход работы.

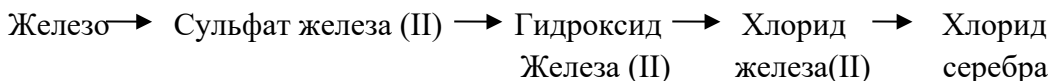
Перед проведением работы ознакомьтесь с правилами по технике безопасности

Оборудование и реактивы:

1. Железо Fe
2. Раствор серной кислоты H₂SO₄
3. Раствор гидроксида натрия NaOH
4. Раствор соляной кислоты HCl
5. Раствор нитрата серебра AgNO₃

Штатив для пробирок, пробирки

Задача: Дана цепочка превращений



Проделайте реакции, иллюстрирующие эту схему. Для этого в чистую пробирку поместите железо и добавьте 1 мл раствора серной кислоты. Что наблюдаете? Как протекает реакция? В эту же пробирку прилейте 1 мл раствора гидроксида натрия. Осадок, какого цвета образовался? К полученному осадку добавьте 1 мл раствора соляной кислоты. Что происходит с осадком? Добавьте в раствор 1 мл нитрата серебра. Что наблюдаете? Результаты опытов оформите в виде таблицы. Уравнения реакций запишите в молекулярной, полной и сокращенной ионной форме.

Краткое описание опыта	Наблюдения	Уравнения реакций

Сделайте вывод о генетической связи между классами неорганических веществ

Контрольные вопросы

1. Составьте уравнения реакций получения хлорида алюминия (не менее четырех). Уравнения запишите в молекулярной, полной и сокращенной ионной форме (там, где это необходимо)

Лабораторная работа №8

Тема: Качественные реакции органических веществ

Цели работы: Экспериментально закрепить знания о качественных реакциях на органические вещества. Формировать навыки экспериментальной работы, соблюдая правила техники безопасности в кабинете химии. Научиться проводить наблюдения и делать выводы.

Знать: основные классы органических соединений, качественные реакции на функциональные группы.

Уметь: экспериментально работать, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии; проводить наблюдения, обобщать и делать выводы.

Краткие теоретические сведения

Качественные реакции – характерные реакции, используемые для идентификации различных веществ. Эти реакции широко используются при проведении качественного анализа, целью которого является определение наличия вещества или ионов в растворах или смесях. Анализ органических веществ отличается от анализа неорганических веществ. Свойства органического вещества зависят не только от его элементарного состава, но и наличия функциональных групп. Определение этих групп является важной задачей исследования органического соединения.

Функциональная группа – это группа атомов, которая обуславливает характерные химические свойства (функции) определенного класса органических соединений, ее содержащих

Наличие функциональной группы – классификационный признак органических соединений. К классам веществ с функциональной группой относятся спирты и фенолы, альдегиды, кетоны, карбоновые кислоты, сложные эфиры, соединения с аминогруппой и т.д.

Оборудование и реактивы

1. Раствор глицерина $C_3H_5(OH)_3$
2. Раствор зеленого чая
3. Раствор гидроксида натрия $NaOH$
4. Раствор сульфата меди (II) $CuSO_4$
5. Раствор хлорида железа (III) $FeCl_3$
6. Раствор альдегида

Штатив для пробирок, пробирки, стакан с горячей водой.

Перед проведением работы ознакомьтесь с правилами по технике безопасности

Ход работы

Опыт 1. Качественная реакция на многоатомные спирты

Вначале получите гидроксид меди (II). Налейте в пробирку 1-2 мл сульфата меди (II), прибавьте раствор щелочи до появления признаков реакции. К образовавшемуся осадку добавьте немного глицерина. Осторожно встряхните. Что при этом наблюдаете? Как при этом изменилось состояние веществ в пробирке и каким стал цвет раствора? Какие признаки химической реакции можно отметить?

Опыт 2. Качественная реакция на фенольные соединения

К раствору зеленого чая прилейте 1-2 капли хлорида железа (III). Постарайтесь добавить строго указанное количество, иначе не получится характерного изменения цвета.

Опыт 3. Качественная реакция на альдегидную группу

В чистую пробирку прилейте к сульфату меди (II) около 1 мл раствора гидроксида натрия (щелочь должна в избытке). Наблюдайте, что образовалось и какого цвета. К осадку прибавьте 0,5 мл раствора альдегида, пробирку взболтайте до образования светло-синего раствора. Смесь слабо нагрейте. Как изменится окраска раствора?

Результаты опытов оформите в виде таблицы

Название опыта	Наблюдения	Уравнения реакций

При оформлении отчета о проделанной работе, можете воспользоваться учебником по химии для 10 класса.

1. Тема «Многоатомные спирты», стр.156 - 158
2. «Фенолы», стр.169
3. «Альдегиды», стр.178

Сформулируйте вывод, ответив на следующие вопросы:

1. Какие функциональные группы характерны для спиртов, фенолов, альдегидов?
2. При помощи, каких реакций можно определить эти функциональные группы?

Контрольные вопросы

1. Даны водные растворы этанола и этиленгликоля. Как экспериментально отличить их?
2. Какая еще реакция используется для обнаружения альдегидной группы?

Лабораторная работа №9

Тема: Решение экспериментальных задач

Цели работы: Используя знания о химических свойствах различных классов органических соединений, при помощи качественных реакций, распознать предложенные органические вещества. Отрабатывать навыки экспериментальной работы в лаборатории, соблюдая правила по технике безопасности.

Знать: классы органических веществ и качественные реакции на органические вещества

Уметь: применять знания для решения экспериментальных задач. Наблюдать, анализировать и делать выводы

Краткие теоретические сведения

Вам известны качественные реакции на органические вещества (лабораторная работа №1), т.е. вы можете определить в растворе многоатомные спирты, фенол, альдегиды, уксусную кислоту, крахмал.

Таблица 1

Класс органического соединения	Реактив для определения	Признак реакции
Многоатомные спирты (этиленгликоль, глицерин) $C_2H_4(OH)_2$ –этиленгликоль $C_3H_5(OH)_3$ -глицерин	Свежеосажденный гидроксид меди(II) в сильнощелочной среде	Растворение голубого осадка гидроксида меди(II) и образования раствора ярко-синего цвета
Фенол C_6H_5OH	1.раствор брома (бромная вода) 2.хлорид железа (III)	Белый осадок 2,4,6-трибромфенола Раствор фиолетового цвета Фенолят железа (III)
Альдегиды	1 Реакция «серебряного зеркала» 2Свежеосажденный гидроксид меди (II) в сильнощелочной среде при нагревании	Зеркальный налет на стенках сосуда Образование осадка красного цвета оксида меди(I) Cu_2O
Карбоновые кислоты	Отношение к индикатору	Лакмус меняет цвет с фиолетового на красный, метилоранж с оранжевого на розовый
Крахмал	Раствор йода I_2	Синее окрашивание, исчезающее

$(C_6H_{10}O_5)_n$		при нагревании и вновь появляющееся при охлаждении
--------------------	--	--

Оборудование и реактивы: Штатив для пробирок, пробирки

1. Раствор лакмуса
2. Раствор гидроксида натрия NaOH
3. Раствор сульфата меди (II) $CuSO_4$

Перед проведением работы ознакомьтесь с правилами по технике безопасности

Задача: под номерами 1,2,3 даны вещества – глицерин, уксусная кислота, этанол. При помощи качественных реакций распознайте эти вещества.

Ход работы

1. Определение уксусной кислоты. О наличии уксусной кислоты свидетельствует характерный запах уксуса и изменение окраски индикатора
2. Определение глицерина. Приготовьте гидроксид меди (II). К полученному осадку голубого цвета добавьте небольшое количество исследуемого вещества и встряхните. Появление ярко-синего окрашивания свидетельствует о присутствии глицерина

Результаты опытов запишите в таблицу

№ пробирки	Реагенты		Вещество
	Раствор лакмуса	Гидроксид меди (II) свежеосажденный	
№1			
№2			
№3			

Сделайте вывод об определении предложенных веществ. Запишите уравнения реакций

Контрольные вопросы. Фенол и уксусная кислота проявляют кислотные свойства. Можно ли при определении этих веществ руководствоваться только изменением окраски индикатора?

Лабораторная работа №10

Тема: Химические свойства уксусной кислоты.

Цель: На примере уксусной кислоты, экспериментально подтвердить химические свойства карбоновых кислот. Формировать навыки работы в лаборатории, соблюдая правила по технике безопасности.

Знать: химические свойства карбоновых кислот на примере уксусной кислоты.

Уметь: проводить химический эксперимент, наблюдать и делать выводы. **Краткие теоретические сведения**

К числу важнейших функциональных групп органических соединений относится **карбоксильная группа -COOH**, наличие которой является главным признаком органических кислот и определяет их химические свойства.

Органические вещества, молекулы которых содержат одну или несколько карбоксильных групп, соединенных с углеводородным радикалом, называют карбоновыми кислотами.

Общая формула предельных одноосновных карбоновых кислот **R- COOH**

Названия кислот образуются от названия соответствующего предельного углеводорода с добавлением окончания **-овая** и слова **кислота**. Однако для первых членов гомологического ряда более употребляемыми являются их тривиальные названия (исторические) названия. Все тривиальные названия указывают на природные источники, из которых они были впервые выделены, например :

H-COOH метановая, муравьиная

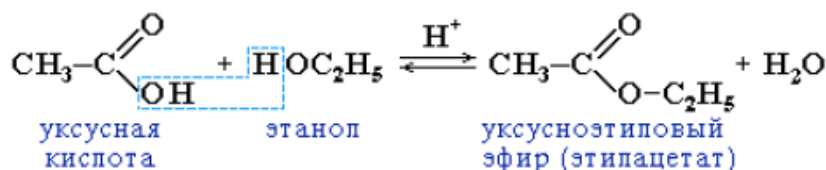
CH₃COOH этановая, уксусная

CH₃-CH₂-COOH пропановая, пропионовая и т.д.

Карбоновые кислоты(особенно растворимые в воде) обладают химическими свойствами, характерными для растворов неорганических кислот, т.е. **взаимодействуют с металлами, их оксидами, гидроксидами и солями**

(если соль образована слабой кислотой)

К специфическим свойствам карбоновых кислот относится их взаимодействие со спиртами с образованием сложных эфиров.



Реакция образования сложного эфира из кислоты и спирта называется **реакцией этерификации** (от латинского *ether* - эфир).

Оборудование : Штатив с пробирками.

Реактивы:

- 1.Раствор уксусной кислоты CH₃COOH
- 2.Раствор лакмуса
- 3.Раствор гидроксида натрия NaOH
- 4.Раствор карбоната натрия Na₂CO₃
- 5.Магний Mg

Перед проведением работы ознакомьтесь с правилами по технике безопасности

Ход работы

Опыт1.Изменение окраски индикатора

Налейте в пробирку 1 мл раствора уксусной кислоты.Осторожно понюхайте этот раствор.Что ощущаете? Вспомните, где применяют уксусную кислоту дома.Добавьте раствор лакмуса.Что наблюдаете?

Опыт 2.Взаимодействие с щелочами

Уксусную кислоту, подкрашенную лакмусом нейтрализуйте раствором щелочи (гидроксида натрия). Как изменяется окраска индикатора? Почему?

Опыт 3. Взаимодействие с металлами

Налейте в пробирку 1 мл раствора уксусной кислоты и добавьте немного магния. Что наблюдаете? Как протекает реакция?

Опыт 4. Взаимодействие с солями

К раствору уксусной кислоты в пробирке добавьте раствор карбоната натрия. Слегка встряхните. Что наблюдаете?

Результаты опытов запишите в таблицу

Краткое описание опыта	Наблюдения	Уравнения реакций

Сформулируйте вывод, ответив на вопросы

1. Чем обусловлены основные химические свойства карбоновых кислот?
2. Укажите, какие свойства карбоновых кислот как кислот неорганических были изучены в данной работе.

Контрольный вопрос

Составьте уравнение реакции между масляной кислотой и этиловым спиртом. Как называется эта реакция?

Лабораторная работа №11

Тема: Химические свойства белков, денатурация куриного белка под действием различных факторов.

Цель: познакомиться с химическими свойствами белков, цветными реакциями на белки, денатурацией белков. Формировать навыки работы в лаборатории, соблюдая правила по технике безопасности.

Знать: химические свойства белков.

Уметь: проводить химический эксперимент, наблюдать и делать выводы

Краткие теоретические сведения

Пептиды и белки представляют собой в/м органические соединения, построенные из остатков аминокислот, соединенных между собой пептидными связями.

Ни один из известных нам живых организмов не обходится без белков. белки служат питательными веществами, они регулируют обмен веществ, играют роль биологических катализаторов (белки-ферменты), способствуют переносу кислорода по всему организму, участвуют в передаче генетической информации и т.д. Основным источником α -аминокислот для живого организма служат белки, входящие в состав продуктов питания. Пептиды и белки различают в зависимости от величины молекулярной массы. Условно считают, что пептиды содержат в молекуле до 100, а белки свыше 100 аминокислотных остатков. Белки обладают очень сложной структурой. Принято рассматривать четыре раз-

личных уровня организации структуры белков: первичную, вторичную, третичную и четвертичную структуры. **Первичная структура** белка определяется последовательностью аминокислотных остатков в полипептидной цепи. **Вторичная структура** белковых молекул определяется возникновением внутри них множества водородных связей, которые способствуют свертыванию полипептидной цепи в спираль. Во многих белках, особенно глобулярных, большая часть полипептидной цепи уложена в виде спирали. **Третичной структурой** называется приобретаемая полипептидной цепью конфигурация в результате ее свертывания в пространстве. Это обусловлено наличием химических связей между различными участками полипептидной цепи

. **Четвертичная структура** белка образуется за счет взаимодействия между разными полипептидными цепями. Четвертичная структура характерна лишь для некоторых белков, например гемоглобина.

Многообразие белков определяет исключительное разнообразие их свойств. Мы рассматриваем лишь некоторые из них, например, денатурацию белка.

Денатурация белков. Связи, поддерживающие пространственную (вторичную и третичную) структуру белка легко разрушаются. Разрушение природной макроструктуры белка называется денатурацией. Первичная структура при денатурации сохраняется, поэтому денатурация может быть обратимой. Это возможно при условии достаточно быстрого устранения разрушающего фактора ее вызвавшего, происходит восстановление пространственной структуры белка – ренатурация. Денатурацию белка вызывают различные факторы: температура, радиация, действие кислот и щелочей, фенола, этанола и других.

Характерным свойством белков является их способность к гидролизу, который осуществляется при нагревании как с кислотами (кислотный гидролиз) так и со щелочами (щелочной гидролиз). В результате полного гидролиза белков получаются смеси аминокислот. Для белков характерны некоторые цветные реакции, которые вы проделаете в данной работе.

Оборудование: штатив с пробирками, стаканы.

Реактивы:

1. Раствор куриного белка
2. Раствор этилового спирта C_2H_5OH
3. Раствор сульфата меди(II) $CuSO_4$
4. Раствор гидроксида натрия $NaOH$

Перед проведением работы ознакомьтесь с правилами по технике безопасности

Ход работы

Опыт 1. Для выполнения опыта 1 потребуется штатив с пробирками, раствор куриного белка, этиловый спирт (выдается преподавателем). В две пробирки налейте по 1 мл куриного белка, добавьте в одну пробирку небольшое количество этанола, а в другую - раствор этанола более слабой концентрации. Что наблюдаете? Быстро или медленно идет процесс денатурации? Отметьте, как любые алкогольные напитки влияют на физиологические свойства белков.

Опыт 2. Цветные реакции на белки

а) В пробирку налейте 1 мл раствора куриного белка, добавьте столько же раствора гидроксида натрия. Что наблюдаете? Добавьте несколько капель медного купороса. Что произошло?

б) **Выполняется демонстрационно!** Налить в пробирку 1 мл белка и добавить несколько капель концентрированной азотной кислоты. Нагреть образовавшийся осадок. Результаты опытов занесите в таблицу:

Краткое описание опыта	Наблюдения	Уравнения реакций

Сделайте **вывод** о том, какие химические свойства характерны для белков, какие положительные и отрицательные стороны имеет денатурация белка в жизнедеятельности человека.

Контрольные вопросы Прочитайте в учебнике параграф и составьте схему (в произвольной форме) применения денатурации белка в жизни человека

Лабораторная работа №12

Тема: Распознавание волокон и пластмасс

Цель: обобщить знания о пластмассах и волокнах, научиться их распознавать.

Знать: пластмассы и волокна, их классификацию, реакции получения.

Уметь: распознавать некоторые волокна и пластмассы, проводить, наблюдать и описывать химический эксперимент

Краткие теоретические сведения

Волокна и пластмассы относятся к полимерам. Волокна бывают **натуральные** (растительного и животного происхождения) и **химические** (искусственные и синтетические). **Искусственные** волокна получают в результате переработки природных полимеров, а **синтетические** волокна – синтетических полимеров. Для производства химических волокон используют только полимеры, состоящие из гибких макромолекул линейной или слабо разветвленной структуры. **Пластмассами** называют полимерные материалы, основу которых составляют полимеры. Состав полимерных материалов разнообразен и включает различные компоненты: растворители, пластификаторы, антиокислители, красители ит.д. Свойства пластмасс зависят как от полимера, так и от различных добавок. Пластмассы и волокна можно распознавать по таким параметрам как: внешний вид, характер горения, отношение к нагреванию, растворителям.

Оборудование и реактивы:

1. Габриелян О.С. Химия 10 кл базовый уровень. Учебник для общеобразовательных учреждений. М., 2019
- 2.Набор пластмасс и волокон
- 3.Тигельные щипцы
- 4.Спиртовка
- 5.Стаканы

Соблюдайте технику безопасности при работе с нагревательными приборами и с горючими и резко пахнущими веществами

Ход работы

Опыт 1. Распознайте два вида пластмасс – полиэтилен и полистирол, выданных вам в пакетиках под номерами 1 и 2. Для определения пластмасс воспользуйтесь материалом учебника на стр.351 табл.26 распознавание пластмасс

Последовательность выполнения работы

1. Начните с внешнего осмотра. Обратите внимание на цвет, прозрачность, прочность и т.д.
2. Определите относительную плотность пластмассы. Для этого воспользуйтесь стаканом с водой.
3. Проверьте являются выданные образцы термопластичными или терморезистивными. Для этого слегка нагрейте (не до воспламенения!) образец в тигельных щипцах, попробуйте его деформировать, затем остудите.

Результаты занесите в таблицу:

Номер образца	Внешний вид	Отношение к нагреванию	пластмасса
№1			
№2			

Опыт 2. Распознайте два вида волокон – шерсть и хлопок, выданные вам в пакетиках под номерами 3 и 4.

Обратите внимание на внешний вид, горение. Небольшое количество исследуемого волокна закрепите в тигельных щипцах и нагрейте его в пламени до температуры воспламенения. Посмотрите, горит ли образец вне пламени, обратите внимание на характер горения и запах.

Результаты занесите в таблицу:

Номер образца	Внешний вид	Отношение к нагреванию	волокно
№1			
№2			

Сформулируйте вывод о проделанной работе.

Контрольный вопрос

Составьте уравнение реакции полимеризации стирола и этилена.

Лабораторная работа №13

Тема: Решение экспериментальных задач по курсу органической химии

Цель: обобщить знания о характерных свойствах органических соединений

Знать: основные классы органических соединений и их свойства

Уметь: проводить, наблюдать и описывать химический эксперимент

Краткие теоретические сведения

Ознакомившись с основными классами органических соединений, их составом, строением и свойствами, можно сделать вывод, что классы органических соединений находятся в родстве друг с другом. Например, из алканов можно получить алкены и алкины и наоборот; от циклоалканов можно перейти к ароматическим углеводородам и т.д. Фундаментальной основой органических веществ служат углеводороды, от которых можно совершить переход к различным классам органических соединений. Например, метан - простейший углеводород из класса алканов. При его хлорировании можно получить хлорметан (CH_3Cl), взаимодействие этого вещества с водным раствором щелочи получают

метиловый спирт (CH_3OH). Окисление метанола приводит к получению муравьиного альдегида, а затем к муравьиной кислоте. Условно это можно выразить схемой:

Углеводород \leftrightarrow Галогенопроизводные \leftrightarrow спирт \leftrightarrow альдегид \leftrightarrow кислота

Например, вы знаете, при тримеризации ацетилена можно получить ароматический углеводород бензол (C_6H_6), нитрованием бензола получают нитробензол, затем по реакции Н.Н. Зинина – анилин. Таких примеров из курса органической химии можно приводить много. разобранные примеры служат доказательством глубокой взаимосвязи между классами органических веществ. Понимание этой взаимосвязи позволит уяснить сущность процессов происходящих в природе, на производстве, в быту. Осуществление многих процессов, направленных на получение современных материалов, требует в качестве исходного сырья углеродосодержащих веществ. Поэтому наличие таких природных источников как уголь, нефть, природный газ, обеспечивает успешное решение задачи по реализации процессов получения многих современных синтетических материалов.

Оборудование:

1. Габриелян О.С. Химия 10 кл базовый уровень. Учебник для общеобразовательных учреждений. М., 2019.
2. Штатив, пробирки, стаканы, держатель, спички, спиртовка

Реактивы:

1. Раствор гидроксида натрия NaOH
2. Раствор сульфата меди (II) CuSO_4
3. Твердые вещества: крахмал ($\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5$)_n глюкоза $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, сахароза $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$
4. Раствор йода I_2
5. Раствор глицерина $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$

Перед проведением работы ознакомьтесь с правилами по технике безопасности

Ход работы

Задание 1. Запишите формулы нескольких органических веществ, которые можно определить с помощью свежеприготовленного гидроксида меди (II). Используя выданные вам реактивы и оборудование проведите один – два опыта.

Задание 2

В трех пронумерованных пробирках находятся твердые вещества: крахмал, сахароза, глюкоза. Определите каждое вещество по его физическим свойствам и подтвердите свои выводы химическими опытами. Результаты оформите в таблицу:

Номер образ-ца	Внешний вид	Взаимодействие с раствором йода	Взаимодействие с гидроксидом меди (II) свежесозажденным		Вещество
			Без нагревания	При нагревании	
№1					
№2					
№3					

Сформулируйте вывод о проделанной работе

Приложение

Образец выполнения работ

Лабораторная работа № 6

Тема: Факторы, влияющие на скорость химической реакции

Цель работы: изучить влияние различных факторов на скорость реакции, отработать навыки экспериментальной работы, соблюдая правила техники безопасности в кабинете химии.

Оборудование

Приборы и реактивы:

1. Раствор хлорида меди(II) CuCl_2
2. Железо в порошке, железная проволока Fe
3. Цинк Zn
4. Соляная кислота разной концентрации HCl
5. Пероксид водорода H_2O_2
6. Оксид марганца (IV) MnO_2
7. Раствор серной кислоты H_2SO_4
8. Штатив для пробирок, пробирки, лучинка, стакан с горячей водой

Ход работы

Краткое описание опыта	Наблюдения	Уравнения реакций
Опыт 1. Поместить в одну пробирку кусок железной проволоки длиной около 1 см, а в другую – немного железных опилок. Добавить в каждую пробирку по 1 мл хлорида меди (II)	На проволоке и порошке виден красно-коричневый налет, в пробирке с порошком этот налет образуется быстрее. Голубой цвет раствора постепенно исчезает	$\text{Fe} + \text{CuCl}_2 \longrightarrow \text{Cu} + \text{FeSO}_4$
Опыт 2. В две пробирки поместить по одной грануле цинка. В одну прилить соляную кислоту (1:3), а в другую – 1 мл соляной кислоты (1:10).	Реакция идет в каждой пробирке. На поверхности гранулы цинка пузыри бесцветного газа. В пробирке с менее разбавленной кислотой реакция идет чуть быстрее.	$\text{Zn} + 2 \text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$
Опыт 3. В пробирку на	В пробирке	

<p>лить 2 мл пероксида водорода и внести в нее тлеющую лучинку, не прикасаясь к жидкости. Теперь в эту же пробирку поместить на кончике шпателя оксид марганца (IV) и внести тлеющую лучинку</p>	<p>изменений нет. После добавления оксида марганца (IV) реакция идет бурно. Выделяется бесцветный газ, тлеющая лучинка вспыхивает</p>	$2\text{H}_2\text{O}_2 = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
<p>Опыт 4.В две пробирки опустить по одной грануле цинка и добавить по 10 – 15 капель раствора серной кислоты. Одну пробирку опустить в стакан с горячей водой</p>	<p>В одной и другой пробирке происходит выделение бесцветного газа, но при нагревании газ выделяется интенсивнее</p>	$\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$

Вывод: на скорость химической реакции влияет концентрация (при увеличении концентрации скорость реакции возрастает), катализаторы (оп.3) , при нагревании скорость реакции увеличивается (в данном опыте 4), степень измельченности твердого вещества (при увеличении площади поверхности скорость реакции возрастает)

Контрольный вопрос: Что такое ферменты? Каковы их особенности?

Ответ: Ферменты – вещества, катализирующие биохимические реакции в организме. Ферменты являются полимерами (белками). Их действие избирательно, каждый фермент отвечает за определенную реакцию по типу «замок – ключ»