

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ САРАТОВСКОЙ ОБЛАСТИ

Государственное автономное профессиональное образовательное учреждение

Саратовской области

«Калининский техникум агробизнеса»

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ СТУДЕНТОВ

по выполнению лабораторных и практических работ

по предмету "Химия"

для профессий/специальностей

технологического и естественнонаучного профиля

среднего профессионального образования

Калининск, 2022 год

Рассмотрены на заседании предметно-цикловой комиссии общеобразовательных предметов

Председатель комиссии /Дидык О.В./

Протокол № 1, дата 30 августа 2022 г.

Методические указания составлены в соответствии с программой учебного предмета ХИМИЯ.

В методических указаниях приведена структура и содержание 25 лабораторных работ, предусмотренных рабочей программой предмета. Методические указания предназначены для студентов 1-2 курсов профессий/специальностей СПО (на базе основного общего образования) в соответствии с требованиями ФГОС СПО третьего поколения.

Данные методические указания могут быть использованы преподавателями техникума, а также преподавателями аналогичных и смежных предметов других образовательных учреждений.

Составитель: Данилова Таисия Викторовна преподаватель химии высшей квалификационной категории

Оглавление

Пояснительная записка	4
Методические рекомендации	7
Тематический план лабораторных работ по предмету	8
Техника безопасности	10
Задания для лабораторных работ	13
Лабораторная работа №1 Изготовление моделей молекул – представителей различных классов органических соединений	13
Лабораторная работа №2 Практикум по номенклатуре органических соединений	15
Лабораторная работа №3 Получение этилена дегидратацией этилового спирта. Взаимодействие этилена с бромной водой, раствором перманганата калия. Обнаружение непредельных соединений в керосине, скипидаре. Ознакомление с образцами полиэтилена и полипропилена.	20
Лабораторная работа №4 Определение наличия непредельных углеводородов в бензине и керосине. Растворимость различных нефтепродуктов друг в друге	26
Лабораторная работа №5 Изучение восстановительных свойств альдегидов: реакция «серебряного зеркала», восстановление гидроксида меди. Взаимодействие формальдегида с гидросульфитом натрия.	29
Лабораторная работа №6 Химические свойства карбоновых кислот. Свойства жиров и сложных эфиров.	34
Лабораторная работа №7 Свойства моно, ди и сахаридов	39
Лабораторная работа №8 Свойства полисахаридов	44
Лабораторная работа №9 Растворение белков в воде и их коагуляция. Обнаружение белков в курином яйце и молоке. Цветные реакции белков.	49
Лабораторная работа №10 Обнаружение витаминов: А, С, Д.	53
Лабораторная работа №11 Приготовление растворов заданной концентрации. Решение задач по теме «Растворы»	56
№ Лабораторная работа 12 Строение атома и атомного ядра. Строение электронных оболочек атомов химических элементов	61
Лабораторная работа №13 Сравнение свойств простых веществ, оксидов и гидроксидов элементов III периода.	66
Лабораторная работа №14 Ознакомление с образцами пластмасс, волокон, каучуков, минералов и горных пород.	72
Лабораторная работа №15 Получение суспензии серы и канифоли. Получение эмульсии растительного масла в бензоле. Получение золя крахмала. Получение золя серы из тиосульфата натрия.	78

Лабораторная работа №16 Реакции, идущие с образованием осадка, газа или воды для органических и неорганических кислот	85
Лабораторная работа №17 Решение окислительно – восстановительных реакций методом электронного баланса	89
Лабораторная работа №18 Решение задач по теме « Гидролиз».	95
Лабораторная работа №19 Взаимодействие металлов с неметаллами, растворами солей и кислот.	101
Лабораторная работа №20 Окислительные свойства перманганата калия в различных средах.	101
Лабораторная работа №21 1.Получение, собиране и изучение свойств водорода 2Взаимодействие металлов с растворами кислот и солей. Окрашивание пламени катионами щелочных и щелочноземельных металлов.	110
Лабораторная работа №22 Свойства кислот, щелочей. Разложение гидроксида меди. Получение гидроксида алюминия и изучение его свойств.	115
Лабораторная работа №23 Получение хлороводорода и соляной кислоты, их свойства.	124
Лабораторная работа №24 Получение аммиака и изучение его свойств.	127
Лабораторная работа №25 Получение углекислого газа и изучение его свойств.	131
Список рекомендуемой литературы	

ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Методические указания предназначены для студентов и служат пособием при выполнении лабораторных и практических работ, предусмотренных рабочими учебными планами профессий/специальности и запланированных в рабочих программах.

Содержание и объем лабораторных и практических работ по предмету «ХИМИЯ» соответствует требованиям ФГОС СПО, реализуемого в пределах ОПОП с учетом профиля получаемого профессионального образования.

Практические задания направлены на экспериментальное подтверждение теоретических положений и формирование учебных и практических умений, они составляют важную часть теоретической и практической подготовки по освоению учебного предмета.

В результате выполнения лабораторных и практических работ студент должен уметь:

называть: изученные вещества по «тривиальной» или международной номенклатурам;

определять: валентность и степень окисления химических элементов, тип химической связи в соединениях, заряд иона, пространственное строение молекул, тип кристаллической решетки, характер среды в водных растворах, окислитель и восстановитель, направление смещения равновесия под влиянием различных факторов, изомеры и гомологи, принадлежность веществ к разным классам неорганических и органических соединений; характер взаимного влияния атомов в молекулах, типы реакций в неорганической и органической химии;

характеризовать: *s*-, *p*-, *d*-элементы по их положению в Периодической системе Д.И. Менделеева; общие химические свойства металлов, неметаллов, основных классов неорганических и органических соединений; строение и свойства органических соединений (углеводородов, спиртов, фенолов, альдегидов, кетонов, карбоновых кислот, аминов, аминокислот и углеводов);

объяснять: зависимость свойств химического элемента и образованных им веществ от положения в Периодической системе Д.И. Менделеева; зависимость свойств неорганических веществ от их состава и строения, природу химической связи, зависимость скорости химической реакции от различных факторов, реакционной способности органических соединений от строения их молекул;

выполнять химический эксперимент по распознаванию важнейших неорганических и органических 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, научных и научно-популярных 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:

1. для понимания глобальных проблем, стоящих перед человечеством: экологических, энергетических и сырьевых;
2. объяснения химических явлений, происходящих в природе, быту и на производстве;
3. экологически грамотного поведения в окружающей среде;
4. оценки влияния химического загрязнения окружающей среды на организм человека и другие живые организмы;
5. безопасной работы с веществами в лаборатории, быту и на производстве;
6. определения возможности протекания химических превращений в различных условиях и оценки их последствий;
7. распознавания и идентификации важнейших веществ и материалов;
8. оценки качества питьевой воды и отдельных пищевых продуктов;
9. критической оценки достоверности химической информации, поступающей из различных источников.

Выполненные работы должны быть представлены в виде отчета по заданной форме. Результат выполнения практических заданий оценивается по пятибальной системе. Критериями оценки служат:

1. Умение использовать рациональные приемы.
2. Полнота, правильность, точность выполнения заданий.
3. Выделение основной мысли при самостоятельном изучении материала.
4. Степень осознания содержательной стороны рассматриваемых понятий.
5. Словарный запас профессиональных терминов.
6. Умение провести контроль и самоконтроль результатов.
7. Степень самостоятельности выполнения работы.
8. Творческий подход.
9. Использование имеющейся литературы по данному вопросу.

- оценка **«отлично»** выставляется, если все задания выполнены верно; правильно сделаны выводы, демонстрирует умения устанавливать причинно-следственные связи, уверенно работает с объектом исследования.

оценка **«хорошо»** выставляется студенту, если задания, связанные с выбором правильного ответа выполнены верно, он демонстрирует умения работать с объектом исследования, но допущены неточности в измерениях, заполнении схемы.

- оценка **«удовлетворительно»** выставляется студенту, если в заданиях допущены существенные ошибки, при этом студент справляется с заданиями, требующими доказательного и развернутого вывода.

- оценка **«неудовлетворительно»** выставляется студенту, если во всех заданиях допущены ошибки и неточности.

В данных методических указаниях приведено 25 практических и лабораторных занятий. Каждое практическое и лабораторное занятие содержит цель, перечень оснащения работы, содержание работы, методическое руководство к выполнению, контрольные вопросы, форму предъявления отчета, критерии оценки.

УВАЖАЕМЫЙ СТУДЕНТ!

Методические указания по предмету «ХИМИЯ» для выполнения практических и лабораторных работ созданы Вам в помощь для работы на занятиях, подготовки к практическим и лабораторным работам, правильного составления отчетов.

Приступая к выполнению практической или лабораторной работы, Вы должны внимательно прочитать цель и задачи занятия, ознакомиться с требованиями к уровню Вашей подготовки в соответствии с федеральными государственными стандартами третьего поколения (ФГОС-3), краткими теоретическими и учебно-методическими материалами по теме практической или лабораторной работы), ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.

Все задания к практической и лабораторной работ Вы должны выполнять в соответствии с инструкцией, анализировать полученные в ходе занятия результаты по приведенной методике.

Отчет о практической и лабораторной работе Вы должны выполнить по приведенному алгоритму, опираясь на образец.

Наличие положительной оценки по практическим и лабораторным работам необходимо для получения зачета по дисциплине «Химия», поэтому в случае отсутствия на занятии по любой причине или получения неудовлетворительной оценки за практическую и лабораторную работы Вы должны найти время для ее выполнения или пересдачи.

Внимание! Если в процессе подготовки к практическим и лабораторным работам или при решении задач у Вас возникают вопросы, разрешить которые самостоятельно не удастся, необходимо обратиться к преподавателю для получения разъяснений или указаний в дни проведения дополнительных занятий.

Время проведения дополнительных занятий можно узнать у преподавателя.

Желаем Вам успехов!!!

Методические рекомендации по выполнению лабораторных и практических работ

Подготовка к лабораторным и практическим работам заключается в самостоятельном изучении теории по рекомендуемой литературе, предусмотренной рабочей программой.

Для эффективного выполнения заданий ВУ должны знать теоретические материалы и уметь применять эти знания для приобретения практических навыков при выполнении практических заданий.

В конце занятия преподаватель выставляет оценку, которая складывается из результатов наблюдения за выполнением практической части работы, проверки отчета, беседы в ходе работы или после нее.

Оценки за выполнение лабораторных и практических занятий выставляется по пятибалльной системе.

Условия и порядок выполнения работы:

1. Прочитать методические рекомендации по выполнению практической работы.
2. Ответить на вопросы, необходимые для выполнения заданий.
3. Изучить содержание заданий и начать выполнение.
4. Работу выполнить в *тетрадах для практических или лабораторных работ*, оформив её надлежащим образом.
5. Консультацию по выполнению работы получить у преподавателя или обучающегося, успешно выполнившего работу.
6. Работа оценивается в целом, по итогам выполнения работы выставляется оценка

Защита проводится путем индивидуальной беседы или выполнения зачетного задания. Работа считается выполненной, если она соответствует критериям, указанным в пояснительной записке к лабораторной или практической работе.

Пропущенные практические и лабораторные работы отрабатываются в дополнительное время.

Тематический план лабораторных работ по предмету «Химия»

Тема	Кол-во часов
Лабораторная работа №1 Изготовление моделей молекул – представителей различных классов органических соединений	2
Лабораторная работа №2 Практикум по номенклатуре органических соединений	2
Лабораторная работа №3 Получение этилена дегидратацией этилового спирта. Взаимодействие этилена с бромной водой, раствором перманганата калия. Обнаружение непредельных соединений в керосине, скипидаре. Ознакомление с образцами полиэтилена и полипропилена.	2
Лабораторная работа №4 Определение наличия непредельных углеводородов в бензине и керосине. Растворимость различных нефтепродуктов друг в друге	2
Лабораторная работа №5 Изучение восстановительных свойств альдегидов: реакция «серебряного зеркала», восстановление гидроксида меди. Взаимодействие формальдегида с гидросульфитом натрия.	2
Лабораторная работа №6 Химические свойства карбоновых кислот. Свойства жиров и сложных эфиров.	2
Лабораторная работа №7 Свойства моно, ди и сахаридов	2
Лабораторная работа №8 Свойства поли сахаридов	2
Лабораторная работа №9 Растворение белков в воде и их коагуляция. Обнаружение белков в курином яйце и молоке. Цветные реакции белков.	2
Лабораторная работа №10 Обнаружение витаминов: А,С, Д.	2
Лабораторная работа №11 Приготовление растворов заданной концентрации. Решение задач по теме «Растворы»	2
№ Лабораторная работа 12 Строение атома и атомного ядра. Строение электронных оболочек атомов химических элементов	2
Лабораторная работа №13 Сравнение свойств простых веществ, оксидов и гидроксидов элементов III периода.	2
Лабораторная работа №14 Ознакомление с образцами пластмасс, волокон, каучуков, минералов и горных пород.	2
Лабораторная работа №15 Получение суспензии серы и канифоли. Получение эмульсии растительного масла в бензоле. Получение золя крахмала. Получение золя серы из тиосульфата натрия.	2
Лабораторная работа №16 Реакции, идущие с образованием осадка, газа или воды для органических и	2

неорганических кислот	
Лабораторная работа №17 Решение окислительно – восстановительных реакций методом электронного баланса	2
Лабораторная работа №18 Решение задач по теме « Гидролиз».	2
Лабораторная работа №19 Взаимодействие металлов с неметаллами, растворами солей и кислот.	2
Лабораторная работа №20 Окислительные свойства перманганата калия в различных средах.	2
Лабораторная работа №21 1.Получение, собирание и изучение свойств водорода 2Взаимодействие металлов с растворами кислот и солей. Окрашивание пламени катионами щелочных и щелочноземельных металлов.	2
Лабораторная работа №22 Свойства кислот, щелочей. Разложение гидроксида меди. Получение гидроксида алюминия и изучение его свойств.	2
Лабораторная работа №23 Получение хлороводорода и соляной кислоты, их свойства.	2
Лабораторная работа №24 Получение аммиака и изучение его свойств.	2
Лабораторная работа №25 Получение углекислого газа и изучение его свойств.	2

Требования к знаниям и умениям при выполнении лабораторных и практических работ

При выполнении лабораторных и практических работ студент должен:

Знать:

- основные классы неорганических соединений и их свойства, строение атома, типы химических реакций и связей, Теорию электролитической диссоциации, Периодический закон и Периодическую систему химических элементов Д. И. Менделеева
- теорию химического строения органических соединений А. М. Бутлерова, названия представителей гомологических рядов органических соединений, их строение, свойства и, способы получения;
- правила по технике безопасности при работе в химической лаборатории

Уметь:

- проводить реакции ионного обмена и качественные реакции ионов, определять реакцию среды растворов солей;
- характеризовать свойства металлов на основании их положения в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева, строения атомов в электрохимическом ряду напряжений металлов;
- проводить реакции лабораторных способов получения углеводородов: метана и этилена, альдегидов, карбоновых кислот и сложных эфиров;
- распознавать органические вещества (изученные по программе) на основе их строения и свойств;
- описывать свойства органических веществ, составлять уравнения реакций.

Правила выполнения лабораторных и практических работ

1. Студент должен прийти на лабораторное занятие подготовленным по данной теме.
2. Каждый студент должен знать правила по технике безопасности при работе в химической лаборатории (и при работе с реактивами в данной работе).
3. После проведения работы студент представляет письменный отчет.
4. До выполнения лабораторной работы у студента проверяют знания по выявлению уровня его теоретической подготовки по данной теме.
5. Отчет о проделанной работе следует выполнять в рабочей тетради в клетку. Содержание отчета указано в описании лабораторной работы или практического занятия.
6. Таблицы и рисунки следует выполнять карандашом, записи – синим или чёрным цветом пасты или чернил. Рисунки выполняются в левой половине листа, наблюдения и выводы в правой части листа. Уравнения реакций записываются во всю строку (после наблюдений и выводов).
7. Зачет по данной лабораторной работе или практическому занятию студент получает при положительных оценках за теоретические знания и отчет по лабораторной работе или практическому занятию, общий зачет – при наличии зачетов по всем лабораторным работам и практическим занятиям

Отчет должен содержать следующие сведения:

1. Название работы или занятия.
2. Цель работы или занятия.
3. Ответа на контрольные вопросы
4. Номер и название опыта.
5. Краткое описание хода работы или занятия с указанием условий проведения опыта.
6. Рисунки и схемы используемых приборов,
7. Наблюдения и уравнения реакций.
8. Расчеты, таблицы, графики.
9. Вывод.

Если в лабораторных работах или практических занятиях необходимо проводить расчёты. Следует иметь в виду, что излишняя точность в расчетах, значительно превышающая экспериментальную погрешность, не повышает точность результата. Для числовых значений рассчитываемых величин достаточно 3-4 значащие цифры (число знаков, стоящих после предшествующих им нулей). Число значащих цифр не следует путать с числом знаков после запятой. Так в числах: 101,3; 21,73; 0,4385; 0,004500 имеется четыре значащих цифры. В расчетах принято указывать значащие цифры и в том случае, когда это нули, стоящие в конце числа. Поэтому правильной будет запись с точностью до четвертой значащей цифры - 0,2500, а не 0,25.

Результаты измерений неизбежно будут отклоняться от истинных значений соответствующих величин. Для определения ошибки необходимо получить 4-5 параллельных результатов измерений и найти среднее арифметическое значение, которое будет больше всего приближаться к истинному значению.

При обработке результатов следует определять абсолютную и относительную ошибку измерения данной величины.

Абсолютная ошибка показывает, на сколько данная измеряемая величина больше или меньше истинной величины

Отношение абсолютной ошибки к истинной величине, умноженное на 100 %, дает относительную ошибку определения (в процентах) или погрешность:

$$\Delta = \pm (X_{\text{опыт.}} - X_{\text{теор.}}).$$

$$П = \pm \frac{(X_{\text{опыт.}} - X_{\text{теор.}})}{X_{\text{теор.}}} \cdot 100 \quad (\%)$$

Лабораторная работа

Тема 1.1. «Предмет органической химии. Теория строения органических соединений».

Тема:

«Изготовление моделей молекул – представителей различных классов органических соединений».

Учебная цель:

Научиться составлять модели молекул различной сложности.

Изучить особенности строения молекул органических веществ.

Найти общие признаки и различия гомологов и изомеров.

Образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения:

Студент должен

иметь практический опыт: составления моделей молекул органических веществ;

уметь: применять полученные знания о строении органических веществ на практике;

знать: основные положения теории строения органических веществ А.М. Бутлерова;

владеть: технологией изготовления моделей молекул органических веществ.

Оснащение занятия (средства обучения):

Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий и лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».

Тетрадь для практических занятий и лабораторных работ в клетку.

Ручка.

Простой карандаш.

Линейка.

Пластилин.

Спички.

Транспортир.

Карточки-задания, инструкционные карты, образцы готовых моделей.

Время выполнения 2 часа

Краткие теоретические материалы по теме лабораторной работы

Для того чтобы понять сущность работы, надо знать, что:

1. Простейшим представителем насыщенных углеводородов является метан, структурная формула которого CH_4 .

2. sp^3 -гибридизация характерна для атомов углерода в (алканах) – в частности, в метане.

3. Атом углерода в молекуле метана расположен в центре тетраэдра, атомы водорода – в его вершинах.

4. Валентные углы между направлениями связей равны между собой и составляют угол $109^\circ 28'$.

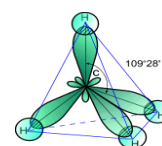


Рисунок 1

5. В этане есть углерод - углеродные связи..

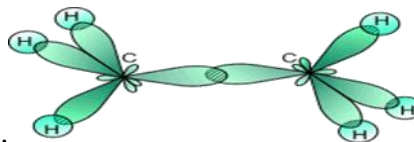


Рисунок 2.

$L(\text{C}-\text{C}) = 0,154 \text{ нм}$.

В предельных углеводородах (алканы) все углеродные атомы находятся в состоянии гибридизации sp^3 , и образуют одинарные σ – связи. Угол связи составляет $109,28^\circ$. Форма молекул правильный тетраэдр.

В молекулах алкенов углеродные атомы находятся в состоянии гибридизации sp^2 , и образуют двойные связи σ и π – связи. Угол связи σ составляет 120° , а π – связь располагается перпендикулярно связи σ . Форма молекул правильный треугольник.

В молекулах алкинов углеродные атомы находятся в состоянии гибридизации sp , и образуют тройные связи одну σ и две π – связи. Угол связи σ составляет 180° , а две π – связи располагаются перпендикулярно друг друга. Форма молекул линейная (плоская).

В молекуле бензола C_6H_6 шесть атомов углерода связаны σ – связью. Угол связи составляет 120° . Состояние гибридизации sp^2 . В молекуле образуется 6 π – связь, которая принадлежит шести атомам углерода.

Для пространственного изображения молекул органических веществ важно знать, к какому классу веществ относится соединение, угол связи, форму молекул.

Например: Метан (CH_4) относится к классу алканов. Атомы находятся в состоянии гибридизации sp^3 , значит угол связи $109,28^\circ$, форма молекулы тетраэдр, между атомами одинарная σ – связь. Для построения молекулы шаростержневым способом нужно заготовить 4 шара из пластилина. Один шар (атом углерода) большего размера и черного цвета, а три атома (водорода) одинакового размера красного цвета. Соединить шары металлическими стержнями под углом $109,28^\circ$.

Полусферическая модель атома изготавливается также, только шары соединяются методом вдавливания друг в друга.

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторной работе:

1. Какие вещества называют органическими?
2. В чем отличие органических веществ от неорганических веществ?
3. Что общего и в чём различия в строении а) гомологов, б) изомеров
4. Определите молекулярную формулу вещества, если оно содержит С-20%, Н-80%, а плотность вещества по водороду примерно равна 15.

Инструкция по выполнению лабораторной работы

Задания для лабораторной работы:

Задание № 1. Составьте сокращённые структурные формулы углеводородов: метана, этана, пропана, бутана, изобутана, пентана и всех его изомеров.

Задание № 2. Изготовьте модели молекул углеводородов: метана, этана, пропана, бутана, изобутана, пентана и всех его изомеров.

Модель молекулы метана. Соберите модель молекулы метана, используя для этого спички и пластилин. Для этого из пластилина (в наборе 16 шариков) выберите четыре шарика, а из пластилина (в наборе 7 шариков) – один шарик. В качестве стержней можно использовать спички. Учтите, что в молекуле метана угол между химическими связями С–Н составляет $109^\circ28'$, т. е. молекула имеет тетраэдрическое строение (см. рис. 1).

Модель молекулы этана. Соберите модель молекулы этана, используя для этого спички и пластилин. Учтите, что в молекуле этана угол между химическими связями С–Н составляет $109^\circ28'$, а углерод-углеродные связи $L(C-C) = 0,154$ нм. (см. рис. 2).

Модель молекулы пропана. Соберите модель молекулы пропана, используя для этого спички и пластилин.

Модели молекул бутана и изобутана. Соберите модель молекулы н-бутана, используя пластилин. Подумайте и переделайте модель н-бутана в модель молекулы изобутана. Учтите, что в бутане атомы углерода расположены по отношению друг к другу под углом 109° , т. е. углеродная цепь должна иметь зигзагообразное строение. В молекуле изобутана все связи центрального атома углерода направлены к вершинам правильного тетраэдра. Сравните строение этих углеводородов.

Модели молекул пентана и всех его изомеров. Соберите модель молекулы н-пентана и всех его изомеров последовательно, используя пластилин.

Методика анализа результатов, полученных в ходе лабораторной работы

1. Используя инструкцию по выполнению лабораторной работы, выполните задания.
2. Собирая модель следующего органического соединения следует начинать только после полной сборки предыдущей модели.

Контрольные вопросы

1. Какие бывают органические соединения по строению углеводородного скелета?
2. Какие бывают органические соединения по наличию функциональных групп?
3. Какие вещества называются гомологами?
4. Какие бывают пространственные формы молекул органических веществ?
5. Какой процесс называется гибридизацией?
7. Дайте понятие σ и π связи

Порядок выполнения отчёта по лабораторной работе

1. В тетради для практических занятий и лабораторных работ напишите номер, название и учебную цель занятия.
2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к практическому занятию.
3. Выполните задания № 1 и № 2. Сколько моделей: а) гомологов, б) изомеров было собрано во время практического занятия?
4. Заполните таблицу.
5. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами практического занятия и реализованы ли образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения.

Образец отчёта по лабораторной работе

«Составление моделей молекул органических веществ».

Учебная цель: научиться составлять модели молекул различной сложности.

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторной работе

1.
2.
3.
4.

№ задания	Название вещества	Шаростержневая модель молекулы	Сокращенная структурная формула	Молекулярная формула

Вывод: Выполнив задания лабораторной работы я (см. учебные задачи и образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения).....

Литература:

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений –М.,2013.
2. Ерохин Ю.М. Химия: учеб. для студ. учреждений сред. проф. образования / Ю.М. Ерохин.- М.: Академия,2011. с. 170-360.

2. Лабораторная работа

Тема 1.1. «Предмет органической химии. Теория строения органических соединений».

Тема: «Практикум по номенклатуре органических соединений».

Учебная цель:

1. Развивать навыки в даче названий органическим соединениям
2. Повторить теоретический материал по теме лабораторной работы.
3. Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.
4. Оформить отчет.

Учебные задачи:

1. Научиться давать названия органическим соединениям различных классов углеводов и других органических соединений
2. Развивать навыки построения органических соединений по предлагаемым названиям
3. Продумывать последовательность действий при даче названий соединениям.

Образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения:

Студент должен

иметь практический опыт: дачи названий представителям различных классов органических соединений

уметь: работать с алгометрическими предписаниями;

знать: особенности суффиксов, видов связей и функциональных групп органических соединений с точки зрения номенклатуры

владеть: навыками дачи названий предлагаемым органическим соединениям и построения соединений по данным названиям

Оснащение занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий и лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».
2. Тетрадь для лабораторных работ в клетку.
3. Ручка.
4. Простой карандаш.
5. Линейка.
6. Карточки-задания, алгометрические предписания по номенклатуре .

Время выполнения 2 часа

Краткие теоретические материалы по теме лабораторной работы

Номенклатура органических веществ

Названия органических соединений - это сложные слова, включающие:

1. обозначение углеродных цепей;
2. обозначение боковых цепей;
3. обозначение кратности связей между атомами;
4. обозначение характеристических групп;
5. числовые приставки (умножающие префиксы);
6. цифры или буквы (локанты);
7. разделительные знаки (дефисы, запятые, точки, скобки).

Названия углеродных цепей

Цепь Главная Боковая (углеводородный радикал)

C мет метил

C₂ эт этил

C₃ проп пропи́л

C₄ бут бутил

C₅ пент пенти́л

C₆ гекс гекси́л

C₇ гепт гепти́л

C₈ окт октил

C₉ нон нони́л

C₁₀ дек деци́л

Обозначение степени насыщенности связей

C-C C=C C≡C (здесь тройная связь между атомами)

ан ен ин

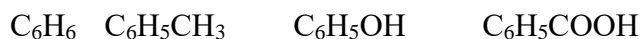
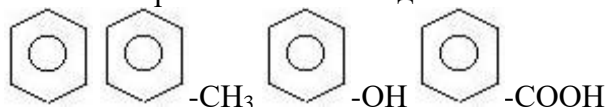
Названия характеристических групп органических соединений

Класс соединений	Характеристическая группа	Префикс	Суффикс
Карбоновые кислоты	-COOH	карбоксо	карбоновая кислота

Карбоновые кислоты	-(C)OOH	-	овая кислота
Сульфоновые кислоты	-SO ₃ H кислота	сульфо	сульфовая
Альдегиды	-CHO	формил	карбальдегид
Альдегиды	-(C)НО	оксо	аль
Кетоны	>(C)=O	оксо	он
Спирты	-ОН	гидрокси	ол
Фенолы	-ОН	гидрокси	ол
Тиолы	-SH	меркапто	тиол
Амины	-NH ₂	амино	амин
Простые эфиры	-OR	алкокси,	арокси -
Галогенпроизводные	-F,-Cl,-Br,-I	фтор,хлор,бром,иод	-
Нитросоединения	-NO ₂	нитро	-

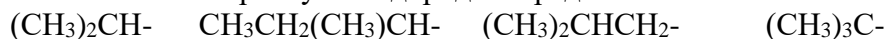
Атом углерода, заключенный в скобки, входит в название главной углеродной цепи. Стрелка показывает увеличение старшинства характеристических групп.

Названия ароматических соединений



бензолтолуолфенол бензойная кислота

Названия некоторых углеводородных радикалов

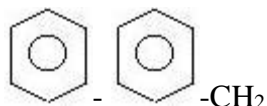


изопропил *втор*-бутил изобутил *трет*-бутил



винил аллил

этинил



фенил бензил

Числовые приставки

(указывают число одинаковых структурных элементов)

1	моно	монокис
2	ди	бис
3	три	трис
4	тетра	тетракис
5	пента	пентакис
6	гекса	гексакис

Инструкция по выполнению лабораторной работы

При составлении названия вещества по его структурной формуле (и наоборот) необходимо последовательно выполнить следующие действия:

1. Найти основную (по старшинству) характеристическую группу и выбрать для нее обозначение в суффиксе.

2. Найти главную углеродную цепь (цикл), включающую основную характеристическую группу, и пронумеровать ее с того конца цепи, ближе к которому расположена старшая группа.

Если таких возможностей несколько, то нужно учитывать наличие:

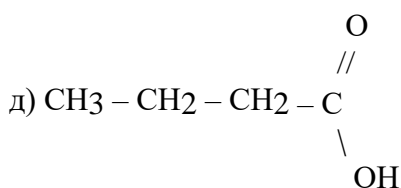
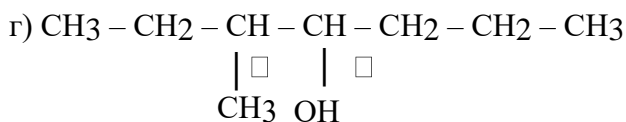
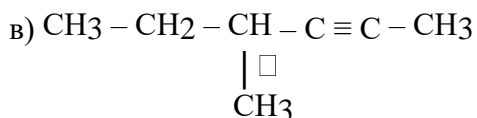
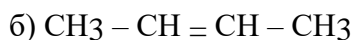
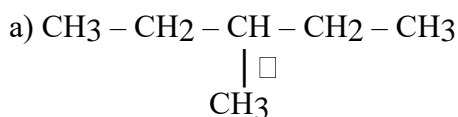
- а) других характеристических групп (по старшинству);
 б) двойной связи;

- в) тройной связи;
- г) других заместителей (по алфавиту).
3. К названию главной цепи добавить суффикс, обозначающий степень насыщенности связей. Если в молекуле несколько кратных связей, в суффиксе нужно указать их число, а после суффикса - арабскими цифрами их положение в углеродной цепи. Далее в суффикс включается название старшей характеристической группы с указанием ее положения арабской цифрой.
4. С помощью приставок (префиксов) обозначить заместители (боковые цепи, младшие характеристические группы) и расположить их по алфавиту. Положение заместителя нужно указать цифрой перед приставкой.
5. Расставить цифровые приставки, указывающие количество повторяющихся структурных элементов (они не учитываются при алфавитном размещении префиксов).
6. Расставить знаки препинания: все цифры отделить от слов дефисом, а друг от друга - запятыми.

Контрольные вопросы

Вариант № 1

1. Назовите по систематической номенклатуре вещества следующего состава



2. Составить структурные формулы следующих веществ: а) 2,3-дихлорбутан; б) 2,2-диметилпентан

3. Соотнесите:

название вещества

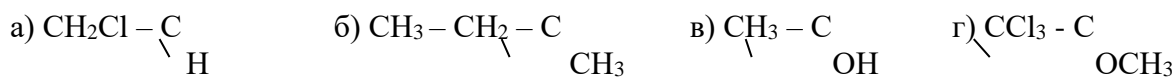
- 1) Пропен
- 2) Бутанол – 1
- 3) Метановая кислота
- 4) Этаналь
- 5) Метилформиат
- 6) 2,4 – диметилпентан
- 7) Бутин-1

формула

- а) $\text{CH}_3 - \overset{\substack{\text{O} \\ //}}{\underset{\substack{\backslash \\ \text{H}}}{\text{C}}}$
- б) $\text{HC} \equiv \text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
- в) HCOOCH_3
- г) $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_3$
- д) HCOOH
- е) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$
- ж) $\text{CH}_3 - \underset{\substack{| \\ \text{CH}_3}}{\text{CH}} - \text{CH}_2 - \underset{\substack{| \\ \text{CH}_3}}{\text{CH}} - \text{CH}_3$

4. Международное название какого вещества имеет суффикс –аль?



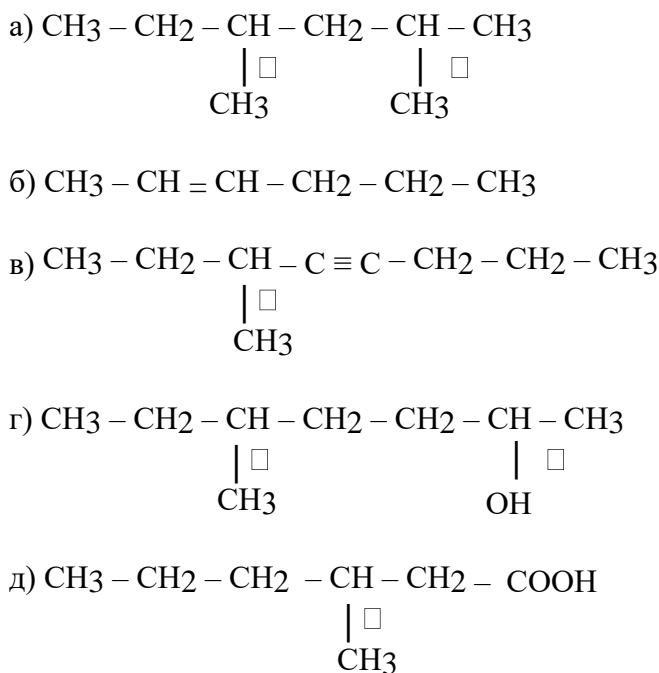


5. Укажите формулу 4-метилпентена-2:



Вариант № 2

1. Назовите по систематической номенклатуре вещества следующего состава



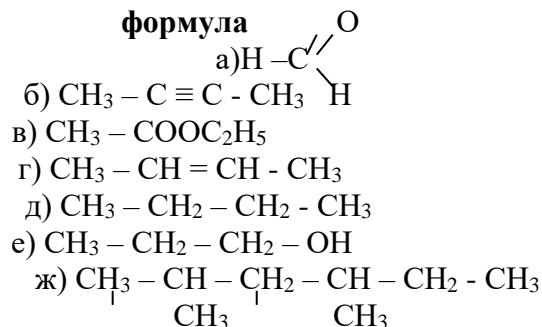
2. Составить структурные формулы следующих веществ: а) 3-метилпентан; б) 2,4,6-трихлоргексан

1. Соотнесите:

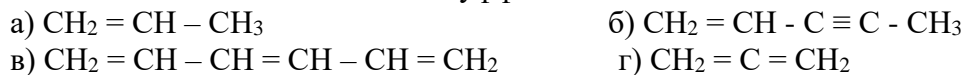
название вещества

- 1) Бутен-2
- 2) Пропанол-1
- 3) Бутановая кислота
- 4) Метаналь
- 5) Этилацетат
- 6) 2,4-диметилгексан
- 7) Бутин-2

формула



2. В названии какого вещества есть суффикс *-диен*?



3. Укажите формулу 3-метилбутанола-1:



Отчет по практической работе выполните в виде ответов на контрольные вопросы .

Литература:

1.Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений –М.,2013.

2.Ерохин Ю.М. Химия: учеб. для студ. учреждений сред. проф. образования / Ю.М. Ерохин.- М.: Академия,2011. с. 170-360.

3.Лабораторная работа

Тема 1.3. «Этиленовые и диеновые углеводороды».

Тема:

«Получение этилена дегидратацией этилового спирта. Взаимодействие этилена с бромной водой, раствором перманганата калия. Обнаружение непредельных соединений в керосине и скипидаре.

Ознакомление с образцами полиэтилена и полипропилена».

Учебная цель:

1. Развивать навыки работы в химической лаборатории.
- 2.Повторить теоретический материал по теме лабораторной работы.
- 3.Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.
1. Получить этилен лабораторным способом и изучить его свойства.
2. Познакомиться органолептически с образцами полиэтилена и полипропилена, изучить процессы горения образцов, отношение к воде, кислоте и щелочи, спирту, бензину.
6. Оформить отчет.

Учебные задачи:

- 1.Научиться получать этилен.
- 2.Исследовать свойства этилена.
- 3.Исследовать свойства полиэтилена и полипропилена.

Образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения:

Студент должен

иметь практический опыт: получения этилена лабораторным способом;

уметь: работать в лаборатории с соблюдением правил ТБ;

знать: способы получения и характерные свойства этилена; изделий из этилена и его гомологов.

владеть: практическими навыками проведения экспериментов по доказательству непредельного характера свойств этилена.

Оснащение занятия (средства обучения):

- 1.Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий и лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».
- 2.Тетрадь для практических занятий и лабораторных работ в клетку.
- 3.Ручка.
- 4.Простой карандаш.
- 5.Линейка.
1. Оборудование и реактивы: прибор для получения газов, водный раствор перманганата калия, раствор брома в воде (бромная вода), реакционная смесь этилового спирта и серной концентрированной кислоты (1:3), спиртовка, спички, образцы полиэтилена и полипропилена, вода, этанол, серная кислота концентрированная, гидроксид натрия, бензин.

Время выполнения 2 часа

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме практической работы

Этилен (по ИЮПАК: **этен**) — органическое химическое соединение, описываемое формулой C_2H_4 . Является простейшим алкеном (*олефином*), изологом этана. При нормальных условиях — бесцветный горючий газ со слабым запахом. Частично растворим в воде (25,6 мл в 100 мл воды при 0 °С), этаноле (359 мл в тех же условиях). Хорошо растворяется в диэтиловом эфире и углеводородах. Содержит двойную связь и поэтому относится к ненасыщенным или непредельным углеводородам. Играет чрезвычайно важную роль в промышленности, а также является фитогормоном. Этилен — самое производимое органическое соединение в мире. Этилен обладает наркотическим действием.

Этилен — химически активное вещество. Так как в молекуле между атомами углерода имеется двойная связь, то одна из них, менее прочная, легко разрывается, и по месту разрыва связи происходит присоединение, окисление, полимеризация молекул.

- Галогенирование: Происходит обесцвечивание бромной воды. Это качественная реакция на непредельные соединения. $CH_2=CH_2 + Br_2 \rightarrow CH_2Br-CH_2Br$
- Гидрирование: $CH_2=CH_2 + H-H \rightarrow CH_3-CH_3$ (под действием Ni)
- Гидрогалогенирование: $CH_2=CH_2 + HBr \rightarrow CH_3-CH_2Br$
- Гидратация: Эту реакцию открыл А.М. Бутлеров, и она используется для промышленного получения этилового спирта. $CH_2=CH_2 + HON \rightarrow CH_3CH_2OH$ (под действием катализатора)
- Окисление: Этилен легко окисляется. Если этилен пропускать через раствор перманганата калия, то он обесцветится. Эта реакция используется для отличия предельных и непредельных соединений. Окись этилена — непрочное вещество, кислородный мостик разрывается и присоединяется вода, в результате образуется этиленгликоль:
- Горение: $C_2H_4 + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 2H_2O$
- Полимеризация (получение полиэтилена): $nCH_2=CH_2 \rightarrow (-CH_2-CH_2-)_n$

Полиэтилен и полипропилен

Особенности полиэтилена и его строения:

- 1) структурная формула полиэтилена: $(-CH_2-CH_2-)_n$;
- 2) это твердый, белого цвета, термопластичный, немного жирный на ощупь материал, напоминает парафин.

Это сходство можно понять, если учесть, что полимер по строению — предельный углеводород (парафин) с большой молекулярной массой.

Горючесть полиэтилена и его химическая стойкость по отношению к реагентам.

1. Полиэтилен горит голубоватым, слабо светящимся пламенем.
2. Растворы кислот, щелочей, окислителей (перманганата калия) на него не действуют.
3. Концентрированная азотная кислота разрушает полиэтилен.

Способы применения полиэтилена:

- 1) как хороший диэлектрик он широко используется для изоляции электропроводов и кабелей, применяемых в различных средствах связи, высокочастотных установках;
- 2) значительная водо- и газонепроницаемость пленок полиэтилена позволяет использовать их как упаковочный материал для различных изделий и продуктов питания;
- 3) в сельском хозяйстве пленки нашли применение при строительстве теплиц, для устранения фильтрационных потерь воды в каналах и водохранилищах, для укрытия плодово-ягодных культур и саженцев от заморозков и т. п.;
- 4) химическая стойкость полиэтилена дает возможность изготавливать из него разного рода трубы, детали в химическом аппаратостроении, емкости для хранения и перевозки химически агрессивных жидкостей. В больших количествах из полиэтилена изготавливают предметы бытового назначения: фляги, кружки, упаковочные пакеты и т. д.

Способы получения полиэтилена.

1. Полиэтилен получается в промышленности при высоком давлении (150–300 МПа, 200–280 °С) и низком давлении (0,2–2,5 МПа, 80–100 °С).
2. Полимер высокого давления не имеет строго линейной структуры, в его цепных макромолекулах образуются ответвления.

3. Полимер низкого давления в результате действия особого катализатора приобретает строго линейную структуру, поэтому молекулы его могут плотнее примыкать друг к другу (возрастает степень кристалличности), что существенно сказывается на свойствах материала.

4. При обращении с изделиями из полиэтилена следует учитывать возможные различия в свойствах, например: а) изделия из полимера высокого давления могут эксплуатироваться при температурах до 60–70 °С; б) изделия из полимера низкого давления – до 100 °С.

Полипропилен и его характерные особенности:

1) структурная формула полипропилена: $(-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{CH}_3)-)_n$;

2) он имеет много общего с полиэтиленом;

3) полипропилен – это тоже твердый, жирный на ощупь, белого цвета, термопластичный материал.

Вопросы для закрепления теоретического материала к практической работе

1. Напишите структурные формулы следующих углеводородов и назовите их по женеvской номенклатуре: метилэтилен, этилэтилен, диметилэтилен, метилэтилэтилен.

2. Напишите структурные формулы следующих углеводородов: 2-метилпропен – 1; 2-метилбутен–3; 2-метилпентен –2; 2,4-диметилгексен –3; 2,2-диметил–4-этилгексен–3.

3. Какие углеводороды называются полиметиленовыми?

Инструкция по выполнению практической работы

Задания для практической работы:

Задание № 1. Получить этилен путём нагревания смеси этилового спирта с концентрированной серной кислотой.

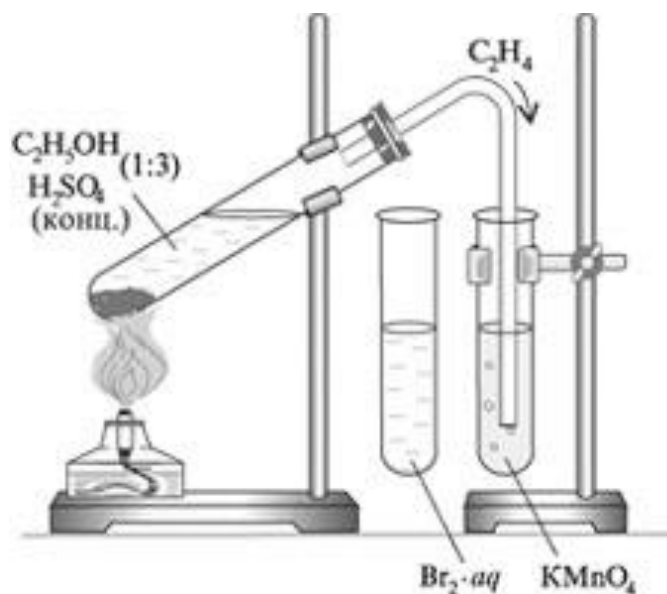
Задание № 2. Изучить свойства этилена.

Задание № 3. Изучить свойства образцов полиэтилена и полипропилена.

Инструкция по выполнению практической работы

1. Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.

2. **Опыт № 1** Получение этилена



Внимание!!!

Соблюдайте осторожность. Вы работаете с концентрированной серной кислотой.

Выполните следующие действия:

- Получите готовую реакционную смесь у учителя.

- Соберите прибор для получения газов.

- Осторожно, равномерно нагрейте смесь.

Опыт № 2 Окисление этилена кислородом перманганата калия. Пропустите выделяющийся газ в пробирку с водным раствором перманганата калия, подкисленного серной кислотой.

Опыт № 3: Взаимодействие этилена с бромной водой. Выделяющийся этилен пропустим через раствор брома в воде, который называют бромной водой.

Опыт № 4 Окисление этилена кислородом воздуха (горение). Поверните газоотводную трубку отверстием вверх и подожгите выделяющийся газ.

Опыт № 5. Задания для практического занятия:

Задание № 1. Исследовать свойства термопластичных полимеров.

Задание № 2. Составить формулы полимеров.

Задание № 3. Составить уравнения соответствующих реакций.

Инструкция по выполнению практического занятия

Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.

Выполните опыт № 1 Исследование термопластичности полимеров:

- Зажмите в тигельных щипцах (или пинцетом) гранулу (кусочек) полиэтилена и подержите его над пламенем горелки. Что наблюдаете?

- Положите нагретый полиэтилен на керамическую прокладку (при отсутствии керамической прокладки можно использовать кусочки кафельной плитки) и с помощью стеклянной палочки (свободным от наконечника концом) попытайтесь изменить его форму. Меняется ли она?

- Попытайтесь изменить форму гранулы после остывания. Удалось ли это?

- Проведите подобные исследования с образцами поливинилхлорида, полистирола, полиметилметакрилата.

Внимание! Нагревание образцов проводить осторожно (под пламенем спиртовки до появления изменений). Не доводить до разложения.

Сделайте выводы.

Выполните опыт № 2 Исследование горючести полимеров:

- Зажмите в тигельных щипцах или с помощью пинцета кусочек (гранулу) полиэтилена, внесите его в пламя спиртовки и держите до загорания полиэтилена.

- Удалите щипцы с гранулой полиэтилена из пламени. Продолжает ли полиэтилен гореть вне пламени?

- Исследуйте горючесть поливинилхлорида, полистирола, полиметилметакрилата, обратите внимание на характер их горения в пламени горящих полимеров.

Сделайте выводы.

Выполните опыт № 3 Отношение полимеров к растворам кислот и щелочей:

- Разместите в штативе для пробирок 8 пробирок ПХ-14 (в два ряда).

- Налейте в четыре пробирки первого ряда по 1-2 мл (20 – 40 капель) раствора серной кислоты (1:5).

- Поместите в пробирки поочередно по грануле (кусочку) полиэтилена, поливинилхлорида, полистирола, полиметилметакрилата.

- Налейте в четыре пробирки второго ряда по 1-2 мл (20 – 40 капель) раствора гидроксида натрия (5%) и поместите в них по грануле (кусочку) вышеперечисленных полимеров.

Для вливания в пробирки растворов кислот и щелочей используйте пипетки или стеклянные трубочки. При использовании трубочек, их следует опускать в склянки с растворами кислот.

5. Выполните опыт № 4 Отношение полимеров к бромной воде и раствору перманганата калия:

- Освободите штатив от использованных пробирок и разместите в нём 4 чистых пробирки в 2 ряда.

- Налейте в 2 пробирки первого ряда 1-2 мл бромной воды.

- Поместите в них поочередно по грануле (кусочку) полиэтилена и полипропилена, налейте в 2 пробирки второго ряда по 1-2 мл розового раствора перманганата калия. Поместите в них по грануле (кусочку) перечисленных выше полимеров.

- Оставьте полимеры в растворах поочерёдно встряхните пробирки с содержимым. Что наблюдаете? Произошли ли какие либо изменения с бромной водой и раствором перманганата калия? Сделайте выводы.

- Оставьте содержимое всех пробирок на 8-10 минут.

- Слейте (спустя 8-10 минут) растворы кислоты и щелочи из пробирок с полимерами в сосуд для отходов.

- Промойте тщательно образцы дистиллированной водой из промывалки и слейте воду после промывки в сосуд для отходов. Что наблюдаете? Произошли ли какие либо изменения с образцами?

Сделайте выводы.

* при отсутствии бромной воды можно использовать йодную воду: растворить в сосуде (пробирке) с водой несколько капель йодной настойки до образования желтого раствора и щелочей до дна. Свободный конец трубочки плотно зажать указательным пальцем. Затем, не отпуская пальца, перенести трубочку с жидкостью в пробирку и, слегка ослабив палец, выпускать жидкость в пробирку по каплям. При необходимости, операцию повторить несколько раз.

Методика анализа результатов, полученных в ходе практической работы .

Используя инструкцию по выполнению практической работы, проведите опыты.

Следующий опыт следует начинать только после полного разбора предыдущего опыта.

Порядок выполнения отчёта по практической работе

1. В тетради для практических занятий и лабораторных работ напишите номер, название и учебную цель работы.

2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторной работе.

3. Выполните опыты № 1, 2, 3, 4,5.

4. Заполните таблицу.

5. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторной работы и реализованы ли образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения.

Контрольные вопросы

1. Дайте определения следующим понятиям:

2. Непредельные углеводороды

3. Алкены

4. σ -связь

5. π -связь

6. Назовите общую формулу алкенов, тип гибридизации атомов углерода в молекуле этилена, угол между гибридными орбиталями.

7. Какой тип реакций характерен для непредельных углеводородов?

8. Какие виды изомерии характерны для непредельных углеводородов?

9. Нахождение непредельных углеводородов в природе.

10. Применение непредельных углеводородов.

11. Сформулируйте правило Марковникова. Приведите пример реакции, идущей по данному правилу.

12. Сформулируйте правило Зайцева. Приведите пример реакции, идущей по данному правилу.

Образец отчёта по лабораторной работе

«Получение этилена дегидратацией этилового спирта. Взаимодействие этилена с бромной водой, раствором перманганата калия. Обнаружение непредельных соединений в керосине и скипидаре.

Ознакомление с образцами полиэтилена и полипропилена».

Учебная цель: развивать навыки работы в химической лаборатории.

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторной работе

1.
2.
3.

Название опыта	Рисунок того что делаете	Наблюдения и их объяснение	Уравнения реакций
Получение и свойства этилена		Какой газ выделяется?	Закончите уравнение реакции: $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH} \xrightarrow{t > 140^\circ\text{C}, \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.})} \rightarrow$ Укажите тип реакции, назовите продукты реакции?
		Что происходит с раствором марганцовки?	Закончите уравнение реакции: $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + [\text{O}] + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{KMnO}_4} \rightarrow$ Назовите продукты и тип реакции?
		Что происходит с бромной водой?	Закончите уравнение реакции: $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow$ Назовите продукты и тип реакции?
		Почему этилен горит более светящимся пламенем, чем этан?	Закончите уравнение реакции: $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{O}_2 \xrightarrow{t} \rightarrow$ Назовите тип реакции и продукты?
Обнаружение непредельных соединений в керосине Обнаружение непредельных соединений в скипидаре			

Образец отчета по лабораторной работе

«Ознакомление с образцами полиэтилена и полипропилена»

Учебная цель: формировать умения работать в химической лаборатории, самостоятельно определять ход работы

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторному занятию

1.
2.
3.

Что делали	Признаки реакции	Уравнение реакции	Выводы

Вывод: Выполнив задания работы я..... (см. учебные задачи и образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения).

Литература:

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2013.

2. Ерохин Ю.М. Химия: учеб. для студ. учреждений сред. проф. образования / Ю.М. Ерохин. – М.: Академия, 2011. с. 170-360.

4. Лабораторная работа

Тема 1.6. «Природные источники углеводородов».

Тема:

«Определение наличия непредельных углеводородов в бензине и керосине. Растворимость различных нефтепродуктов друг в друге».

Учебная цель:

1. Научиться проводить качественные реакции на непредельные углеводороды;

2. Совершенствовать навыки работы с простейшими приборами, веществами, соблюдения правил техники безопасности.

Образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения:

Студент должен

иметь практический опыт: исследования непредельного характера органических соединений лабораторным способом;

уметь: работать в лаборатории с соблюдением правил ТБ;

знать: качественные реакции, позволяющие доказывать непредельность характера органических соединений

владеть: практическими навыками проведения эксперимента по сравнению предложенных для анализа веществ

Оснащение занятия

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий и лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».

2. Оборудование: штатив с пробирками

3. Реактивы: бромная вода, раствор перманганата калия, бензин, керосин, вазелин.

4. Тетрадь для лабораторных работ.

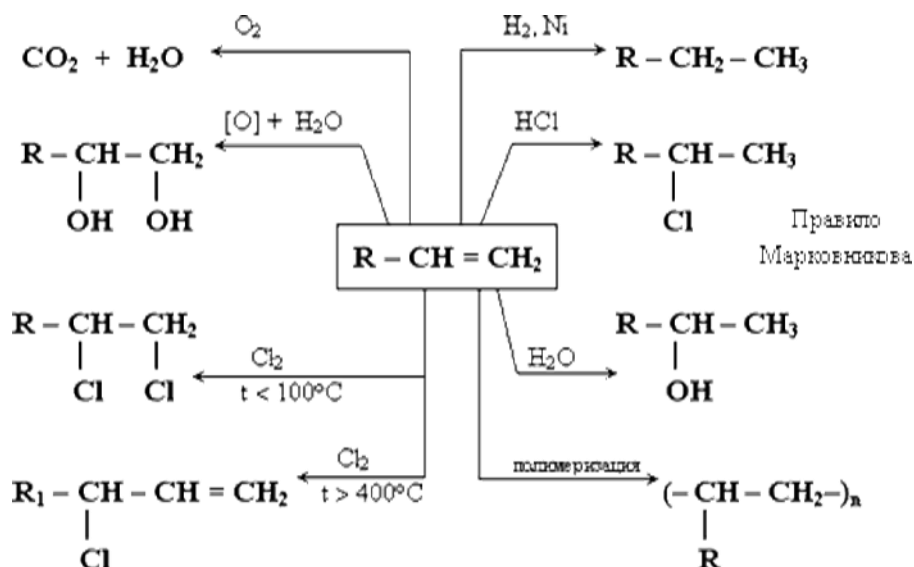
5. Коллекция «Нефть и продукты её переработки».

6. Чертежные принадлежности: линейка, простой карандаш.

Время выполнения 2 часа

Краткие теоретические материалы по теме лабораторной работы

Непредельные углеводороды в своём составе содержат одну или более кратных связей. Состав кратных связей: это –пи и –сигма связи. Особенностью –Пи связи является способности к разрыву и осуществлению у непредельных углеводородов реакций присоединения. В результате алкен превращается в алкан или его производное. Наиболее значимы реакции присоединения растворов бромной, иодной вод или раствора перманганата калия. При этом происходит обесцвечивание окрашенных растворов. Последние реакции и служат для обнаружения соединений с кратной связью (двойной или тройной) и является качественной на кратную связь, т.е. позволяет доказать непредельный характер исследуемых соединений.



Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторной работе:

Решите тест:

1. В результате хлорирования пропена образуется:

- а) 2,3-дихлорпропан;
- б) 1-хлорпропен;
- в) 1,2-дихлорпропан;
- г) 1,3-дихлорпропан.

2. В результате бромирования бутена-2 образуется:

- а) 2-бромбутан; б) 2,3-дибромбутан; в) 2,2-дибромбутан; г) 1,4-дибромбутен-2.

3. В результате гидробромирования этилена образуется:

- а) 2-бромэтан; б) бромэтан; в) 1,2-дибромэтан; г) бромэтен.

4. В результате хлорирования бутена-1 образуется:

- а) 2-хлорбутан; б) 1-хлорбутан; в) 1,2-дихлорбутан; г) 1,2-дихлорбутен-1.

5. Даны вещества: а) водород, б) азот, в) хлороводород, г) вода, д) метан.

Какие из этих веществ взаимодействуют с бутеном?

Впишите соответствующие буквы в алфавитном порядке без пробелов.

6. Даны вещества: а) хлороводород, б) вода, в) хлорид натрия, г) бром, д) водород, е) углекислый газ.

Сколько из перечисленных веществ в соответствующих условиях могут взаимодействовать с пропеном?

Впишите цифру.

7. Даны вещества:

- а) вода,
- б) бром,
- в) хлороводород,
- г) гидроксид натрия,
- д) водород.

Инструкция по выполнению лабораторной работы

1. Выданные Вам вещества разделите на 2 части и исследуйте их отношение к растворам иода и перманганата калия.

Контрольные вопросы

1. Заполните сравнительную таблицу:

Признаки сравнения	УГЛЕВОДОРОДЫ	
	Предельные (алканы)	Непредельные
		Этиленовые (алкены)
Строение		
Валентный Угол		
Длина С—С связи		
Связи, их особенности		
Структурная изомерия		
Характерные химические свойства		

Каждое названное свойство подтвердите уравнением реакции.

2. Составьте схему – кластер « Применение нефти и продуктов её переработки»

3. По результатам лабораторной работы докажите, что « подобное» растворяется в «подобном».

Порядок выполнения отчёта по лабораторной работе

1. В тетради для лабораторных работ напишите номер, название и учебную цель занятия.

2. Ответьте на контрольные вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторной работе.

3. Выполните эксперименты, согласно инструкции по выполнению лабораторной работы

4. Запишите наблюдения в таблицу.

Исследуемый объект	Реагенты для распознавания веществ		Наблюдения	Выводы
	Перманганат калия	Раствор иода		
Бензин				
Керосин				
Вазелин				
Диз.топливо				

5. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, насколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторной работы и реализованы ли образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения.

6. Подготовьтесь к защите работы.

Литература:

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2013.

2. Ерохин Ю.М. Химия: учеб. для студ. учреждений сред. проф. образования / Ю.М. Ерохин. - М.: Академия, 2011. с. 170-360.

5. Структура практической работы

Тема 1.8. «Альдегиды и кетоны»

Тема:

«Изучение восстановительных свойств альдегидов: реакция «серебряного» зеркала, восстановление гидроксида меди(2). Взаимодействие формальдегида с гидросульфитом натрия».

Учебная цель: практически познакомиться с важнейшими химическими свойствами альдегидов

Учебные задачи:

1. Провести эксперимент, соблюдая правила по технике безопасности.
2. Записать уравнения химических реакций в молекулярном виде.

Образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения:

Студент должен

иметь практический опыт: осуществления химических реакций характерных для альдегидов;

уметь: проводить качественные реакции на распознавание представителей альдегидов;

знать: строение молекул, физические и химические свойства, способы получения и применение альдегидов;

владеть: навыками экспериментальной работы в химической лаборатории.

Задачи практической работы:

1. Повторить теоретический материал по теме практической работы.
2. Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.
3. Выполнить опыты.
4. Оформить отчет.

Обнащение занятия (средства обучения):

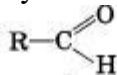
1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий и лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».
2. Тетрадь для практических работ в клетку.
3. Ручка.
4. Простой карандаш.
5. Линейка.
6. Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, спиртовка, спички,

Время выполнения 2 часа

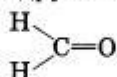
Краткие теоретические материалы по теме практической работы

Альдегиды — органические вещества, молекулы которых содержат карбонильную группу C=O, соединенную с атомом водорода и углеводородным радикалом.

Общая формула альдегидов имеет вид



В простейшем альдегиде — формальдегиде — роль углеводородного радикала играет другой атом водорода:

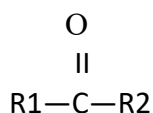


Карбонильную группу, связанную с атомом водорода, часто называют *альдегидной*:



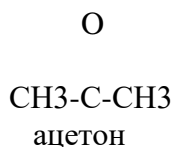
Органические вещества, в молекулах которых карбонильная группа связана с двумя углеводородными радикалами, называют кетонами.

Очевидно, общая формула кетонов имеет вид



Карбонильную группу кетонов называют кетогруппой

В простейшем кетоне — ацетоне — карбонильная группа связана с двумя метильными радикалами:



Низшие члены ряда альдегидов и кетонов (формальдегид, уксусный альдегид, ацетон) растворимы в воде неограниченно. Их температуры кипения ниже, чем у соответствующих спиртов (см. табл. 5). Это связано с тем, что в молекулах альдегидов и кетонов в отличие от спиртов нет подвижных атомов водорода и они не образуют ассоциатов за счет водородных связей. Низшие альдегиды имеют резкий запах, у альдегидов, содержащих от четырех до шести атомов углерода в цепи, неприятный запах, высшие альдегиды и кетоны обладают цветочными запахами и применяются в парфюмерии.

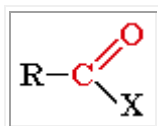
Химические свойства предельных альдегидов и кетонов

Присоединение водорода к молекулам альдегидов происходит по двойной связи в карбонильной группе. Продуктом гидрирования альдегидов являются первичные спирты, кетонов — вторичные спирты. Так, при гидрировании уксусного альдегида на никелевом катализаторе образуется этиловый спирт, при гидрировании ацетона — пропанол-2. Гидрирование альдегидов — реакция восстановления, при которой понижается степень окисления атома углерода, входящего в карбонильную группу.

Краткие теоретические материалы по теме лабораторной работы

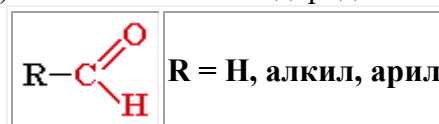
Альдегиды и кетоны относятся к **карбонильным** органическим соединениям. Карбонильными соединениями называют органические вещества, в молекулах которых имеется группа $>\text{C}=\text{O}$ (карбонил или оксогруппа).

Общая формула карбонильных соединений:



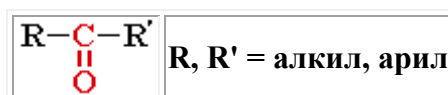
В зависимости от типа заместителя X эти соединения подразделяют на: альдегиды (X = H); кетоны (X = R, R'); карбоновые кислоты (X = OH) и их производные (X = OR, NH₂, NHR, Hal и т.д.).

Альдегиды - органические соединения, в молекулах которых атом углерода карбонильной группы (карбонильный углерод) связан с атомом водорода. Общая формула: **R-CH=O** или



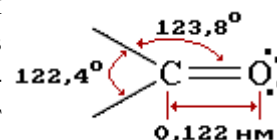
Функциональная группа $-\text{CH}=\text{O}$ называется альдегидной.

Кетоны - органические вещества, молекулы которых содержат карбонильную группу, соединенную с двумя углеводородными радикалами. Общие формулы: **R₂C=O, R-CO-R'** или



Альдегиды		Кетоны	
$\begin{array}{c} \text{H}-\text{C}=\text{O} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{C}=\text{O} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{C}=\text{O} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{C}_6\text{H}_5-\text{C}=\text{O} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$
формальдегид (метаналь)	ацетальдегид (этаналь)	ацетон (пропанон)	ацетофенон (метилфенилкетон)

Атомы углерода и кислорода в карбонильной группе находятся в состоянии sp^2 -гибридизации. Углерод своими sp^2 -гибридными орбиталями образует 3 σ -связи (одна из них - связь C-O), которые располагаются в одной плоскости под углом около 120° друг к другу. Одна из трех sp^2 -орбиталей кислорода участвует в σ -связи C-O, две другие содержат неподеленные электронные пары. π -Связь образована p -электронами атомов углерода и кислорода.



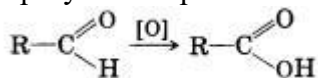
В молекулах альдегидов и кетонов отсутствуют атомы водорода, способные к образованию водородных связей. Поэтому их температуры кипения ниже, чем у соответствующих спиртов. Метаналь (формальдегид) - газ, альдегиды C_2-C_5 и кетоны C_3-C_4 - жидкости, высшие - твердые вещества. Низшие гомологи растворимы в воде, благодаря образованию водородных связей между атомами водорода молекул воды и карбонильными атомами кислорода. С увеличением углеводородного радикала растворимость в воде падает.

Альдегиды – сложные органические вещества, состоящие из углеводородного радикала или водорода связанного с функциональной группой -COH. Общая формула альдегидов: $C_nH_{2n}O$. Названия альдегидов производят от названий кислот, в которые они превращаются при окислении или по международной системе.

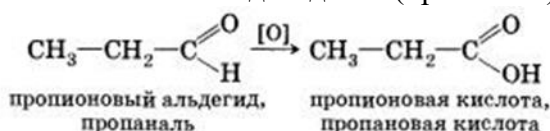
Реакции

окисления

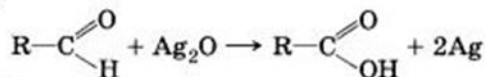
Альдегиды способны не только восстанавливаться, но и окисляться. При окислении альдегиды образуют карбоновые кислоты. Схематично этот процесс можно представить так:



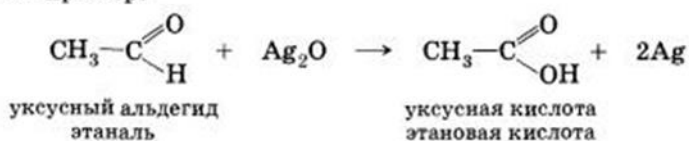
Из пропионового альдегида (пропаналь), например, образуется пропионовая



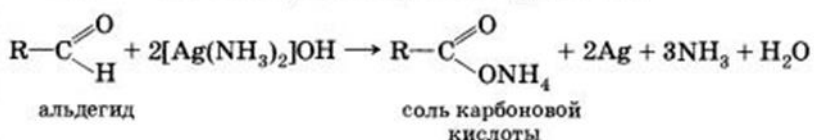
Альдегиды окисляются даже кислородом воздуха и такими слабыми окислителями, как аммиачный раствор оксида серебра. В упрощенном виде этот процесс можно выразить уравнением реакции:



Например:



Более точно этот процесс отражают уравнения:



Если поверхность сосуда, в котором проводится реакция, была предварительно обезжирена, то образующееся в ходе реакции серебро покрывает ее тонкой ровной пленкой. Получается замечательное серебряное зеркало. Поэтому эту реакцию называют реакцией «серебряного зеркала». Ее широко используют для изготовления зеркал, серебрения украшений и елочных игрушек.

Окислителем альдегидов может выступать и свежесаж-денный гидроксид меди(II). Окисляя альдегид, Cu^{2+} восстанавливается до Cu^0 . Образующийся в ходе реакции гидроксид меди(I) CuOH сразу разлагается на оксид меди(I) красного цвета и воду.

Эта реакция, так же как реакция «серебряного зеркала», используется для обнаружения альдегидов.

Кетоны не окисляются ни кислородом воздуха, ни таким слабым окислителем, как аммиачный раствор оксида серебра.

Альдегиды вступают в реакцию поликонденсации. Изучая фенолы, мы подробно рассмотрели взаимодействие метаналь (формальдегида) с фенолом приводящее к образованию фенол-формальдегидных смол.

Способы получения

Альдегиды и кетоны могут быть получены окислением или дегидрированием спиртов. Еще раз отметим, что при окислении или дегидрировании первичных спиртов могут быть получены альдегиды, а вторичных спиртов — кетоны.

Отдельные представители альдегидов и их значение

Формальдегид, (метаналь, муравьиный альдегид) HCHO — бесцветный газ с резким запахом и температурой кипения $-21\text{ }^\circ\text{C}$, хорошо растворим в воде. Формальдегид ядовит! Раствор формальдегида в воде (40%) называют формалином и применяют для дезинфекции. В сельском хозяйстве формалин используют для протравливания семян, в кожевенной промышленности — для обработки кож. Формальдегид используют для получения уротропина — лекарственного вещества. Иногда спрессованный в виде брикетов уротропин применяют в качестве горючего (сухой спирт). Большое количество формальдегида расходуется при получении фенолформальдегидных смол и некоторых других веществ.

Уксусный альдегид (этаналь, ацетальдегид) CH_3CHO — жидкость с резким, неприятным запахом и температурой кипения $21\text{ }^\circ\text{C}$, хорошо растворим в воде. Из уксусного альдегида в промышленных масштабах получают уксусную кислоту и ряд других веществ, он используется для производства различных пластмасс и ацетатного волокна. Уксусный альдегид ядовит

Вопросы для закрепления теоретического материала к практической работе:

Вопросы для устного опроса по теме «Альдегиды и кетоны».

1. Какая группа называется карбонильной?
2. Назовите простейшее карбонильное соединение.
3. Какие органические вещества называются альдегидами?
4. Какие органические вещества называются кетонами?
5. Какие типы изомерии характерны для альдегидов?
6. Какой простейший альдегид имеет изомеры?
7. Чему равна степень окисления атома углерода карбонильной группы в кетонах?
8. Даны вещества: алкан, альдегид, спирт с одинаковым числом атомов углерода. Расположите вещества в порядке увеличения температуры кипения.
9. Какое вещество можно использовать для получения альдегидов из первичных спиртов?
10. Уксусный альдегид – продукт окисления
11. Какой альдегид можно получить реакцией Кучерова?
12. Что получается при окислении альдегидов?
13. Что получается при окислении кетонов?
14. Что образуется при восстановлении альдегидов?
15. Что образуется при восстановлении кетонов?
16. Для какого альдегида характерна реакция полимеризации? Что при этом получают?

17. Какой альдегид с фенолом вступает в реакцию поликонденсации? Что при этом получают?

18. Какие реакции надо провести, чтобы отличить альдегид от кетона?

Инструкция по выполнению практической работы

Опыт 1.

Окисление этанала свежеприготовленным аммиачным раствором гидроксида серебра.

Берем сухую чистую пробирку.

Наливаем в нее 1 мл раствора нитрата серебра AgNO_3 .

Приливаем по каплям раствор аммиака NH_4OH до тех пор, пока образующийся сначала осадок полностью не растворится.

В пробирку добавляем раствор альдегида, полученный в Задаче I.

Зажигаем спиртовку.

ТБ: спиртовку от другой спиртовки зажигать нельзя!

Пробирку с полученной смесью закрепляем в держателе.

Слегка нагреваем в пламени спиртовки.

ТБ: пробирку не вносим в пламя, а совершаем круговые движения вокруг пламени.

Наблюдаем образование металлического серебра на стенках пробирки в виде зеркального слоя.

Пламя спиртовки гасим, накрывая его колпачком.

Пробирку с держателем ставим в штатив.

Приводим рабочее место в порядок.

Опыт 2.

Окисление этанала гидроксидом меди (II).

Берем вторую часть раствора альдегида из Задачи I.

Приливаем в пробирку раствора сульфата меди (II) CuSO_4 .

Приливаем раствор гидроксида натрия NaOH до появления студенистого осадка.

ТБ: со щелочью обращаемся аккуратно!

Зажигаем спиртовку.

ТБ: спиртовку от другой спиртовки зажигать нельзя!

Закрепляем пробирку в держатель.

Равномерно прогреваем пробирку.

Верхнюю часть содержимого пробирки нагреваем в пламени спиртовки до начала кипения.

Наблюдаем образование сначала желтого гидроксида меди (I), который при нагревании разлагается с образованием оксида меди (I) красного цвета.

Пламя спиртовки гасим, накрывая его колпачком.

Пробирку с держателем ставим в штатив.

Приводим рабочее место в порядок.

Опыт 3. Взаимодействие формальдегида с гидросульфитом натрия.

Контрольные вопросы

1. Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления следующих превращений:

пропанол-1 $\rightarrow A \rightarrow B \rightarrow 2,3$ -диметилбутан.

2. Напишите структурные формулы следующих соединений: а) 2-метилпентанол-3; б) 2,4-диметилпентанол-2; в) этандиол-1,1; г) 2-метилбутин-3-ол-2; д) 2-метилбутанол-1.

3. Напишите и назовите, структурные формулы изомерных альдегидов и кетонов состава: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}$.

4. Напишите структурные формулы (и назовите) кетонов, изомерных изовалериановому альдегиду.

5. Синтезируйте изомасляную кислоту из ацетона.

6. Какие вещества образуются, если взаимодействуют следующие соединения: *втор-бутилмагнийбромид* и *диэтилкетон*?

7. Напишите структурные формулы соединений:

а) хлоруксусная кислота; б) 3-метилпентановая кислота;

в) пропандиовая кислота; г) 2,2-диметилпропановая кислота;

д) янтарная кислота.

8. Какое соединение образуется, если на изомасляную кислоту подействовать пятихлористым фосфором и полученное вещество обработать аммиаком?

9. Какое соединение образуется при гидролизе изопропилового эфира и валериановой кислоты?

Порядок выполнения отчёта по практическому занятию

1. В тетради для практических работ напишите номер, название и учебную цель занятия.

2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к практической работе.

3. Выполните эксперименты, согласно инструкции по выполнению практической работы.

4. Запишите наблюдения в таблицу.

Что делаю	Что наблюдаю	Уравнения реакций и выводы

5. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторной работы и реализованы ли образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения.

6. Подготовьтесь к защите работы

Литература:

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2013.

2. Ерохин Ю.М. Химия: учеб. для студ. учреждений сред. проф. образования / Ю.М. Ерохин. - М.: Академия, 2011. с. 170-360.

6. Лабораторная работа

Тема 1.9. «Карбоновые кислоты и их производные».

Тема:

1. «Химические свойства карбоновых кислот».

2. «Свойства жиров и сложных эфиров».

Учебная цель:

1. практически изучить лабораторный способ получения уксусной кислоты и её химические свойства;

2. изучить характерные свойства жиров и сложных эфиров

Учебные задачи:

1. Провести эксперимент, соблюдая правила по технике безопасности.

2. Записать уравнения химических реакций в молекулярном виде.

Образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения:

Студент должен

иметь практический опыт: осуществления химических реакций характерных для органических кислот и жиров;

уметь: проводить качественные реакции на распознавание представителей кислот;

знать: строение молекул, физические и химические свойства, способы получения и применение органических кислот, жиров и сложных эфиров;

владеть: навыками экспериментальной работы в химической лаборатории.

Задачи лабораторной работы:

1. Повторить теоретический материал по теме практической работы.
2. Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.
3. Выполнить опыты.
4. Оформить отчет.

Оснащение занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий и лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».
2. Тетрадь для практических занятий и лабораторных работ в клетку.
3. Ручка.
4. Простой карандаш.
5. Линейка.

1. Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, спиртовка, ацетат натрия, концентрированная серная кислота, пробирки с отверстиями, стеклянные трубки, вода, химические стаканы, лакмус, карбонат кальция, твердый жир, подсолнечное масло, этанол, раствор перманганата калия, раствор бромной воды.

Время выполнения 2 часа

Краткие теоретические материалы по теме работы

Карбоновые кислоты - органические соединения, в молекулах которых содержатся одна или несколько карбоксильных групп, соединённых с углеводородным радикалом или атомом водорода.

Классификация карбоновых кислот

Получение: В лаборатории карбоновые кислоты можно получить из их солей, действуя на них серной кислотой при нагревании, например:



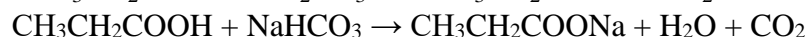
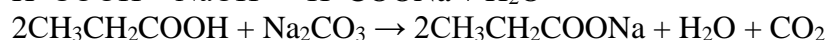
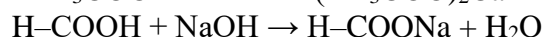
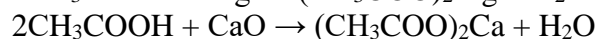
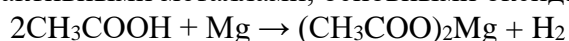
В промышленности получают окислением углеводов, спиртов и альдегидов.

Химические

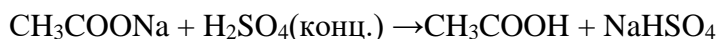
свойства:

1. Из-за смещения электронной плотности от гидроксильной группы O-H к сильно поляризованной карбонильной группе C=O молекулы карбоновых кислот способны к электролитической диссоциации: $\text{R-COOH} \rightarrow \text{R-COO}^- + \text{H}^+$ Сила карбоновых кислот в водном растворе невелика.

2. Карбоновые кислоты обладают свойствами, характерными для минеральных кислот. Они реагируют с активными металлами, основными оксидами, основаниями, солями слабых кислот.

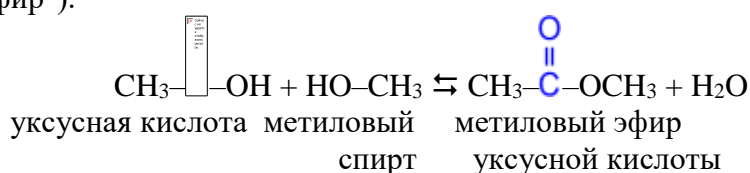


Карбоновые кислоты слабее многих сильных минеральных кислот (HCl, H₂SO₄ и т.д.) и поэтому вытесняются ими из солей:



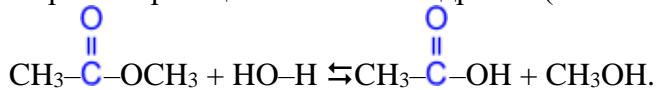
3. Образование функциональных производных:

а) при взаимодействии со спиртами (в присутствии концентрированной H₂SO₄) образуются сложные эфиры. Образование сложных эфиров при взаимодействии кислоты и спирта в присутствии минеральных кислот называется реакцией этерификации (ester с латинского "эфир").



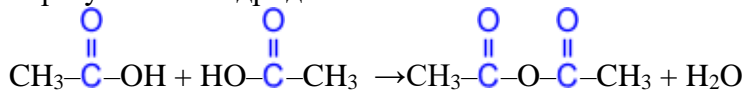
Общая формула сложных эфиров $R-\overset{\text{O}}{\parallel}{C}-OR'$ где R и R' – углеводородные радикалы: в сложных эфирах муравьиной кислоты – формиатах $-R=H$.

Обратной реакцией является гидролиз (омыление) сложного эфира:

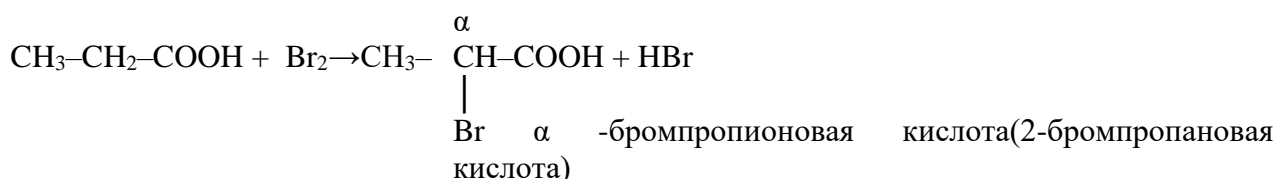


Как видно, процесс этерификации обратимый.

б) при воздействии водоотнимающих реагентов в результате межмолекулярной дегидратации образуются ангидриды



Галогенирование. При действии галогенов (в присутствии красного фосфора) образуются α -галогензамещённые кислоты:



Применение: в пищевой и химической промышленности (производство ацетилцеллюлозы, из которой получают ацетатное волокно, органическое стекло, киноплёнку; для синтеза красителей, медикаментов и сложных эфиров).

Вопросы для закрепления теоретического материала к практической работе:

1. Какие органические соединения относятся к карбоновым кислотам?
2. Почему среди карбоновых кислот нет газообразных веществ?
3. Чем обусловлены кислотные свойства карбоновых кислот?
4. Почему изменяется цвет индикаторов в растворе уксусной кислоты?
5. С какими металлами реагирует уксусная кислота?

Инструкция по выполнению практической работы

Задания для практической работы:

Задание № 1. Получить уксусную кислоту

Задание № 2. Исследовать свойства уксусной кислоты.

Задание № 3. Исследовать свойства жиров и сложных эфиров.

Инструкция по выполнению практической работы

1. Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.
2. Выполните **опыт № 1 Получение уксусной кислоты**
 - Поместите в пробирку 3-5 г ацетата натрия и прибавьте немного концентрированной серной кислоты.
 - Пробирку закройте пробкой с газоотводной трубкой, свободный конец которой опустить в пустую пробирку, находящуюся в стакане с холодной водой.
 - Нагревайте смесь до тех пор, пока в пробирке - приемнике не соберётся немного уксусной кислоты.
3. Выполните **опыт № 2 Испытание раствора уксусной кислоты лакмусом.**
 - Разбавьте полученную уксусную кислоту небольшим количеством воды и прибавьте несколько капель синего лакмуса или опустите в пробирку индикаторную бумажку.
4. Выполните **опыт № 3 Взаимодействие уксусной кислоты с магнием.**
 - В пробирку с раствором уксусной кислоты бросьте кусочек ленты или стружки магния.
 - Подождите выделяющийся газ.
5. Выполните **опыт № 4 Взаимодействие уксусной кислоты с карбонатом кальция.**
 - В пробирку насыпьте немного мела (карбоната кальция) и прилейте раствор уксусной кислоты.

6. Выполните опыт № 5. **Наблюдение различной растворимости жиров в воде и органических растворителях.**

- В 4 пробирки поместите: 1 – 1 мл холодной воды; 2 – 1 мл горячей воды; 3 – 1 мл этилового спирта; 4 – 1 мл бензина. Добавьте в каждую из них пипеткой по 2-3 капли подсолнечного масла. Встряхните пробирки.

7. Выполните опыт № 6. **Отношение жиров к раствору перманганата калия и бромной воды.**

-используйте материал из пробирок 1 и 2 из опыта 6: в 1 –ю добавьте раствор перманганата калия, а во 2 –ю бромную воду.

8.Повторите опыт 6 и 7 с твердым жиром.

Методика анализа результатов, полученных в ходе практической работы

1. Используя инструкцию по выполнению лабораторной работы, проведите опыты, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии.

2. Следующий опыт следует начинать только после полного разбора предыдущего опыта.

3. Порядок выполнения отчёта по лабораторной работе

4. В тетради для практических занятий и лабораторных работ напишите номер, название и учебную цель работы.

5. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторной работе.

6. Выполните опыты № 1, согласно инструкции по выполнению лабораторной работы. Запишите наблюдения в таблицу. Напишите уравнение реакции взаимодействия ацетата натрия с серной кислотой

7. Выполните опыты № 2, согласно инструкции по выполнению лабораторной работы. Запишите наблюдения в таблицу.

8. Выполните опыты № 3, согласно инструкции по выполнению лабораторной работы. Запишите наблюдения в таблицу. Напишите уравнение реакции в молекулярном и сокращенном ионном видах.

9. Выполните опыты № 4 согласно инструкции по выполнению лабораторной работы. Запишите наблюдения в таблицу. Напишите уравнение реакции в молекулярном и сокращенном ионном видах.

10. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно

Вы справились с учебными задачами лабораторной работы и реализованы ли образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения.

Контрольные вопросы

1.Как осуществить превращения:

Тристеарат---- стеарат натрия----стеариновая кислота?

Запишите соответствующие уравнения реакций.

2.Почему не рекомендуется мыть посуду стиральным порошком?

3. Почему мыло, попавшее на слизистую оболочку глаза, вызывает жжение?

4. Жидким или твердым мылом выгоднее пользоваться хирургам?

5.Как различить два розовых мутноватых раствора – фенола и мыла? Запишите необходимые уравнения реакций и отметьте их условия и признаки.

6. Почему реакцию нейтрализации уксусной кислоты следует проводить в присутствии индикатора?

7. Что такое « ледяная» уксусная кислота?

8. Напишите три уравнения химически х реакций, демонстрирующих:

А) сходство химических свойств муравьиной и уксусной кислот;

Б) отличие муравьиной кислоты от уксусной;

В) сходство муравьиной и уксусной кислот с неорганическими.

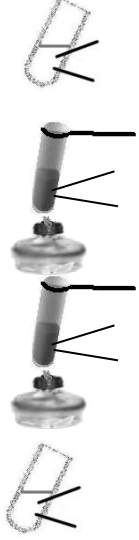
Образец отчёта полабораторной работе

«Получение и свойства карбоновых кислот. Свойства жиров и сложных эфиров.».

Учебная цель: формировать умения проводить наблюдения и делать выводы, записывать уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном видах.

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторной работе

1.
2.
3.
4.
5.

Название опыта	Рисунок того что делаете	Наблюдения и их объяснения	Уравнения реакций
Свойства уксусной кислоты			
Свойства жидкого жира Свойства твёрдого жира			

Вывод: Выполнив задания лабораторной работы я..... (см. учебные задачи и образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения).

Литература:

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений –М.,2013.
2. Ерохин Ю.М. Химия: учеб. для студ. учреждений сред. проф. образования / Ю.М. Ерохин.- М.: Академия,2011. с. 170-360.

7. Лабораторная работа

Тема 1.10. «Углеводы».

Тема

«Свойства моно-, ди-сахаридов».

Учебная цель: практически познакомиться с важнейшими химическими свойствами глюкозы, сахарозы и крахмала.

Учебные задачи:

1. Провести эксперимент, соблюдая правила по технике безопасности.
2. Записать уравнения химических реакций в молекулярном виде.

Образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения:

Студент должен

иметь практический опыт: осуществления химических реакций характерных для глюкозы, сахарозы и крахмала;

уметь: проводить качественные реакции на распознавание представителей углеводов;

знать: строение молекул, физические и химические свойства, способы получения и применение углеводов;

владеть: навыками экспериментальной работы в химической лаборатории.

Задачи лабораторной работы:

1. Повторить теоретический материал по теме лабораторной работы.
2. Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.
3. Выполнить опыты.
4. Оформить отчет.

Оснащение занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий и лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».
2. Тетрадь для практических работ в клетку.
3. Ручка.
4. Простой карандаш.
5. Линейка.
6. Раствор глюкозы, крахмал, растворы CuSO_4 и NaOH , раствор йода (I_2), кусочек чёрного хлеба; штатив с пробирками, прибор для нагревания, держатель, спички.

Время выполнения 2 часа

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторной работы

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 клетчатка. Название "углеводы" возникло в связи с тем, что химический состав большинства соединений этого класса выражался общей формулой $\text{C}_n(\text{H}_2\text{O})_m$. Дальнейшее исследование углеводов показало, что такое название является неточным. Во-первых, найдены углеводы, состав которых не отвечает этой формуле. Во-вторых, известны соединения (формальдегид CH_2O , уксусная кислота $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$), состав которых хотя и соответствует общей формуле $\text{C}_n(\text{H}_2\text{O})_m$, но по свойствам они отличаются от углеводов.

Углеводы в зависимости от их строения можно подразделить на моносахариды, дисахариды и полисахариды.

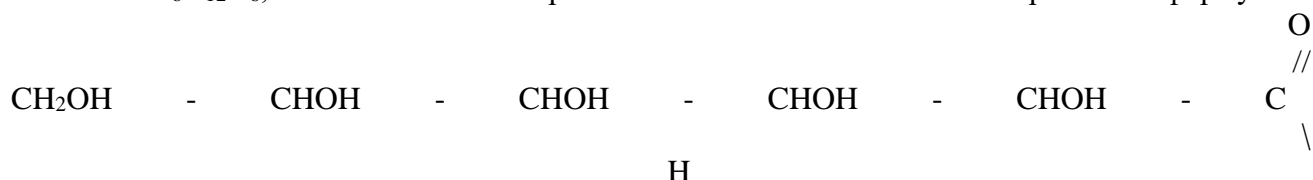
В молекулах моносахаридов может содержаться от четырех до десяти атомов углерода. Названия всех групп моносахаридов, а также названия отдельных представителей оканчиваются на - *оза*. Поэтому в зависимости от числа атомов углерода в молекуле

моносахариды подразделяют на **тетрозы**, **пентозы**, **гексозы** и т. д. Наибольшее значение имеют гексозы и пентозы.

Классификация углеводов

Простые (не подвергаются гидролизу)	Сложные (подвергаются гидролизу)	
Моносахариды	Олигосахариды (Дисахариды)	Полисахариды
Глюкоза $C_6H_{12}O_6$ Фруктоза $C_6H_{12}O_6$ Рибоза $C_5H_{10}O_5$	Сахароза (дисахарид) $C_{12}H_{22}O_{11}$	Крахмал $(C_6H_{10}O_5)_n$ Целлюлоза $(C_6H_{10}O_5)_n$

Глюкоза $C_6H_{12}O_6$, химическое строение глюкозы можно выразить формулой:

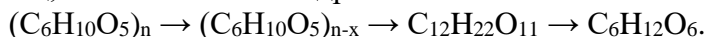


Вывод: глюкоза - многоатомный альдегидоспирт. Изомер глюкозы - фруктоза - кетоноспирт.

В водном растворе глюкозы находятся в динамическом равновесии три изомерные формы: α -форма, альдегидная и β -форма.

К дисахаридам относятся: сахароза (сахар), мальтоза, лактоза. Все они имеют молекулярную формулу $C_{12}H_{22}O_{11}$. Часто сведения о строении веществ можно получить путём расщепления - гидролиза молекул. Анализ продуктов гидролиза позволяет обнаружить фруктозу и глюкозу. (Молекулы сахарозы состоят из остатков α -глюкозы и β -фруктозы).

Крахмал - полисахарид. Это белый аморфный порошок, не растворимый в воде. В горячей воде крахмальные зёрна набухают и образуют коллоидный раствор, называемый крахмальным клейстером. Крахмал - природное высокомолекулярное соединение, формула $(C_6H_{10}O_5)_n$ (n - от нескольких сотен до нескольких тысяч). О строении крахмала можно судить по продуктам его гидролиза. Гидролиз обычно проходит постепенно: в начале образуются продукты с меньшей молекулярной массой, чем крахмал, - декстрины, затем дисахарид - мальтоза и, наконец, глюкоза. Схема гидролиза:



Установлено, что в результате гидролиза крахмала образуется α -глюкоза. Отсюда **вывод:** макромолекулы крахмала состоят из остатков α - глюкозы. (При неполном гидролизе получается смесь декстринов и глюкозы, называемая патокой).

Вопросы для закрепления теоретического материала к практической работе:

1. Какие вещества относятся к углеводам, и почему им было дано такое название?
2. Какие химические свойства для глюкозы и глицерина являются общими, и чем эти вещества отличаются друг от друга? Напишите уравнения соответствующих реакций.
3. Составьте уравнения реакций при помощи, которых сахарозу можно превратить в этанол.

Инструкция по выполнению практической работы

Задания для практической работы:

Задание № 1. Определите что общего в свойствах глицерина и глюкозой? Что доказывает опыт с глюкозой? Наличие какой функциональной группы доказывают опыты, к какому классу веществ относится глюкоза.

Задание № 2. Определите конечный продукт ферментативного гидролиза крахмала.

Инструкция по выполнению практической работы

1. Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.

Опыт 1. Доказательство, что глюкоза – многоатомный спирт

В пробирку налейте гидроксид натрия и добавьте в два раза меньше раствора сульфата меди. Образуется голубой осадок. Добавьте к нему раствор глюкозы, встряхните. Что наблюдаете? Составьте уравнения реакций:

а) $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} =$

б) глюкоза + гидроксид меди (II) =

Опыт 2 Доказательство, что глюкоза – альдегид.

Повторите опыт 1, но содержимое нагрейте. Что наблюдаете? Составьте уравнения реакций:

а) сульфат меди (II) + гидроксид натрия =

б) глюкоза + гидроксид меди (II) = (при нагревании)

Вывод: Какие функциональные группы содержит глюкоза? Какими свойствами обладает глюкоза? Как распознать глюкозу?

Опыт 3 Качественная реакция на сахарозу.

Получите гидроксид меди (II), как в опыте 1, добавьте к нему раствор сахарозы, содержимое перемешайте и подогрейте. Что наблюдаете?

Вывод: К какому классу органических веществ относится сахароза. Какие функциональные группы содержит?

Опыт 4 Гидролиз сахарозы.

В пробирку с раствором сахарозы добавьте раствор серной кислоты и прокипятите содержимое. Составьте уравнения реакции гидролиза сахарозы. Чем является в реакции серная кислота?

Опыт 5 Обнаружение глюкозы в продуктах гидролиза сахарозы.

В пробирку из опыта 4 добавьте гидроксид меди (II), получив его как в опыте 1. Что наблюдаете?

Вывод: О чем говорит цветной осадок?

Опыт 6 Получение коллоидного раствора крахмала.

Возьмите две пробирки: в одну поместите крахмал с H_2O и постоянно взбалтывайте суспензию; в другую налейте воду и вскипятите. Затем содержимое пробирок 1 и 2 соедините, размешайте. Что наблюдаете?

Вывод: в какой воде растворяется крахмал? Как в быту называется коллоидный раствор?

Опыт 7 Качественная реакция на крахмал.

Возьмите половину коллоидного р-ра крахмала из опыта 6 и добавьте каплю водного раствора йода. Что наблюдаете?

Опыт 8

Возьмите срез картофеля и белого хлеба и обнаружьте в нем крахмал.

Вывод: Как распознать крахмал в продуктах?

Опыт 9 Полный гидролиз крахмала.

Возьмите половину коллоидного р-ра из опыта 6, добавьте р-р серной кислоты и прокипятите. Запишите уравнение реакции (крахмал + вода). Обнаружьте в продуктах гидролиза глюкозу, т.е. в пробирку добавьте гидроксид меди (II) (получите его как в опыте 1), перемешайте, нагрейте.

Вывод: О чем говорит цветной осадок? Для чего нужна серная кислота при гидролизе?

Опыт 10

Хорошо разжуйте белый хлеб, смочите слюной, поместите в пробирку, добавьте гидроксид меди (II) и нагрейте. Что наблюдаете? О чем говорит осадок? Какую роль выполняет слюна?

Опыт 11 Экспериментальная задача

Дано: пробирки № 1, № 2, № 3 с растворами глюкозы, сахарозы, воды. Какой реактив надо добавить, чтобы при нагревании выявить, в какой пробирке что находится? Напишите наблюдения.

Вывод: В пробирке № 1 находится... и т.д.

2. Выполните **опыт № 1. Свойства глюкозы и сахарозы.**

а) В пробирку внесите 5 капель раствора глюкозы, каплю раствора соли меди (II) и при взбалтывании несколько капель раствора гидроксида натрия до образования светло - синего раствора. Такой опыт проделывали с глицерином.

б) Полученный раствор нагрейте. Что наблюдаете?

3. Выполните **опыт №2. Свойства крахмала.**

При помощи шпателя поместите в пробирку крахмал и прилейте 2 мл воды. Содержимое взболтать. Далее вылейте небольшими порциями содержимое пробирки (при помешивании) в стакан с 5-6 мл горячей воды. Полученный крахмальный клейстер - коллоидный раствор - использовать для проведения последующих опытов.

а) **Качественная реакция на крахмал.** К 5-6 каплям крахмального клейстера в пробирке прибавьте каплю спиртового раствора йода.

б) **Ферментативный гидролиз крахмала.** Под действием пищеварительного фермента амилазы происходит гидролиз крахмала. Хорошо разжеванный маленький кусочек чёрного хлеба пометите в пробирку. Прилейте к нему каплю раствора соли меди (II) и несколько капель раствора NaOH до появления слабо-голубого окрашивания. Содержимое пробирки нагрейте.

Методика анализа результатов, полученных в ходе лабораторной работы

1. Используя инструкцию по выполнению лабораторной работы, проведите опыты, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии.
2. Следующий опыт следует начинать только после полного разбора предыдущего опыта.

Порядок выполнения отчёта по лабораторной работе

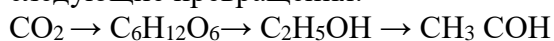
1. В тетради для практических занятий и лабораторных работ напишите номер, название и учебную цель работы.
2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторной работе.
3. Выполните опыты № 1, согласно инструкции по выполнению лабораторной работы. Запишите наблюдения в таблицу. Составьте уравнение реакции глюкозы с гидроксидом меди (II).
4. Выполните опыты № 2, согласно инструкции по выполнению лабораторной работы. Запишите наблюдения в таблицу.
5. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторной работы и реализованы ли образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения.

Контрольные вопросы

Задание 1. Охарактеризуйте строение и химические свойства целлюлозы. Составьте уравнения соответствующих реакций.

Задание 2. Напишите уравнения реакций окисления и восстановления глюкозы. Назовите полученные вещества. Наличие какой функциональной группы в молекуле глюкозы даёт возможность провести эти реакции?

Задание 3. Напишите уравнения химических реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



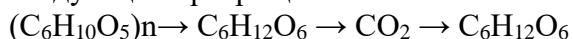
Задание 4. Задача. Сколько л водорода (н.у.) можно получить из 18 г глюкозы в процессе её маслянокислого брожения?

Вариант 2.

Задание 1. Охарактеризуйте строение и химические свойства крахмала. Дайте характеристику полисахаридов, из которых состоит крахмал и запишите качественную реакцию.

Задание 2. Какими химическими свойствами можно доказать, что глюкоза – альдегидоспирт? Ответ подтвердите уравнениями химических реакций.

Задание 3. Напишите уравнения химических реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



Задание 4. Задача. Сколько л углекислого газа (н.у.) можно получить из 18 г глюкозы в процессе её спиртового брожения?

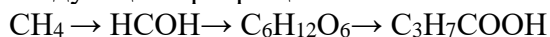
Контрольная работа № 3 по теме «Углеводы»

Вариант 3.

Задание 1. Охарактеризуйте строение и химические свойства глюкозы. Составьте уравнения соответствующих реакций.

Задание 2. Напишите уравнение реакции гидролиза сахарозы. Назовите полученные вещества.

Задание 3. Напишите уравнения химических реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



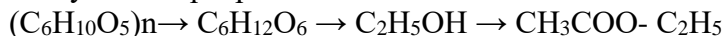
Задание 4. Задача. Сколько г молочной кислоты можно получить из 18 г глюкозы в процессе её молочнокислого брожения?

Вариант 4.

Задание 1. Охарактеризуйте строение и химические свойства сахарозы. Дайте характеристику дисахаридов, из которых состоит сахароза и запишите качественную реакцию на глюкозу.

Задание 2. Запишите реакции брожения глюкозы.

Задание 3. Напишите уравнения химических реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



Задание 4. Задача. Сколько л водорода(н.у.) вступает в реакцию с 18 г глюкозы в процессе гидрирования?


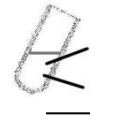
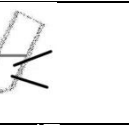

Образец отчёта по практической работе

«Взаимодействие глюкозы и сахарозы с гидроксидом меди (II). Качественные реакции на крахмал».

Учебная цель: практически познакомиться с важнейшими химическими свойствами глюкозы, сахарозы и крахмала.

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к практической работе

1.
2.
3.

Название опыта	Рисунок того что делаете	Наблюдения и их объяснения	Уравнения реакций
Реакция серебряного зеркала глюкозы			
Взаимодействие глюкозы с гидроксидом меди (II)			
Качественная реакция на крахмал			_____
Взаимодействие сахарозы с гидроксидом меди (II)			

Вывод: Выполнив задания практической работы я (см. учебные задачи и образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения).

Литература:

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2013.

8. Лабораторная работа

Тема 1.10. «Углеводы».

Тема

« Свойства моно -, ди – сахаридов».

Учебная цель: практически познакомиться с важнейшими химическими свойствами глюкозы, сахарозы и крахмала.

Учебные задачи:

1.Провести эксперимент, соблюдая правила по технике безопасности.

2.Записать уравнения химических реакций в молекулярном виде.

Образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения:

Студент должен

иметь практический опыт: осуществления химических реакций характерных для глюкозы, сахарозы и крахмала;

уметь: проводить качественные реакции на распознавание представителей углеводов;

знать: строение молекул, физические и химические свойства, способы получения и применение углеводов;

владеть: навыками экспериментальной работы в химической лаборатории.

Задачи лабораторной работы:

1.Повторить теоретический материал по теме лабораторной работы.

2.Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.

3.Выполнить опыты.

4.Оформить отчет.

Оснащение занятия (средства обучения):

1.Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий и лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».

2.Тетрадь для практических работ в клетку.

3.Ручка.

4.Простой карандаш.

5.Линейка.

6.Раствор глюкозы, крахмал, растворы CuSO_4 и NaOH , раствор йода (I_2), кусочек чёрного хлеба; штатив с пробирками, прибор для нагревания, держатель, спички.

Время выполнения 2 часа

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторной работы

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 клетчатка. Название "углеводы" возникло в связи с тем, что химический состав большинства соединений этого класса выражался общей формулой $\text{C}_n(\text{H}_2\text{O})_m$. Дальнейшее исследование углеводов показало, что такое название является неточным. Во-первых, найдены углеводы, состав которых не отвечает этой формуле. Во-вторых, известны соединения (формальдегид CH_2O , уксусная

кислота $C_2H_4O_2$), состав которых хотя и соответствует общей формуле $C_n(H_2O)_m$, но по свойствам они отличаются от углеводов.

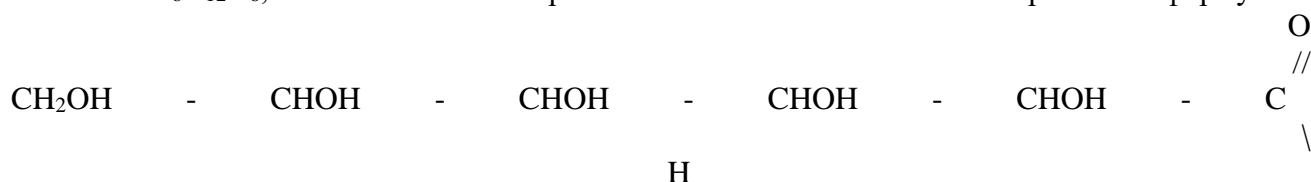
Углеводы в зависимости от их строения можно подразделить на моносахариды, дисахариды и полисахариды.

В молекулах моносахаридов может содержаться от четырех до десяти атомов углерода. Названия всех групп моносахаридов, а также названия отдельных представителей оканчиваются на - *оза*. Поэтому в зависимости от числа атомов углерода в молекуле моносахариды подразделяют на *тетрозы*, *пентозы*, *гексозы* и т. д. Наибольшее значение имеют гексозы и пентозы.

Классификация углеводов

Простые (не подвергаются гидролизу)	Сложные (подвергаются гидролизу)	
Моносахариды	Олигосахариды (Дисахариды)	Полисахариды
Глюкоза $C_6H_{12}O_6$ Фруктоза $C_6H_{12}O_6$ Рибоза $C_5H_{10}O_5$	Сахароза (дисахарид) $C_{12}H_{22}O_{11}$	Крахмал $(C_6H_{10}O_5)_n$ Целлюлоза $(C_6H_{10}O_5)_n$

Глюкоза $C_6H_{12}O_6$, химическое строение глюкозы можно выразить формулой:

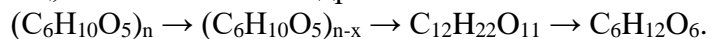


Вывод: глюкоза - многоатомный альдегидоспирт. Изомер глюкозы - фруктоза - кетонспирт.

В водном растворе глюкозы находятся в динамическом равновесии три изомерные формы: α -форма, альдегидная и β -форма.

К дисахаридам относятся: сахароза (сахар), мальтоза, лактоза. Все они имеют молекулярную формулу $C_{12}H_{22}O_{11}$. Часто сведения о строении веществ можно получить путём расщепления - гидролиза молекул. Анализ продуктов гидролиза позволяет обнаружить фруктозу и глюкозу. (Молекулы сахарозы состоят из остатков α -глюкозы и β -фруктозы).

Крахмал - полисахарид. Это белый аморфный порошок, не растворимый в воде. В горячей воде крахмальные зёрна набухают и образуют коллоидный раствор, называемый крахмальным клейстером. Крахмал - природное высокомолекулярное соединение, формула $(C_6H_{10}O_5)_n$ (n - от нескольких сотен до нескольких тысяч). О строении крахмала можно судить по продуктам его гидролиза. Гидролиз обычно проходит постепенно: в начале образуются продукты с меньшей молекулярной массой, чем крахмал, - декстрины, затем дисахарид - мальтоза и, наконец, глюкоза. Схема гидролиза:



Установлено, что в результате гидролиза крахмала образуется α -глюкоза. Отсюда **вывод:** макромолекулы крахмала состоят из остатков α - глюкозы. (При неполном гидролизе получается смесь декстринов и глюкозы, называемая патокой).

Вопросы для закрепления теоретического материала к практической работе:

2. Какие вещества относятся к углеводам, и почему им было дано такое название?
2. Какие химические свойства для глюкозы и глицерина являются общими, и чем эти вещества отличаются друг от друга? Напишите уравнения соответствующих реакций.
3. Составьте уравнения реакций при помощи, которых сахарозу можно превратить в этанол.

Инструкция по выполнению практической работы

Задания для практической работы:

Задание № 1. Определите что общего в свойствах глицерина и глюкозой? Что доказывает опыт с глюкозой? Наличие какой функциональной группы доказывают опыты, к какому классу веществ относится глюкоза.

Задание № 2. Определите конечный продукт ферментативного гидролиза крахмала.

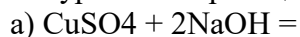
Инструкция по выполнению практической работы

3. Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.

Опыт 1. Доказательство, что глюкоза – многоатомный спирт

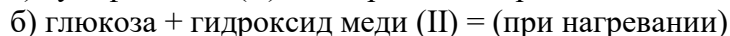
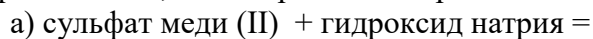
В пробирку налейте гидроксид натрия и добавьте в два раза меньше раствора сульфата меди. Образуется голубой осадок. Добавьте к нему раствор глюкозы, встряхните. Что наблюдаете?

Составьте уравнения реакций:



Опыт 2 Доказательство, что глюкоза – альдегид.

Повторите опыт 1, но содержимое нагрейте. Что наблюдаете? Составьте уравнения реакций:



Вывод: Какие функциональные группы содержит глюкоза? Какими свойствами обладает глюкоза? Как распознать глюкозу?

Опыт 3 Качественная реакция на сахарозу.

Получите гидроксид меди (II), как в опыте 1, добавьте к нему раствор сахарозы, содержимое перемешайте и подогрейте. Что наблюдаете?

Вывод: К какому классу органических веществ относится сахароза. Какие функциональные группы содержит?

Опыт 4 Гидролиз сахарозы.

В пробирку с раствором сахарозы добавьте раствор серной кислоты и прокипятите содержимое. Составьте уравнения реакции гидролиза сахарозы. Чем является в реакции серная кислота?

Опыт 5 Обнаружение глюкозы в продуктах гидролиза сахарозы.

В пробирку из опыта 4 добавьте гидроксид меди (II), получив его как в опыте 1. Что наблюдаете?

Вывод: О чем говорит цветной осадок?

Опыт 6 Получение коллоидного раствора крахмала.

Возьмите две пробирки: в одну поместите крахмал с H_2O и постоянно взбалтывайте суспензию; в другую налейте воду и вскипятите. Затем содержимое пробирок 1 и 2 соедините, размешайте. Что наблюдаете?

Вывод: в какой воде растворяется крахмал? Как в быту называется коллоидный раствор?

Опыт 7 Качественная реакция на крахмал.

Возьмите половину коллоидного р-ра крахмала из опыта 6 и добавьте каплю водного раствора йода. Что наблюдаете?

Опыт 8

Возьмите срез картофеля и белого хлеба и обнаружьте в нем крахмал.

Вывод: Как распознать крахмал в продуктах?

Опыт 9 Полный гидролиз крахмала.

Возьмите половину коллоидного р-ра из опыта 6, добавьте р-р серной кислоты и прокипятите. Запишите уравнение реакции (крахмал + вода). Обнаружьте в продуктах гидролиза глюкозу, т.е. в пробирку добавьте гидроксид меди (II) (получите его как в опыте 1), перемешайте, нагрейте.

Вывод: О чем говорит цветной осадок? Для чего нужна серная кислота при гидролизе?

Опыт 10

Хорошо разжуйте белый хлеб, смочите слюной, поместите в пробирку, добавьте гидроксид меди (II) и нагрейте. Что наблюдаете? О чем говорит осадок? Какую роль выполняет слюна?

Опыт 11 Экспериментальная задача

Дано: пробирки № 1, № 2, № 3 с растворами глюкозы, сахарозы, воды. Какой реактив надо добавить, чтобы при нагревании выявить, в какой пробирке что находится? Напишите наблюдения.

Вывод: В пробирке № 1 находится... и т.д.

4. Выполните **опыт № 1. Свойства глюкозы и сахарозы.**

- а) В пробирку внесите 5 капель раствора глюкозы, каплю раствора соли меди (II) и при взбалтывании несколько капель раствора гидроксида натрия до образования светло - синего раствора. Такой опыт проделывали с глицерином.
- б) Полученный раствор нагрейте. Что наблюдаете?

3. Выполните **опыт №2. Свойства крахмала.**

При помощи шпателя поместите в пробирку крахмал и прилейте 2 мл воды. Содержимое взболтать. Далее вылейте небольшими порциями содержимое пробирки (при помешивании) в стакан с 5-6 мл горячей воды. Полученный крахмальный клейстер - коллоидный раствор - использовать для проведения последующих опытов.

а) **Качественная реакция на крахмал.** К 5-6 каплям крахмального клейстера в пробирке прибавьте каплю спиртового раствора йода.

б) **Ферментативный гидролиз крахмала.** Под действием пищеварительного фермента амилазы происходит гидролиз крахмала. Хорошо разжеванный маленький кусочек чёрного хлеба пометите в пробирку. Прилейте к нему каплю раствора соли меди (II) и несколько капель раствора NaOH до появления слабо-голубого окрашивания. Содержимое пробирки нагрейте.

Методика анализа результатов, полученных в ходе лабораторной работы

3. Используя инструкцию по выполнению лабораторной работы, проведите опыты, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии.
4. Следующий опыт следует начинать только после полного разбора предыдущего опыта.

Порядок выполнения отчёта по лабораторной работе

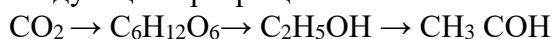
6. В тетради для практических занятий и лабораторных работ напишите номер, название и учебную цель работы.
7. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторной работе.
8. Выполните опыты № 1, согласно инструкции по выполнению лабораторной работы. Запишите наблюдения в таблицу. Составьте уравнение реакции глюкозы с гидроксидом меди (II).
9. Выполните опыты № 2, согласно инструкции по выполнению лабораторной работы. Запишите наблюдения в таблицу.
10. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторной работы и реализованы ли образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения.

Контрольные вопросы

Задание 1. Охарактеризуйте строение и химические свойства целлюлозы. Составьте уравнения соответствующих реакций.

Задание 2. Напишите уравнения реакций окисления и восстановления глюкозы. Назовите полученные вещества. Наличие какой функциональной группы в молекуле глюкозы даёт возможность провести эти реакции?

Задание 3. Напишите уравнения химических реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



Задание 4. Задача. Сколько л водорода (н.у.) можно получить из 18 г глюкозы в процессе её маслянокислого брожения?

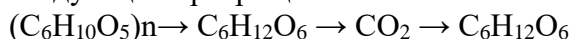
Вариант 2.

Задание 1. Охарактеризуйте строение и химические свойства крахмала. Дайте характеристику полисахаридов, из которых состоит крахмал и запишите качественную реакцию.

Задание 2. Какими химическими свойствами можно доказать, что глюкоза – альдегидоспирт?

Ответ подтвердите уравнениями химических реакций.

Задание 3. Напишите уравнения химических реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



Задание 4. Задача. Сколько л углекислого газа(н.у.) можно получить из 18 г глюкозы в процессе её спиртового брожения?

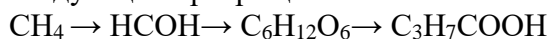
Контрольная работа № 3 по теме «Углеводы»

Вариант 3.

Задание 1. Охарактеризуйте строение и химические свойства глюкозы. Составьте уравнения соответствующих реакций.

Задание 2. Напишите уравнение реакции гидролиза сахарозы. Назовите полученные вещества.

Задание 3. Напишите уравнения химических реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



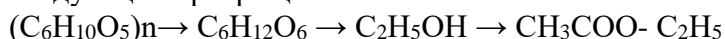
Задание 4. Задача. Сколько г молочной кислоты можно получить из 18 г глюкозы в процессе её молочнокислого брожения?

Вариант 4.

Задание 1. Охарактеризуйте строение и химические свойства сахарозы. Дайте характеристику дисахаридов, из которых состоит сахароза и запишите качественную реакцию на глюкозу.

Задание 2. Запишите реакции брожения глюкозы.

Задание 3. Напишите уравнения химических реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



Задание 4. Задача. Сколько л водорода(н.у.) вступает в реакцию с 18 г глюкозы в процессе гидрирования?




Образец отчёта по практической работе

«Взаимодействие глюкозы и сахарозы с гидроксидом меди (II). Качественные реакции на крахмал».

Учебная цель: практически познакомиться с важнейшими химическими свойствами глюкозы, сахарозы и крахмала.

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к практической работе

4.
5.
6.

Название опыта	Рисунок того что делаете	Наблюдения и их объяснения	Уравнения реакций
Реакция серебряного зеркала глюкозы			
Взаимодействие глюкозы с гидроксидом меди (II)			
Качественная реакция на крахмал			_____

Взаимодействие сахарозы гидроксидом меди (II)			
---	---	--	--

Вывод: Выполнив задания практической работы я (см. учебные задачи и образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения).

Литература:

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений –М.,2013.
2. Ерохин Ю.М. Химия: учеб. для студ. учреждений сред. проф. образования / Ю.М. Ерохин.- М.: Академия,2011. с. 170-360.

9 .Лабораторная работа

Тема 1.11. «Амины, аминокислоты, белки».

Тема

«Растворение белков в воде и их коагуляция. Обнаружение белка в молоке и курином яйце. Денатурация белка. Цветные реакции белков».

Учебная цель:

отработать навыки экспериментальной работы, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии.

Учебные задачи:

1. Познакомиться с важнейшими химическими свойствами белков.
2. Практически исследовать процессы растворения белка в воде, необратимой денатурации белков.
3. Познакомиться с качественными реакциями на белки, научиться распознавать их.

Образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения: студент должен

иметь практический опыт: исследования свойств белка;

уметь: проводить эксперимент, соблюдая правила по технике безопасности;

знать: строение молекул, физические и химические свойства белков;

владеть: навыками экспериментальной работы в химической лаборатории.

Задачи лабораторного занятия:

1. Повторить теоретический материал по теме практического занятия.
2. Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.
3. Выполнить эксперименты.
4. Оформить отчет.

Обеспеченность занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий и лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».
2. Тетрадь для практических занятий и лабораторных работ в клетку.
3. Ручка.
4. Простой карандаш.
5. Линейка.
6. Раствор белка, растворы сульфата меди (II) и щёлочи, азотная кислота, водный раствор аммиака «нашатырный спирт», шерсть; штатив с пробирками, прибор для нагревания, держатель, тигельные щипцы, спички.

Время выполнения 2 часа

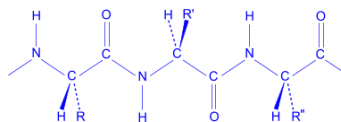
Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторной работы:

Пептиды и белки представляют собой высокомолекулярные органические соединения, построенные из остатков α -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, исполняя роль ферментов – катализаторов обмена веществ, способствуют переносу кислорода по всему организму и его поглощению, играют важную роль в функционировании нервной системы, являются механической основой мышечного сокращения, участвуют в передаче генетической информации и т.д. Как видно, функции белков в природе универсальны. Белки входят в состав мозга, внутренних органов, костей, кожи, волосяного покрова и т.д. Основным источником α -аминокислот для живого организма служат пищевые белки, которые в результате ферментативного гидролиза в желудочно-кишечном тракте дают α -аминокислоты. Многие α -аминокислоты синтезируются в организме, а некоторые необходимые для синтеза белков α -аминокислоты не синтезируются в организме и должны поступать извне. Такие аминокислоты называются незаменимыми. К ним относятся валин, лейцин, треонин, метионин, триптофан и др. При некоторых заболеваниях человека перечень незаменимых аминокислот расширяется.

Пептиды и белки различают в зависимости от величины молекулярной массы. Условно считают, что пептиды содержат в молекуле до 100 (соответствует молекулярной массе до 10000), а белки – свыше 100 аминокислотных остатков (молекулярная масса от 10000 до нескольких миллионов). При этом в пептидах различают олигопептиды, содержащие в цепи не более 10 аминокислотных остатков, и полипептиды, содержащие до 100 аминокислотных остатков.

Первичная структура белка – специфическая аминокислотная последовательность, т.е. порядок чередования α -аминокислотных остатков в полипептидной цепи.



Вторичная структура белка – конформация полипептидной цепи, т.е. способ скручивания цепи в пространстве за счет водородных связей между группами NH и CO. Одна из моделей вторичной структуры – спираль.

Третичная структура белка – трехмерная конфигурация закрученной спирали в пространстве, образованная за счет дисульфидных мостиков –S–S– между цистеиновыми остатками и ионных взаимодействий.

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

Химические свойства

1) **Денатурация.** Утрата белком природной (нативной) конформации, сопровождающаяся обычно потерей его биологической функции, называется денатурацией. С точки зрения структуры белка – это разрушение вторичной и третичной структур белка, обусловленное воздействием кислот, щелочей, нагревания, радиации и т.д. Первичная структура белка при денатурации сохраняется. Денатурация может быть обратимой (так называемая, ренатурация) и необратимой. Пример необратимой денатурации при тепловом воздействии – свертывание яичного альбумина при варке яиц.

2) **Гидролиз белков** – разрушение первичной структуры белка под действием кислот, щелочей или ферментов, приводящее к образованию α -аминокислот, из которых он был составлен.

3) Качественные реакции на белки:

а) **Биуретовая реакция** – фиолетовое окрашивание при действии солей меди (II) в щелочном растворе. Такую реакцию дают все соединения, содержащие пептидную связь.

б) **Ксантопротеиновая реакция** – появление желтого окрашивания при действии концентрированной азотной кислоты на белки, содержащие остатки ароматических аминокислот (фенилаланина, тирозина).

Вопросы для закрепления теоретического материала к практическому занятию :

1. Что такое денатурация? Укажите условия денатурации белковых молекул.
2. Какие группы атомов и типы связей наиболее характерны для большинства белковых молекул?
3. Как можно доказать наличие белков в продуктах питания, в шерстяных и шелковых тканях?
4. Какие вещества образуются при гидролизе белков в организме?
5. Чем отличается гидролиз белков от гидролиза полисахаридов?

Инструкция по выполнению лабораторной работы

1. Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.
2. Выполните эксперименты. **Свойства белков:**
 - а) В пробирку налейте 2 мл раствора белка и добавьте 2 мл раствора щелочи, а затем несколько капель раствора медного купороса (сульфата меди (II)).
 - б) В пробирку с 2 мл раствора белка добавьте несколько капель азотной кислоты. Нагрейте содержимое пробирки. Охладите смесь и добавьте к ней по каплям 2–3 мл нашатырного спирта.
 - в) Подожгите несколько шерстяных нитей. Охарактеризуйте запах горячей шерсти.
 - г) К 3–4 мл раствора белка в воде добавьте несколько капель раствора медного купороса (сульфата меди (II)).

Методика анализа результатов, полученных в ходе занятия

1. Используя инструкцию по выполнению практического занятия, проведите эксперименты, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии.
2. Следующий эксперимент следует начинать только после полного разбора предыдущего эксперимента.

Контрольные вопросы

1. Как доказать на примере белка куриного яйца, сваренного вкрутую, или пленки, снятой с кипяченого молока, что в состав белков входят атомы углерода, водорода и кислорода? Ответ поясните.
2. Как можно обнаружить или отличить от других веществ раствор белка? Какие явления происходят с белком:
 - А) при нагревании;
 - Б) при добавлении формальдегида?
 - В) соли;
 - Г) щелочи или кислоты?
3. Как различить растворы белка, уксусной кислоты, мыла и подсолнечного масла?
4. Мясо и рыба содержат много белка, и при порче этих продуктов выделяются газы аммиак и сероводород. При проверке этих продуктов на свежесть кусочек мяса или рыбы помещают в химический стакан, накрывают листом белой фильтровальной бумаги и через несколько часов в середину капают реактивы. Назовите эти реактивы. Напишите уравнения соответствующих реакций.

Порядок выполнения отчёта по занятию

1. В тетради для практических занятий и лабораторных работ напишите номер, название и учебную цель занятия.
2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к практическому занятию.
3. Выполните эксперименты, согласно инструкции по выполнению практического занятия. Запишите наблюдения в таблицу.
4. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, насколько успешно Вы справились с учебными задачами практического занятия и реализованы ли образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения.









Образец отчёта по занятию

«Растворение белков в воде и их коагуляция. Обнаружение белка в молоке и курином яйце. Денатурация белка. Цветные реакции белков».

Учебная цель: отработать навыки экспериментальной работы, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к занятию

1.
2.
3.
4.
5.

Название опыта	Рисунок того что делаете	Наблюдения и их объяснения
Растворение белков в воде		
Цветные реакции белков Биуретовая реакция Ксантопротеиновая реакция	 	
Обнаружение белков в молоке и в мясном бульоне	 	
Денатурация раствора белка куриного яйца спиртом растворами солей тяжелых металлов при нагревании	  	

Вывод: Выполнив задания занятия я... (см. учебные задачи и образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения).

Литература:

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2013.

10. Лабораторная работа

Тема 1.13. « Биологически активные соединения».

Тема:

«Обнаружение витаминов: А, С, Д».

Учебная цель: экспериментальным путем изучить качественные реакции на некоторые витамины

Учебные задачи:

1. Убедиться в биологической значимости витаминов в жизнедеятельности человека.
2. Рассмотреть классификацию витаминов.
3. Уметь определять наличие витаминов А, С, Д с помощью простейших химических приёмов..

Образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения:

Студент должен

иметь практический опыт: определения наличия основных витаминов химическим способом

знать: определения понятий «витамины», «авитаминоз», «гиповитаминоз», «гипервитаминоз».

уметь: применять знания о роли и функциях витаминов в процессах жизнедеятельности человека на практике

владеть: навыками и правилами обращения с витаминными препаратами.

Оснащение занятия :

1.Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, спиртовка, спички, химический стакан, пипетки, вытяжка из шиповника (5г растертого шиповника смешать с 2 мл соляной кислоты, долить дистиллированной воды до 50 мл. Профильтровать. Фильтрат является вытяжкой шиповника), раствор йода в йодиде калия, яблочный сок, апельсиновый сок, крахмальный клейстер.

2.Тетрадь для практических работ

3.Карточки-задания, инструкционные карты, образцы соков

4.Чертежные принадлежности: линейка, простой карандаш.

Время выполнения 2 часа

Краткие теоретические материалы по теме работы

Витамины – низкомолекулярные органические соединения различной химической природы, катализаторы, биорегуляторы процессов, протекающих в живом организме. Для нормальной жизнедеятельности человека витамины необходимы в небольших количествах, но так как в организме они не синтезируются в достаточном количестве, то должны поступать с пищей в качестве ее необходимого компонента. Отсутствие или недостаток в организме витаминов вызывает гиповитаминозы (болезни в результате длительного недостатка) и авитаминозы (болезни в результате отсутствия витаминов). При приеме витаминов в количествах, значительно превышающих физиологические нормы, могут развиваться гипервитаминозы.

Вредны все крайности: как недостаток, так и избыток витаминов. Так как при избыточном потреблении витаминов развивается отравление (интоксикация). Она очень часто наблюдается у ребят, которые занимаются столь модным сейчас бодибилдингом.

Важнейшими признаком классификации является способность витаминов растворяться в воде или жирах. Поэтому признаку различают два класса витаминов:

1. Водорастворимые. К ним относятся витамины С, РР, группы В и другие.
2. Жирорастворимые. К ним относятся витамины групп А, D, Е и К.

Витамины

Водорастворимые



аскорбиновая кислота
В₁ тиамин
В₂ рибофлавин
В₃ пиридоксин
В₁₂ цианкобаламин

жирорастворимые



ретинол **кальциферол**

Классификация и номенклатура витаминов

Витамин		Основные источники	Функции
Обозначение	Название		
<i>Жирорастворимые витамины</i>			
A	Ретинол	Рыбий жир, печень, молоко, шпинат, кресс-салат, морковь	Необходим для нормального роста и формирования эпителиальных тканей
E	Токоферол	Зародыши пшеницы, ржаная мука, печень, зеленые овощи	Участвует в формировании и регуляции деятельности кровеносной системы, в работе печени
D	Кальциферол	Пивные дрожжи, рыбий жир, яичный желток	Регулирует всасывание из пищи кальция, необходим для образования костей, зубов, способствует усвоению фосфора
<i>Водорастворимые витамины</i>			
B ₁	Тиамин	Зародыши пшеницы, субпродукты, дрожжи	Участвует в тканевом дыхании
B ₂	Рибофлавин	Мясные, молочные продукты, яичный желток	Поддерживает зрительную функцию, участвует в синтезе гемоглобина
C	Аскорбиновая кислота	Картофель, цитрусовые, томаты, зеленые овощи	Участвует в метаболизме соединительной ткани

Суточная потребность человека в витаминах и их основные функции

Витамин	Суточная потребность, мг	Функции
Аскорбиновая кислота (C)	50–100 мг (в среднем 70)	Участвует в окислительно-восстановительных реакциях, повышает сопротивляемость организма инфекционным воздействиям
Тиамин (B ₁)	1,4–2,4 (в среднем 1,7)	Необходим для нормальной жизнедеятельности центральной и периферической нервной системы. Регулятор жирового и углеводного обмена
Рибофлавин (витамин B ₂)	1,5–3,0 (в среднем 2,0)	Участвует в окислительно-восстановительных реакциях

Ниацин (РР)	15,0–25,0 (в среднем 19,0)	Участвует в окислительно-восстановительных реакциях в клетках. Недостаток вызывает пеллагру
Ретинол (А)	0,5–2,5 (в среднем 1,0)	Участвует в деятельности мембран клеток. Необходим для роста и развития организма, для функционирования слизистых оболочек. Участвует в процессе фоторецепции (в восприятии света)
Кальциферол (D)	$(2,5–10) \cdot 10^{-3}$	Регулирует содержание кальция и фосфора в крови, минерализацию костей, зубов
Токоферол (Е)	8–15 (в среднем 10)	Предотвращает окисление липидов, влияет на синтез ферментов. Активный антиокислитель

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторной работе:

1. Что такое авитаминоз, гиповитаминоз, гипервитаминоз?
2. Какие витаминные препараты Вы знаете и как следует их применять?
3. Как сохранить витамины в выращенной на дачном участке плодовоовощной продукции при её длительном хранении?

Инструкция по выполнению лабораторной работы

Опыт 1. Йодная проба на витамин С из вытяжки из шиповника.

Берем две сухие чистые пробирки.

В них наливаем по 10 капель дистиллированной воды с помощью пипетки.

Добавляем по 1-2 капли раствора йода.

В одну пробирку добавляем 10 капель вытяжки из шиповника.

Наблюдаем следующее: раствор йода в йодиде калия при добавлении к нему вытяжки из шиповника обесцвечивается за счет восстановления аскорбиновой кислотой молекулярного йода и образования HI .

В другую пробирку добавляем такой же объем воды.

Изменений не наблюдается.

Делаем вывод: в вытяжке шиповника имеется витамин С

Опыт 2. Определение витамина С в яблочном соке.

Берем сухой чистый стакан.

Наливаем в него 2 мл яблочного сока.

Разбавляем сок 10 мл дистиллированной воды.

Добавляем немного крахмального клейстера.

Далее по каплям добавляем спиртовой раствор йода.

Появляется устойчивое синее окрашивание, не исчезающее 10-15 секунд.

Молекулы аскорбиновой кислоты легко окисляются йодом.

Как только йод окислил всю аскорбиновую кислоту, следующая же капля прореагирует с крахмалом, окислив раствор в синий цвет.

Делаем вывод: в яблочном соке содержится витамин С.

Опыт 3. Обнаружение витамина С в апельсиновом соке.

Берем сухую чистую пробирку.

Наливаем в нее 2 мл апельсинового сока.

Разбавляем сок 10 мл дистиллированной воды.

Добавляем немного крахмального клейстера.

К образовавшемуся раствору приливаем по каплям с помощью пипетки спиртовой раствор йода.

Как только йод окислит всю аскорбиновую кислоту, следующая его капля окрасит раствор в синий цвет.

Делаем вывод: в апельсиновом соке содержится витамин С.

Опыт 4. Определение витамина А в подсолнечном масле.

В пробирку налейте 1 мл подсолнечного масла и добавьте 2-3 капли 1 %-ного раствора $FeCl_3$. При наличии витамина А появляется ярко-зеленое окрашивание.

Опыт 5. Определение витамина D в рыбьем жире или курином желтке.

В пробирку с 1 мл. рыбьего жира прилейте 1 мл раствора брома. При наличии витамина D появляется зелено – голубое окрашивание.

Контрольные вопросы

1. Какую роль в живом организме играют витамины?
2. Почему витамины называют биологически активными веществами?
3. Перечислите источники поступления витаминов в организм человека.
4. Могут ли витаминные лекарственные препараты заменить естественные плодоовощные?
5. Запишите правила, которые надо соблюдать при приготовлении блюд, чтобы в них не разрушались витамины.
6. Перечислите известные Вам витаминные препараты и правила их применения.
7. Кто из наших соотечественников является основоположником учения о витаминах? Приведите доказательную базу.

Отчет по практической работе

1. В тетради для практических работ напишите номер, название и учебную цель работы.
2. Ответьте на контрольные вопросы для закрепления теоретического материала к практическому занятию.
3. По результатам практической работы заполните таблицу:

Номер опыта	Что делали	Что наблюдали	Вывод
1			
2			
3			
4			
5			

4. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами практического занятия и реализованы ли образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения.

Литература:

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2013.
2. Ерохин Ю.М. Химия: учеб. для студ. учреждений сред. проф. образования / Ю.М. Ерохин. - М.: Академия, 2011. с. 170-360.

11. Лабораторная работа

Тема 2.1. «Химия – наука о веществах».

Тема

«Приготовление раствора заданной концентрации. Решение задач по теме « Растворы»».

Учебная цель:

1. Приобрести навыки приготовления растворов различной концентрации;
2. Ознакомиться с методами определения концентрации растворов.

Учебные задачи:

1. Проверить на практике действенность теоретических знаний о способах выражения концентрации веществ в растворе.
2. Уметь грамотно оформлять и решать задачи.

Образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения:

Студент должен

иметь практический опыт: приготовления растворов с заданной концентрацией;

уметь: применять знания о способах получения растворов с заданной концентрацией на практике;

знать: алгоритм приготовления определённого объёма раствора с заданной молярной концентрацией;

владеть: навыками экспериментальной работы при работе в кабинете химии.

Задачи лабораторного занятия:

1. Повторить теоретический материал по теме практического занятия.
2. Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.
3. Решить 2 задачи по теме практического занятия.
4. Оформить отчет.

Оснащение занятия

Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий и лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».

1. Тетрадь для практических занятий и лабораторных работ в клетку.
2. Ручка.
3. Простой карандаш.
4. Линейка.
5. Калькулятор.
6. Посуда и принадлежности:
7. стаканчик для взвешивания навески соли
8. мерный цилиндр, 250 мл
9. коническая колба или стакан, 500 мл
10. стеклянная палочка
11. цилиндр для определения плотности раствора
12. комплект ареометров
13. Весы, разновесы, мерные колбы объёмом 0,5 л. и 1 л., пипетки, хлорид натрия, соляная кислота, ложка-шпатель, стакан,

Время выполнения 2 часа

Краткие теоретические материалы по теме работы

Концентрацией раствора называется весовое содержание растворённого вещества в определённом весовом количестве или в определённом объёме раствора.

В химии применяют следующие способы выражения концентрации раствора: процентная, молярная, моляльная и нормальная. *Массовая доля растворённого вещества ω (массовая процентная концентрация $\omega\%$)-* это отношение массы растворённого вещества к массе раствора. Показывает количество граммов растворённого вещества, содержащееся в 100 г раствора. Например, в 100 г 10%-ного водного раствора хлорида натрия содержится 10 г соли NaCl и 90 г растворителя (воды).

$$\omega_{p.v.} = \frac{m_{p.v.}}{m_{раствора}}$$

Молярная концентрация C_M или *молярность* – это отношение количества молей растворенного вещества к объему раствора в литрах. Показывает число молей растворенного вещества, содержащееся в 1 л (1 дм³) раствора. Молярность обозначают **M**; например, 0,5 М раствор NaOH, содержит 0,5 моль NaOH в 1 л раствора .

$$C_M = \frac{n_{p.v.}}{V_{раствора}} \left[\frac{\text{моль}}{\text{л}} \right]$$

Молярная концентрация эквивалента или *нормальность* – это отношение числа молей эквивалента растворенного вещества к объему раствора в литрах. Показывает число молей эквивалента, содержащееся в 1 л раствора. Нормальность обозначают **n** или **N**; например, 0,1н раствор HCl или 0,1 N раствор HCl, содержит 0,1 моль эквивалента HCl.

$$C_N = \frac{n_{э.р.в.}}{V_{раствора}} \left[\frac{\text{моль экв}}{\text{л}} \right]$$

Закон эквивалентов. Растворенные вещества реагируют друг с другом в эквивалентных количествах. Например, 1 моль эквивалентов H₂SO₄ реагирует с 1 моль эквивалентов NaOH, а 0,2 моль эквивалентов H₂SO₄ реагирует с 0,2 моль эквивалентов NaOH. Произведение нормальной концентрации раствора на его объем в литрах есть число молей эквивалентов, содержащееся в данном объеме. Тогда,

$$C_{N1} V_1 = C_{N2} V_2 \quad \text{или} \quad \frac{V_2}{V_1} = \frac{C_{N1}}{C_{N2}}$$

Объемы реагирующих друг с другом растворов обратно пропорциональны их нормальным концентрациям

Процентная концентрация выражается числом граммов растворённого вещества, содержащимся в 100 г. раствора. Например, 20%-ный раствор поваренной соли – это раствор, в 100 г. которого содержится 20 г. соли и 80 г. воды.

Молярная концентрация выражается количеством молей растворённого вещества, содержащимся в 1 л. раствора. Раствор, содержащий 1 моль растворённого вещества в литре, называется одномолярным (1 М раствор), содержащий 0,1 моля, называется децимолярным (0,1 М раствор) и т.д.

Моляльная концентрация – концентрация растворённого вещества в молях на 1000 г. растворителя.

Нормальная концентрация выражается числом грамм-эквивалентов растворённого вещества, содержащимся в 1 л. 1 г-эquiv. растворённого вещества, называется одномолярным (1 н. раствор), содержащий 0,1 г-эquiv. в 1 л. называется децинормальным (0,1 н. раствор) и т.д.

Вопросы для закрепления теоретического материала к практическому занятию:

1. Объясните, в чём сущность процесса растворения?
2. Почему процесс растворения бывает эндотермическим?
3. Чем насыщенный раствор отличается от: а) разбавленного; б) концентрированного; в) пересыщенного; г) ненасыщенного?
4. Перечислите известные вам способы выражения концентрации раствора.
5. Что такое нормальность и молярность раствора?

Инструкция по выполнению практической работы

Опыт 1. Приготовление раствора соли с заданной массовой долей растворенного вещества

1. Получите у преподавателя задание.
2. По заданию рассчитайте, сколько потребуется соли (г) и воды (мл) для приготовления раствора заданной концентрации.
3. Проверьте расчет у преподавателя.
4. На весах взвесьте требуемое количество соли (с точностью 0,01 г). **Работа с весами требует очень большой аккуратности!**
5. Отмерьте цилиндром (по нижнему мениску) необходимое количество дистиллированной воды.
6. Перенесите навеску в коническую колбу или стакан.
7. Влейте воду в колбу/стакан с солью (воду необходимо приливать постепенно, все время перемешивать раствор).
8. Приготовленный раствор перелейте в цилиндр на 250 мл и измерьте ареометром его плотность. **ВВ! При использовании ареометров обращаться с ними очень аккуратно - между проведениями измерений они должны быть промыты дистиллированной водой, вытерты и находиться в футляре. Не разрешается ходить с ареометрами по лаборатории.**
9. Рассчитайте молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента приготовленного раствора.
10. Результаты опыта оформите в виде таблицы 1.

Таблица 1

Масса, г		Плотность раствора по ареометру, г/см ³	Концентрация приготовленного раствора		
соли	Воды		ω%	C _M	C _N

Расчеты:

Опыт 2. Приготовление растворов с заданной молярной или нормальной концентрацией

1. Получите у преподавателя задание.
2. Определите плотность исходного раствора кислоты. Для этого в цилиндр на 250 мл налейте кислоту и ареометром измерьте ее плотность.
3. Используя справочные таблицы, по измеренной плотности определите процентную концентрацию кислоты.
4. Рассчитайте, какое количество (мл) исходной кислоты необходимо для приготовления раствора заданной концентрации.
5. Проверьте расчет у преподавателя.
6. Мерной пипеткой отберите необходимый объем кислоты и поместите в мерную колбу нужного объема.
7. Добавьте в мерную колбу недостающее до необходимого объема количество дистиллированной воды. Последние несколько миллилитров добавляйте с помощью пипетки до метки на колбе.
8. Закройте колбу пробкой и перемешайте содержимое многократным перемешиванием.
9. Результаты вычислений занесите в таблицу 2.
10. Титрованием определите точную концентрацию полученного раствора кислоты по методике, описанной ниже.

Таблица 2

Измеренная плотность исходной кислоты, г/мл	Процентная концентрация исходной кислоты, %	Рассчитанный объем исходной кислоты, мл

Расчеты:

Методика анализа результатов, полученных в ходе занятия

Используя инструкцию по выполнению практического занятия, проведите эксперименты, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии.

Контрольные вопросы

1. Что такое раствор?
2. Назовите способы выражения концентрации растворов.
3. Что показывает массовая процентная концентрация раствора?
4. Что такое титрование?
5. На чем основано кислотно-основное титрование?
6. Какой закон лежит в основе титриметрического анализа?
7. Способы определения конечной точки титрования.
8. Что такое фиксаж? Для чего он предназначен?
9. В 200 мл воды растворили 17,92 г хлороводорода. Рассчитайте массовую долю хлороводорода в растворе..

Порядок выполнения отчёта по занятию

1. В тетради для практических занятий и лабораторных работ напишите номер, название и учебную цель занятия.
2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к практическому занятию.
3. Выполните эксперимент - задание №1, руководствуясь, инструкция по выполнению практического занятия.
4. Выполните эксперимент - задание №2, руководствуясь, инструкция по выполнению практического занятия.
5. Заполните таблицу.
6. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами практического занятия и реализованы ли образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения.

Образец отчёта по занятию

«Приготовление растворов заданной концентрации».

Учебная цель: научиться готовить раствор с заданной концентрацией.

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к занятию

1.
2.
3.
4.
5.

Номер и содержание задачи	Что делали?	Расчёты	Наблюдения

Вывод: Выполнив задания занятия я... (см. учебные задачи и образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения).

Литература:

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М.,2013.
- 2.Ерохин Ю.М. Химия: учеб. для студ. учреждений сред. проф. образования / Ю.М. Ерохин.- М.: Академия,2011. с. 170-360.

12. Лабораторная работа

Тема 2.1. «Химия – наука о веществах».

Название лабораторной работы:

«Строение атома и атомного ядра. Строение электронных оболочек атомов химических элементов»

Учебная цель:

- 1.Формировать умение работать с таблицей «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева».
- 2.Составлять электронные и электронно-графические схемы строения атомов химических элементов по предложенному образцу.

Учебные задачи:

- 1.Научиться видеть, что Периодическая таблица химических элементов – графическое отображение периодического закона.
- 2.Рассмотреть структуру периодической таблицы: периоды (малые и большие), группы (главная и побочная).
- 3.Уметь определять строение электронных оболочек атомов элементов малых периодов и особенности строения электронных оболочек атомов элементов больших периодов (переходных элементов) по положению химического элемента в Периодической системе.

Образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения:

Студент должен

иметь практический опыт: составления схем строения атомов химических элементов по предложенному образцу;

знать: закон периодичности;

уметь: применять знания о законе периодичности при составлении схем строения атомов химических элементов на практике;

владеть: навыками работы с таблицей: «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева».

Задачи занятия:

1. Повторить теоретический материал по теме практического занятия.
2. Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.
3. Определить местоположение химического элемента в таблице «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева».
4. Составить электронные и электронно – графические схемы строения атомов химических элементов.
5. Оформить отчет.

Оснащение занятия (средства обучения):

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий и лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».
2. Таблица «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева».
3. Тетрадь для практических занятий и лабораторных работ в клетку.
4. Ручка.
5. Простой карандаш.
6. Линейка.

Время выполнения 2 часа

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме работы

Периодическая система – это графическое изображение закона периодичности.

Сведения, которые можно получить о каждом элементе из периодической таблицы элементов: порядковый (атомный номер), символ элемента, название элемента, относительная атомная масса, распределение электронов по слоям.

Порядковый номер = Численный заряд ядра = Число протонов = Число электронов

Основными структурными единицами системы элементов являются период и группа.

Период – это горизонтальный ряд элементов, в котором имеет место закономерное изменение свойств элементов от типично металлических к типично неметаллическим и далее к благородным газам.

Номер периода = Число заполненных электронных слоёв = Номер внешнего электронного слоя

В таблице семь периодов. В 1-м периоде всего два элемента. Во 2-м и 3-м периодах содержится по восемь элементов. Это малые периоды. Затем идут большие периоды: в 4-м и 5-м периодах – восемнадцать элементов, в 6-м – тридцать два элемента, а в 7-м (последнем) пока известно двадцать восемь химических элементов.

В системе 10 рядов. Малые периоды состоят из одного ряда. Большие периоды – из двух рядов: верхний ряд – чётный, нижний – нечётный.

Группы периодической системы (вертикальные столбцы) содержат элементы, свойства которых подобны. Каждая группа состоит из двух подгрупп: главной и побочной.

Подгруппы, в которые входят элементы малых и больших периодов, называются главными.

Подгруппы, в которые входят элементы только больших периодов, называются побочными.

Элементы, имеющие одинаковое число внешних электронов, стоят в одной и той же группе.

Номер группы = Число внешних электронов

Правила написания электронной формулы

1. Число электронных слоёв в атоме определяется номером периода, в котором находится элемент.
2. Число электронов на внешнем уровне для элементов главных подгрупп равно номеру группы.
3. У атомов элементов побочных подгрупп сначала заполняется предвнешний уровень, а затем снова внешний.

Вопросы для закрепления теоретического материала к занятию:

1. Сформулируйте закон периодичности.
2. Почему число элементов в периодах соответствует ряду чисел 2-8-18-32?
3. На основе теории строения атомов поясните, почему группы элементов разделены на главные и побочные.
4. По каким признакам различают s-; p-; d-; f-элементы?
5. Почему численное значение валентности не всегда совпадает с числом электронов на наружных энергетических уровнях?

Инструкция по выполнению работы

Задания для занятия

В карточке указаны химические элементы, определите их положение в Периодической системе и составьте схемы строения их атомов по предложенному образцу.

Инструкция по выполнению занятия

1. С помощью простого карандаша, линейки и ручки, покажите какую информацию можно получить о данном химическом элементе из таблицы «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева».
2. Определите: период, ряд, группу и подгруппу в которых находится данный химический элемент.
3. Составьте электроно – графическую схему строения атома данного химического элемента.
4. Составьте электронную схему строения атома данного химического элемента.

Методика анализа результатов, полученных в ходе занятия

1. Выберите химический элемент из предложенного списка.
2. Используя инструкцию по выполнению практического занятия, охарактеризуйте выбранный вами химический элемент.
3. Работу со следующим химическим элементом следует начинать только после полного разбора предыдущего элемента

Контрольные вопросы

1. Решить тест по теме

1. Восьмиэлектронную внешнюю оболочку имеет ион
1) P^{3+} 2) S^{2-} 3) C^{15+} 4) Fe^{2+}
2. Двухэлектронную внешнюю оболочку имеет ион
1) S^{6+} 2) S^{2-} 3) Br^{5+} 4) Sn^{4+}
3. Число электронов в ионе железа Fe^{2+} равно
1) 54 2) 28 3) 58 4) 24
4. Электронная конфигурация $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ соответствует иону
1) Sn^{2+} 2) S^{2-} 3) Cr^{3+} 4) Fe^{2+}
5. В основном состоянии три неспаренных электрона имеет атом
1) кремния
2) фосфора
3) серы
4) хлора
6. Элемент с электронной конфигурацией внешнего уровня ... $3s^2 3p^3$ образует водородное соединение состава
1) $ЭН_4$ 2) $ЭН$ 3) $ЭН_3$ 4) $ЭН_2$
7. Электронная конфигурация $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ соответствует иону
1) Cl^- 2) N^{3-} 3) Br^- 4) O^{2-}
8. Электронная конфигурация $1s^2 2s^2 2p^6$ соответствует иону
1) A^{13+} 2) Fe^{3+} 3) Zn^{2+} 4) Cr^{3+}
9. Одинаковую электронную конфигурацию внешнего уровня имеют Ca^{2+} и
1) K^+ 2) Ar 3) Ba 4) F^-
10. Атом металла, высший оксид которого Me_2O_3 , имеет электронную формулу внешнего энергетического уровня
1) $ns^2 np^1$ 2) $ns^2 np^2$ 3) $ns^2 np^3$ 4) $ns^2 nps$
11. Элемент, которому соответствует высший оксид состава R_2O_7 имеет электронную конфигурацию внешнего уровня:
1) $ns^2 np^3$ 2) $ns^2 np^5$ 3) $ns^2 np^1$ 4) $ns^2 np^2$
12. Высший оксид состава R_2O_7 образует химический элемент, в атоме которого заполнение электронами энергетических уровней соответствует ряду чисел:
1) 2, 8, 1 2) 2, 8, 7 3) 2, 8, 8, 1 4) 2, 5
13. Наибольший радиус имеет атом
1) олова 2) кремния 3) свинца 4) углерода
14. В ряду химических элементов
 $Na \rightarrow Mg \rightarrow Al \rightarrow Si$
1) увеличивается число валентных электронов в атомах
2) уменьшается число электронных слоев а атомах
3) уменьшается число протонов в ядрах атомов
4) увеличиваются радиусы атомов
15. Наибольший радиус имеет атом
1) брома 2) мышьяка 3) бария 4) олова
16. Электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1$ имеет ион
1) Ca^{2+} 2) A^{13+} 3) K^+ 4) Sc^{2+}
17. У атома серы число электронов на внешнем энергетическом уровне и заряд ядра равны соответственно

- 1) 4 и + 16 2) 6 и + 32 3) 6 и + 16 4) 4 и + 32
18. Число валентных электронов у марганца равно
1) 1 2) 3 3) 5 4) 7
19. Одинаковое электронное строение имеют частицы
1) Na^0 и Na^+ 2) Na^0 и K^0 3) Na^+ и F^- 4) Cr^{2+} и Cr^{3+}
20. Высший оксид состава ЭО_3 образует элемент с электронной конфигурацией внешнего электронного слоя
1) ns_2np_1 2) ns_2np_3 3) ns_2np_4 4) ns_2np_6
21. Число энергетических слоев и число электронов во внешнем энергетическом слое атомов мышьяка равны соответственно
1) 4, 6
2) 2, 5
3) 3, 7
4) 4, 5
22. Какую электронную конфигурацию имеет атом наиболее активного металла?
1) $1s^2 2s^2 2p^1$
2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
3) $1s^2 2s^2$
4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
23. Количество электронов в атоме определяется
1) числом протонов
2) числом нейтронов
3) числом энергетических уровней
4) величиной относительной атомной массы
24. Ядро атома ^{81}Br содержит
1) 81р и 35n 2) 35р и 46n 3) 46р и 81n 4) 46р и 35n
25. Ион, в составе которого 16 протонов и 18 электронов, имеет заряд
1) +4 2) -2 3) +2 4) -4
26. Внешний энергетический уровень атома элемента, образующего высший оксид состава ЭО_3 , имеет формулу
1) $ns^2 np^1$ 2) $ns^2 np^2$ 3) $ns^2 np^3$ 4) $ns^2 np^4$
27. Конфигурация внешнего электронного слоя атома серы в невозбужденном состоянии
1) $4s^2$ 2) $3s^2 3p^6$ 3) $3s^2 3p^4$ 4) $4s^2 4p^4$
28. Электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ в основном состоянии имеет атом
1) лития
2) натрия
3) калия
4) кальция
29. Число протонов и нейтронов, содержащихся в ядре атома изотопа ^{40}K , равно соответственно
1) 19 и 40 2) 21 и 19 3) 20 и 40 4) 19 и 21
30. Химический элемент, один из изотопов которого имеет массовое число 44 и содержит в ядре 24 нейтрона, - это
1) хром
2) кальций
3) рутений
4) скандий

2. Запишите электронные конфигурации атомов элементов № 9, 13, 26. К каким семействам они относятся?

Порядок выполнения отчёта по занятию

1. В тетради для практических занятий и лабораторных работ напишите номер, название и

- учебную цель занятия.
- Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к практическому занятию.
- Произведите разбор химического элемента по предложенному в инструкции по выполнению практического занятия алгоритму.
- Разберите согласно предложенному образцу все химические элементы предложенные в карточке.
- Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами практического занятия и реализованы ли образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения.

Образец отчёта по работе

«Строение атома и атомного ядра. Строение электронных оболочек атомов химических элементов»

Учебная цель: сформировать умение работать с таблицей «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева», составлять электронные и электронно-графические схемы строения атомов химических элементов по предложенному образцу.

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к занятию

-
-
-
-
-

Рубидий.

1.

- Период 5
Ряд 5
Группа I
Подгруппа а

3. 37Rb)))))

4. $1s^2 ; 2s^2; 2p^6; 3s^2; 3p^6; 3d^{10}; 4s^2; 4p^6; 5s^2$
2e 8e 18e 8e 1e

5п. ↑↓
4п. ↑↓ ↑↓ ↑↑ ↑↓
3п. ↑↓ ↑↓ ↑↑ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓
2п. ↑↓ ↑↓ ↑↑ ↑↓
1п. ↑↓

Аналогично разберите все предложенные в карточке химические элементы.

Вывод: Выполнив задания я... (см. учебные задачи и образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения).

Литература:

1.Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений –М.,2013.

2.Ерохин Ю.М. Химия: учеб. для студ. учреждений сред. проф. образования / Ю.М. Ерохин.- М.: Академия,2011. с. 170-360

13. Лабораторная работа

Тема 2.3. «Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева»

Тема:

«Сравнение свойств простых веществ, оксидов и гидроксидов элементов III периода».

Учебная цель: отработать знания о закономерностях изменения свойств по периодам в ПСХЭ

Учебные задачи:

1.Научиться видеть, что Периодическая таблица химических элементов – графическое отображение периодического закона.

2.Рассмотреть структуру периодической таблицы: периоды (малые и большие), группы (главная и побочная).

3.Уметь определять строение электронных оболочек атомов элементов малых периодов и особенности строения электронных оболочек атомов элементов больших периодов (переходных элементов) по положению химического элемента в Периодической системе.

Образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения:

Студент должен

иметь практический опыт: составления схем строения атомов химических элементов по предложенному образцу;

знать: закон периодичности;

уметь: применять знания о законе периодичности при составлении схем строения атомов химических элементов на практике;

владеть: навыками работы с таблицей: «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева».

Задачи лабораторной работы:

1.Повторить теоретический материал по теме лабораторной работы.

2.Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.

3.Определить местоположение химического элемента в таблице «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева».

4.Составить электронные и электронно – графические схемы строения атомов химических элементов.

5.Оформить отчет.

Оснащение занятия (средства обучения):

1.Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий и лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».

2.Таблица «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева».

3.Тетрадь для лабораторных работ в клетку.

4.Ручка.

5.Простой карандаш.

6.Линейка.

Время выполнения 2 часа

Краткие теоретические материалы по теме лабораторной работы

Закономерности в изменении свойств этих химических элементов и образованных ими простых и сложных веществ (оксидов, гидроксидов) в зависимости от строения их атомов.

При перемещении слева направо вдоль периода металлические свойства элементов становятся все менее ярко выраженными. При перемещении сверху вниз в пределах одной группы элементы, наоборот, обнаруживают все более ярко выраженные металлические свойства. Элементы, расположенные в средней части коротких периодов (2-й и 3-й периоды), как правило, имеют каркасную ковалентную структуру, а элементы из правой части этих периодов существуют в виде простых ковалентных молекул.

	Группа							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	0 (VIII)
2-й период	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
	Металлическая		B ₁₂	Алмаз, графит	N ₂	O ₂	F ₂	Атомы
			Ковалентная (макромолекулы)		Ковалентная (простые молекулы)			

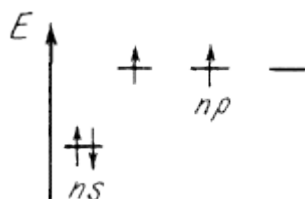
Атомные радиусы изменяются следующим образом: уменьшаются при перемещении слева направо вдоль периода; увеличиваются при перемещении сверху вниз вдоль группы. При перемещении слева направо по периоду возрастает электроотрицательность, энергия ионизации и сродство к электрону, которые достигают максимума у галогенов. У благородных же газов электроотрицательность равна 0. Изменение сродства к электрону элементов при перемещении сверху вниз вдоль группы не столь характерны, но при этом уменьшается электроотрицательность элементов.

	Увеличение электроотрицательности Уменьшение электроположительности							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	0 (VIII)
	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
	Образуют катионы и, следовательно, ионные соединения			Образуют ковалентные соединения		Образуют ковалентные либо ионные соединения		Не образуют устойчивых соединений

В элементах второго периода заполняются 2s, а затем 2p-орбитали.

Li	$1s^2 2s^1$	N	$1s^2 2s^2 2p^3$
Be	$1s^2 2s^2$	O	$1s^2 2s^2 2p^4$
B	$1s^2 2s^2 2p^1$	F	$1s^2 2s^2 2p^5$
C	$1s^2 2s^2 2p^2$	Ne	$1s^2 2s^2 2p^6$

Главная подгруппа IV группы периодической системы химических элементов Д. М. Менделеева содержит углерод C, кремний Si, германий Ge, олово Sn и свинец Pb. Внешний электронный слой этих элементов содержит 4 электрона (конфигурация $s^2 p^2$). Поэтому элементы подгруппы углерода должны иметь некоторые черты сходства. В частности, их высшая степень окисления одинакова и равна +4.



А чем обусловлено различие в свойствах элементов подгруппы? Различием энергии ионизации и радиуса их атомов. С увеличением атомного номера свойства элементов закономерно изменяются. Так, углерод и кремний — типичные неметаллы, олово и свинец — металлы. Это проявляется прежде всего в том, что углерод образует простое вещество-неметалл (алмаз), а свинец типичный металл.

Германий занимает промежуточное положение. Согласно строению электронной оболочки атома р-элементы IV группы имеют четные степени окисления: +4, +2, – 4. Формула простейших водородных соединений — ЭН₄, причем связи Э—Н ковалентны и равноценны вследствие гибридизации s- и p- орбиталей с образованием направленных под тетраэдрическими углами sp³-орбиталей.

Ослабление признаков неметаллического элемента означает, что в подгруппе (C—Si—Ge—Sn—Pb) высшая положительная степень окисления +4 становится все менее характерной, а более типичной становится степень окисления +2. Так, если для углерода наиболее устойчивы соединения, в которых он имеет степень окисления +4, то для свинца устойчивы соединения, в которых он проявляет степень окисления +2.

А что можно сказать об устойчивости соединений элементов в отрицательной степени окисления —4? По сравнению с неметаллическими элементами VII—V групп признаки неметаллического элемента р-элементы IV группы проявляют в меньшей степени. *Поэтому для элементов подгруппы углерода отрицательная степень окисления нетипична.*

Перечислим закономерности изменения свойств, проявляемые в пределах периодов:

- металлические свойства уменьшаются;
- неметаллические свойства усиливаются;
- степень окисления элементов в высших оксидах возрастает от +1 до +7 (+8 для Os и Ru);
- степень окисления элементов в летучих водородных соединениях возрастает от -4 до -1;
- оксиды от основных через амфотерные сменяются кислотными оксидами;
- гидроксиды от щелочей через амфотерные сменяются кислотами.

Д. И. Менделеев в 1869 г. сделал вывод – сформулировал Периодический закон, который звучит так:

Свойства химических элементов и образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от относительных атомных масс элементов.

Систематизируя химические элементы на основе их относительных атомных масс, Менделеев уделял большое внимание также свойствам элементов и образуемых ими веществ, распределяя элементы со сходными свойствами в вертикальные столбцы – группы.

Иногда, в нарушение выявленной им закономерности, Менделеев ставил более тяжелые элементы с меньшими значениями относительных атомных масс. Например, он записал в свою таблицу кобальт перед никелем, теллур перед йодом, а когда были открыты инертные (благородные) газы, аргон перед калием. Такой порядок расположения Менделеев считал необходимым потому, что иначе эти элементы попали бы в группы несходных с ними по свойствам элементов, в частности, щелочной металл калий попал бы в группу инертных газов, а инертный газ аргон – в группу щелочных металлов.

Д. И. Менделеев не мог объяснить эти исключения из общего правила, не мог объяснить и причину периодичности свойств элементов и образованных ими веществ. Однако он предвидел, что эта причина кроется в сложном строении атома, внутреннее строение которого в то время не было изучено.

В соответствии с современными представлениями о строении атома, основой классификации химических элементов являются заряды их атомных ядер, и современная формулировка периодического закона такова:

Свойства химических элементов и образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от зарядов их атомных ядер.

Периодичность в изменении свойств элементов объясняется периодической повторяемостью в строении внешних энергетических уровней их атомов. Именно число энергетических уровней, общее число расположенных на них электронов и число электронов на внешнем уровне отражают принятую в Периодической системе символику, т. е. раскрывают физический смысл номера периода, номера группы и порядкового номера элемента.

Строение атома позволяет объяснить и причины изменения металлических и неметаллических свойств элементов в периодах и группах.

Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева **обобщают** сведения о химических элементах и образованных ими веществах и **объясняют** периодичность в изменении их свойств и причину сходства свойств элементов одной и той же группы.

Эти два важнейших значения Периодического закона и Периодической системы дополняет еще одно, которое заключается в возможности **прогнозировать**, т.е. предсказывать, описывать свойства и указывать пути открытия новых химических элементов

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторной работе :

Тест

1. В ряду $\text{Li} \rightarrow \text{Be} \rightarrow \text{B} \rightarrow \text{C}$

- усиливаются восстановительные свойства простых веществ
- усиливается основность соединений
- усиливаются кислотные свойства соединений
- кислотные свойства элементов ослабевают

2. Усиление металлических свойств элементов представлено в ряду:

- $\text{N} \rightarrow \text{P} \rightarrow \text{As}$
- $\text{S} \rightarrow \text{P} \rightarrow \text{Si}$
- $\text{Sb} \rightarrow \text{As} \rightarrow \text{P}$
- $\text{Al} \rightarrow \text{C} \rightarrow \text{N}$

3. Электронную конфигурацию $1s(2)2s(2)2p(6)3s(2)3p(6)4s(0)$ имеет ион

- $\text{Ca}(0)$
- $\text{Al}(3+)$
- $\text{Cs}(+)$
- $\text{K}(+)$

4. В каком ряду кислотность соединений возрастает

- $\text{Cr}(0), \text{Cr}(3+), \text{Cr}(+6)$
- $\text{Mn}(+6), \text{Mn}(+4), \text{Mn}(+2)$
- $\text{Cl}(+7), \text{Cl}(+3), \text{Cl}(+1)$
- $\text{S}(+6), \text{S}(+4), \text{S}(0)$

5. Как изменяются кислотные свойства оксидов хрома в ряду: $\text{CrO} - \text{Cr}_2\text{O}_3 - \text{CrO}_3$

- основной - кислотный - амфотерный
- основной - амфотерный - кислотный

- все основные
 - все несолеобразующие
6. Даны элементы: F, O, N, Cl. Какие утверждения верны?
- в заданном ряду элементов электроотрицательность уменьшается
 - основные свойства оксидов этих элементов ослабевают, а кислотные усиливаются
 - неметаллические свойства простых веществ усиливаются
 - степень окисления атомов в высших оксидах одинакова
7. Наиболее выражены металлические свойства у:

- фосфора
- азота
- рубидия
- водорода

8. Только амфотерные оксиды указаны в ряду:

- Na₂O, ZnO, CuO
- ZnO, Al₂O₃, Cr₂O₃
- Al₂O₃, FeO, SO₃
- CO₂, CO, N₂O₅

9. Выберите правильное утверждение: А в ряду элементов: Na – Si – Cl неметаллическость простых веществ, образуемых этими элементами, усиливается В. в этом ряду степени окисления атомов в соединениях с кислородом увеличиваются

- утверждение А верно
- верное утверждение - В
- оба утверждения верны
- оба неверны

10. Соединения элемента с порядковым номером 20

- простое вещество проявляет металлические свойства
- оксид элемента — кислотный
- при взаимодействии с водой оксид элемента образует кислоту
- в соединениях проявляет отрицательную степень окисления

Инструкция по выполнению лабораторной работы

Основываясь на теоретическом материале к работе заполните таблицу:

элемент								
тип								
радиус								
закономерность								
простое вещество								
характер								
Физ.состояние								
оксид								

характер								
закономерность								
Степень окисления Э и закономерность								
гидроксид								
характер								
закономерность								
гидрид								
характер								

Контрольные вопросы

Решить тест:

- Закономерности изменения химических свойств элементов и их соединений по периодам и группам.
- Усиление металлических свойств простых веществ происходит в ряду:
Ba – Ca – Be 2) Ca – Ba – Be 3) Ba – Be – Ca 4) Be – Ca – Ba
- В ряду элементов Cs – K – Li возрастает:
восстановительная способность простых веществ 3) электроотрицательность
радиус атома 4) химическая активность простых веществ
- Основные свойства наиболее выражены у оксида:
натрия 2) калия 3) магния 4) бериллия
- Металлические свойства усиливаются в ряду:
Ca – Mg – Be 2) Ca – Sr – Rb 3) Al – Mg – Be 4) Ba – Na – Li
- Неметаллические свойства наиболее выражены у элемента:
Si 2) Ge 3) P 4) As
- В порядке возрастания атомных радиусов расположены элементы:
F – Cl – Br 2) K – Ca – Mg 3) Na – Mg – Al 4) Ba – Be – Li
- Кислотные свойства гидроксидов усиливаются в ряду:
H₂SeO₄ – HBrO₄ – HClO₄ 2) HBrO₄ – H₂SeO₄ – HClO₄ 3) H₂SeO₄ – HClO₄ – HBrO₄
HClO₄ – HBrO₄ – H₂SeO₄
- Наиболее сильным основанием является:
NaOH 2) RbOH 3) KOH 4) LiOH
- Наиболее активным металлом четвертого периода является:
калий 2) кальций 3) железо 4) германий
- Наиболее сильные основные свойства проявляет водородное соединение:
CH₄ 2) PH₃ 3) NH₃ 4) H₂O
- В ряду элементов Cs – Rb – K – Na увеличивается:
число энергетических уровней 3) число валентных электронов
атомный радиус 4) электроотрицательность
- В каком ряду вещества расположены в порядке увеличения металлических свойств?
Na, Mg, Al 2) Mg, Ca, Sr 3) Rb, Ca, Na 4) Ca, Mg, Be
- В каком ряду простые вещества расположены в порядке уменьшения металлических свойств?
Sr, Ba, Ca 2) Na, K, Rb 3) Mg, Ca, Sr 4) Al, Mg, Na
- Металлические свойства усиливаются в ряду веществ:
натрий – магний – алюминий 3) кальций – стронций – барий
рубидий – калий – натрий 4) кальций – магний – бериллий
- При увеличении порядкового номера элемента неметаллические свойства:
усиливаются 2) ослабевают 3) не изменяются 4) изменяются периодически
- Основные свойства летучих водородных соединений элементов VA группы Периодической системы химических элементов с увеличением порядкового номера химического элемента:

- изменяются периодически 2) усиливаются 3) не изменяются 4) ослабевают
18. Восстановительные свойства металлов в главной подгруппе с увеличением порядкового номера элемента:
убывают 2) не изменяются 3) возрастают 4) сначала возрастают, затем убывают.
19. Радиусы атомов элементов, расположенных в третьем периоде ПСХЭ Д.И. Менделеева:
меняются периодически 2) увеличиваются 3) не изменяются 4) уменьшаются
20. Электроотрицательность в ряду Na – Mg – Al
не изменяется 2) уменьшается 3) увеличивается 4) сначала уменьшается, затем увеличивается.
21. Химический элемент расположен в третьем периоде и IIIA подгруппе ПСХЭ. Его гидроксид:
основный 2) амфотерный 3) безразличный 4) кислотный
22. Высший гидроксид хрома
проявляет кислотные свойства 3) проявляет амфотерные свойства
проявляет основные свойства 4) не проявляет кислотно-основных свойств
23. Высшие оксиды элементов VA группы ПСХЭ Д.И. Менделеева являются:
кислотными 2) основными 3) амфотерными 4) несолеобразующими
24. Формула высшего гидроксида мышьяка:
As₂O₃ 2) As₂O₅ 3) HAsO₂ 4) H₃AsO₄
25. Бром – это элемент:
главной подгруппы IV группы 3) главной подгруппы VII группы
побочной подгруппы IV группы 4) побочной подгруппы VII группы
26. В периоде с увеличением порядкового номера элемента химические свойства оксидов меняются в ряду:
основный, амфотерный, кислотный 3) кислотный, амфотерный, основной
амфотерный, кислотный, основной 4) основной, кислотный, амфотерный

Порядок выполнения отчёта по лабораторной работе

1. В тетради для лабораторных работ напишите номер, название и учебную цель занятия. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к практической работе.
2. Закономерности отмеченные в работе подтвердите уравнениями реакций.
3. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторной работы и реализованы ли образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения.
4. Подготовьтесь к защите работы.

Литература:

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2013.
2. Ерохин Ю.М. Химия: учеб. для студ. учреждений сред. проф. образования / Ю.М. Ерохин. – М.: Академия, 2011. с. 170-360

14. Лабораторная работа

Тема 2.5. «Полимеры»

Тема:

«Ознакомление с образцами пластмасс, волокон, каучуков, минералов и горных пород»

Учебная цель:

1. Изучить физические свойства важнейших полимеров, исследовать их способность к горению и плавлению.
2. Научиться распознавать важнейшие представители полимеров.

Учебные задачи:

1. Научиться проводить лабораторное исследование полимерных материалов.
2. Уметь записывать уравнения проводимых экспериментов.

Образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения:

Студент должен

иметь практический опыт: составления уравнений проводимых химических реакций

знать: качественные реакции на отдельные представители класса полимеров.

уметь: применять знания теории на практике;

владеть: навыками работы с лабораторным оборудованием

Задачи лабораторной работы:

1. Повторить теоретический материал по теме лабораторной работы.
2. Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.
3. Определить последовательность химического эксперимента
4. Приобрести навыки работы с лабораторным оборудованием
5. Отработать навыки записи уравнений реакций с участием полимерных соединений
6. Оформить отчет.

Оснащение работы:

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий и лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».
2. Тетрадь для практических занятий и лабораторных работ в клетку.
3. Ручка.
4. Простой карандаш.
5. Линейка.
6. Прокладка огнезащитная керамическая, щипцы тигельные (или пинцет), штатив для пробирок, пробирки ПХ -14 (16–20 шт), стеклянная палочка, спиртовка, спички, промывалка, сосуд для отходов, пипетки (или стеклянные трубочки с оплавленными краями, диаметр трубки 2-3 мм, длина 100-120 мм) - 4 шт., гранулы (или кусочки): полиэтилена, поливинилхлорида, полистирола, полиметилметакрилата; раствор гидроксида натрия (5%), раствор серной кислоты (1:5), раствор перманганата калия (розовый), бромная (или йодная вода), дистиллированная вода.

Время выполнения 2 часа

Краткие теоретические материалы по теме лабораторной работы

Полимеры- это органические соединения, состоящие из макромолекул с большой молекулярной массой (10^3 а.е.м и более)

Пластмассами называют материалы, изготавливаемые на основе полимеров. Пластмассы, сочетают в себе разнообразные ценные качества, такие как лёгкость, прочность, химическая стойкость и др., которые обусловили проникновение их в различные отрасли народного хозяйства. Кроме полимеров (их часто называют смолой) в пластмассах почти всегда содержатся другие компоненты, придающие материалу определённые качества. Полимерное вещество является для них связующим.

В пластмассы входят наполнители (древесная мука, ткань, асбест, стекловата и др.), которые улучшают их механические свойства.

Пластификаторы – повышают эластичность, устраняют хрупкость.

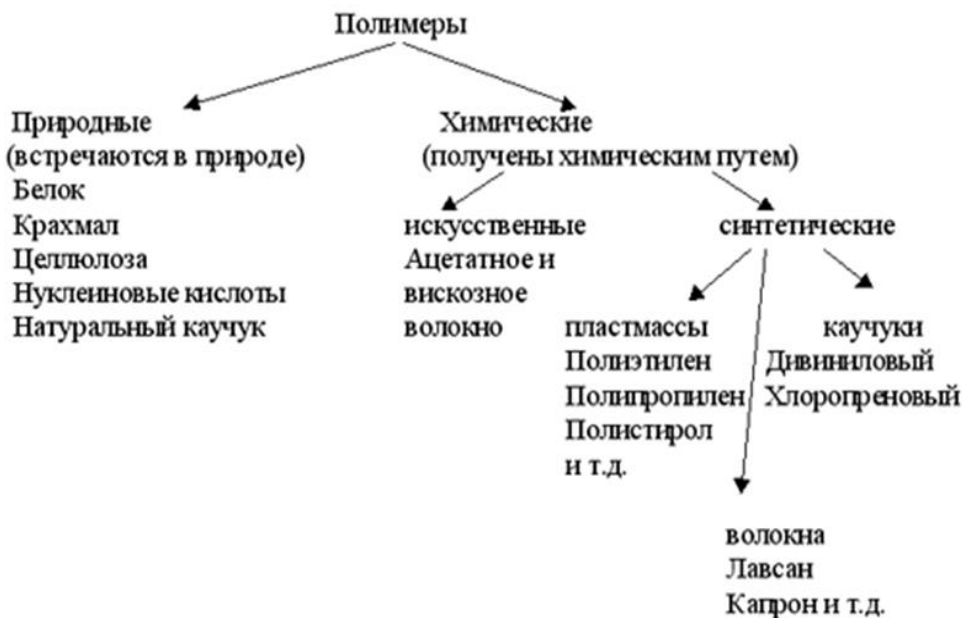
Стабилизаторы – способствуют сохранению свойств пластмасс в процессе их переработки и использования; красители придают необходимую окраску.

Обычные способы получения полимеров – это реакции полимеризации, лежащие в основе получения термопластичных пластмасс, и реакции поликонденсации, лежащие в основе получения термореактивных пластмасс.

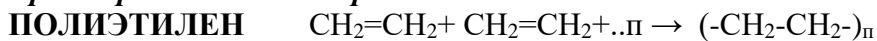
Термопластичные полимеры при нагревании размягчаются и в этом состоянии легко изменяют форму, которую сохраняют при охлаждении. При следующем нагревании они снова размягчаются и могут принимать новую форму.

Термореактивные полимеры при нагревании сначала становятся пластичными, при дальнейшем нагревании утрачивают пластичность, становятся неплавкими. Повторно переработать такой полимер в новое изделие невозможно.

Наиболее типичными способами получения изделий из термопластичных пластмасс является литьё под давлением и экструзия (выдавливание), а из термореактивных пластмасс – горячее прессование.



Характеристика полимеров.



Полупрозрачный, достаточно мягкий, эластичный материал, жирный на ощупь, легче воды. При нагревании вытягивается в нити, диэлектрик. Горит голубоватым пламенем, продолжает гореть вне пламени, испускает запах парафина, капает. Химически устойчив, прочен.

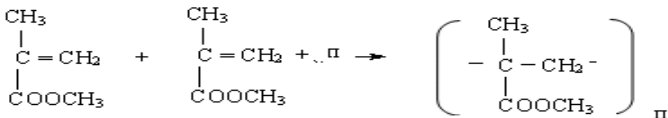
Применяют: Пленки, трубы, электро-изоляционные материалы, емкости и т.п.



Эластичный, жесткий в массе материал, цвет различный. При нагревании быстро размягчается. Горит небольшим коптящим пламенем, образуя черный хрупкий шарик, вне пламени гаснет. Выделяет острый запах.

Применяют: Электро-изоляция проводов, пленочные изделия, трубы.

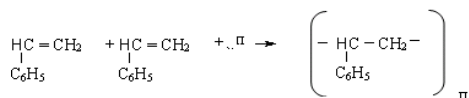
ПОЛИМЕТИЛМЕТАКРИЛАТ



Твердый, прозрачный материал. Цвет различный. Из расплава нити не вытягиваются, но при нагревании размягчается. Горит желто- синем пламенем, потрескивает, распространяет специфический запах эфиров.

Применяют: Листовое органическое стекло, предметы быта.

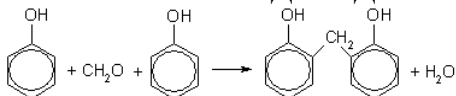
ПОЛИСТИРОЛ



Твердый хрупкий, прозрачный (или молочного цвета). Термопластичен, вытягивается при нагревании в нити. Горит сильно- коптящим пламенем, испускает характерный запах. Горит вне пламени.

Применение: Электро -изоляционные пленки, емкости, предметы быта.

ФЕНОЛФОРМАЛЬДЕГИДНАЯ СМОЛА.



Сырье: фенол и формальдегид.

Жесткий, хрупкий материал. Диэлектрик, стоек к воде, органическим растворителям и к кислотам средней концентрации. Термореактивен, при нагревании разлагаются. Горит испуская запах фенола, вне пламени постепенно гаснет.

Применяют:

Текстолит – прессованная ХБ ткань и ФФС (шарикоподшипники, шестерни)

Волокнит – очесы хлопка, отходы ткани, пропитанные ФФС (тормозные накладки, ступеньки экскалаторов)

Гетинакс – бумага пропитанная ФФС (электроизометоры)

Стеклопласт – стеклоткань пропитанная ФФС (автоцистерны, кузова)

Карболит – древесная мука спрессованная с ФФС (телефонные аппараты)

Волокна –протяженные, гибкие и прочные тела ограниченной длины и малых поперечных размеров, пригодные для изготовления пряжи и текстильных изделия.

Различают волокна:

Природные волокна- растительного(лен, хлопок) и животного (шерсть, шелк) происхождения.

Химические волокна- искусственные (вискоза, ацетатное и медноаммиачное волокно)

Синтетические(наилон, капрон, лавсан).

Рассмотрим некоторые из них:

ШЕРСТЬ.

Волокнистый материал. Горит медленно с запахом жженных волос, образуя шарик черного цвета, который растирается в порошок. Это ткани, валяные изделия, трикотаж.

КАПРОН $(-NH-(CH_2)_6-CO-)n$ - Белое волокно. При нагревании плавиться, образуя твердый блестящий шарик темного цвета, выделяется неприятный запах. Это парашютные ткани, канаты, корд для автопокрышек, предметы быта.

ХЛОПОК (Х/Б) $(C_6H_{10}O_5)_n$

Волокнистый материал. Горит быстро с запахом жженой бумаги. Остается черный пепел. Используется в производстве тканей и трикотажа

Вопросы для закрепления теоретического материала лабораторной работе:

Дайте определения следующим понятиям:

Полимеры

Структурное звено

Степень полимеризации

В чем разница между реакциями полимеризации и поликонденсации?

Какие полимеры называются термопластичными?

Какие полимеры называются термореактивными?

Дайте классификацию волокон.

Инструкция по выполнению лабораторной работы

1.Изучение свойств синтетических волокон (капронового волокна)

Что делали	Признаки реакции	Уравнение реакции	Выводы
1.тигельными щипцами внесите капроновое волокно в пламя горелки.	Каким пламенем горит волокно?	Составьте формулу капронового волокна	На что указывает характер горения волокна?
2. поднесите влажную лакмусовую бумагу	Как окрасилась бумага? Что наблюдается?	----	Определите рН Сделайте вывод о плавкости волокна Почему вытягиваются

<p>к выделяющимся парам.</p> <p>3. поместите волокно в фарфоровую чашку и нагрейте ее. стеклянной палочкой попытайтесь вытянуть нить.</p> <p>5. поместите капроновое волокно в пробирки: а) с азотной кислотой; б) с серной кислотой; в) с гидроксидом натрия; г) с ацетоном. Через 10 минут перемешайте содержимое пробирок стеклянной палочкой.</p>	<p>Что наблюдается?</p> <p>Что наблюдается?</p>		<p>нити?</p> <p>Сделайте вывод о растворимости капрона в различных растворителях.</p>
---	---	--	---

2. Изучение свойств термопластичных полимеров.

Что делали	Признаки реакции	Уравнение реакции	Выводы
<p>1. поместите полиэтилен в воду.</p> <p>2. осторожно нагрейте полиэтилен. Стеклянной палочкой измените форму.</p> <p>3. дайте кусочку остыть и еще раз попытайтесь изменить его форму. тигельными щипцами полиэтилен внесите в пламя</p> <p>5. поместите полиэтилен в пробирки: а) с бромной водой; б) с раствором перманганата</p>	<p>Растворяется ли полимер?</p> <p>Вытягиваются ли из полимера нити?</p> <p>Что наблюдается?</p> <p>Укажите цвет пламени.</p> <p>Что наблюдается?</p> <p>Что наблюдается?</p>	<p>Составьте формулу полиэтилена</p> <p>Составьте уравнение реакции получения полиэтилена.</p> <p>----</p> <p>Составьте уравнение реакции горения полиэтилена</p> <p>----</p> <p>----</p>	<p>Сделайте вывод о растворимости полиэтилена в воде.</p> <p>Сделайте вывод о термической пластичности полиэтилена.</p> <p>Сделайте вывод о пластичности полимера в холодном состоянии.</p> <p>На что указывает характер горения полиэтилена?</p> <p>Почему этилен обесцвечивает эти растворы, а полиэтилен – нет?</p> <p>Сделайте вывод о растворимости полимера в</p>

калия. Подогрейте. б. полиэтилен поместите в пробирки: а) с серной кислотой; б) с азотной кислотой; в) с гидроксидом натрия. Нагрейте.			кислотах и щелочах.
Ход работы	Рисунки, реакции, наблюдения.		Выводы
Опыт №1 Физические свойства пластмасс и волокон .			
Сделаем визуальный осмотр полимеров: Полиэтилен..... Полистирол..... Поливинилхлорид..... Полиметилметакрилат..... Фенолформальдегидная смола..... Шерсть..... Капрон..... Хлопок.....			
Опыт №2 Исследование термопластичности и термореактивности.			
Поместим исследуемые образцы на железную пластину и нагреем в пламени горелки. 	Наблюдали: Полиэтилен Полистирол..... Поливинилхлорид..... Полиметилметакрилат..... Фенолформальдегидная смола.....		
Опыт №2 Исследование способности пластмассы и волокон к горению			
 Внесем исследуемые образцы в пламя горелки.	Полиэтилен Полистирол..... Поливинилхлорид..... Полиметилметакрилат..... Фенолформальдегидная смола..... Шерсть Хлопок Капрон		

Контрольные вопросы

1. Дайте определения понятиям: волокна, пластмассы, каучуки.
2. Составьте схемы кластеры по классификации волокон, пластмасс, каучуков.
3. Покажите образование водородной связи (причина гигроскопичности волокна) между молекулой природного полимера целлюлозы и воды.
3. Покажите, как образуется триацетилцеллюлоза реакцией этерификации с уксусной кислотой. Почему не образуются водородные связи с молекулами воды?
 $[C_6H_7O_2(OH)_3]_n + 3CH_3COOH \rightarrow$
4. Напишите уравнение получения волокна нитрона (из него изготавливают синтетические шубки) реакцией полимеризации, если мономером является вещество с формулой $CH_2 = CH_2$
5. Где мы встречаемся с полимерами в повседневной жизни?
6. Почему полимеры вытесняют традиционные материалы?
7. Что же делать, чтобы полимеры не загрязняли природу?
8. Откуда берется такое богатство?

Порядок выполнения отчёта по лабораторной работе

1. В тетради для лабораторных работ напишите номер, название и учебную цель занятия.
2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторной работе.
3. Заполните таблицу, предложенную в руководстве, результатами наблюдений, реакциями и выводами
4. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторной работы и реализованы ли образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения.
5. Подготовьтесь к защите работы.

Литература:

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2013.
2. Ерохин Ю.М. Химия: учеб. для студ. учреждений сред. проф. образования / Ю.М. Ерохин. – М.: Академия, 2011. с. 170-360

15. Лабораторная работа

Тема 2.6. «Дисперсные системы».

Тема: «Получение суспензии серы и канифоли. Получение эмульсии растительного масла и бензола. Получение золя крахмала. Получение золя серы из тиосульфата натрия».

Учебная цель:

1. Ознакомиться со свойствами дисперсных систем.
2. Научиться: готовить суспензию и эмульсии; решать задачи на определение массовой доли компонентов смеси и примесей

Учебные задачи:

1. Научиться проводить химический эксперимент по получению дисперсных систем
2. Уметь описывать характеристики представителей дисперсных систем

Образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения:

Студент должен

иметь практический опыт: получения эмульсий, суспензий, гелей, золь.

знать: характеристики эмульсий, суспензий, гелей, золь

уметь: применять знания теории на практике;

владеть: навыками работы с лабораторным оборудованием

Задачи лабораторной работы:

1. Повторить теоретический материал по теме лабораторной работы.
2. Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.

3. Определить последовательность химического эксперимента
4. Приобрести навыки работы с лабораторным оборудованием
5. Оформить отчет.

Оснащение занятия

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий и лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».
2. Тетрадь для лабораторных работ в клетку.
3. Ручка.
4. Простой карандаш.
5. Линейка.
6. Оборудование и реактивы: ступка с пестиком, ложка-шпатель, стакан, стеклянная палочка, фонарик, пробирка; вода, масло. ПАВ, молоко, канифоль, сера, бензол, крахмал, тиосульфат натрия.

Время выполнения 2 часа.

Краткие теоретические материалы по теме лабораторной работы

Чистые вещества в природе встречаются очень редко, чаще всего встречаются смеси. Смеси разных веществ в различных агрегатных состояниях могут образовывать гомогенные (растворы) и гетерогенные (дисперсные) системы.

Дисперсными называют гетерогенные системы, в которых одно вещество - **дисперсная фаза** (их может быть несколько) в виде очень мелких частиц равномерно распределено в объеме другого - **дисперсионной среде**.

Среда и фазы находятся в разных агрегатных состояниях – твердом, жидком и газообразном.

По величине частиц веществ, составляющих дисперсную фазу, дисперсные системы делятся 2 группы:

Грубодисперсные (взвеси) с размерами частиц более 100 нм. Это непрозрачные системы, в которых фаза и среда легко разделяются отстаиванием или фильтрованием. Это- эмульсии, суспензии, аэрозоли.

Тонкодисперсные - с размерами частиц от 100 до 1 нм. Фаза и среда в таких системах отстаиванием разделяются с трудом. Это: золи (коллоидные растворы- "клееподобные") и гели (студни).

Коллоидные системы прозрачны и внешне похожи на истинные растворы, но отличаются от последних по образующейся "светящейся дорожке" – конусу при пропускании через них луча света. Это явление называют **эффектом Тиндаля**.

При определенных условиях в коллоидном растворе может начаться процесс коагуляции.

Коагуляция – явление слипания коллоидных частиц и выпадения их в осадок.

При этом коллоидный раствор превращается в суспензию или гель.

Гели или студни представляют собой студенистые осадки, образующиеся при коагуляции зольей. Со временем структура гелей нарушается (отслаивается) – из них выделяется вода. Это явление **синерезиса**

Различают 8 типов дисперсных систем.(д/с + д/ф)

Г+Ж→аэрозоль (туман, облака, карбюраторная смесь бензина с воздухом в ДВС

Г+ТВ→аэрозоль(дым, смог, пыль в воздухе)

Ж+Г→пена (газированные напитки, взбитые сливки)

Ж+Ж→эмульсия (молоко, майонез, плазма крови, лимфа, цитоплазма)

Ж+ТВ→золь, суспензия (речной и морской ил, строительные растворы, пасты)

ТВ+Г→твердая пена(керамика, пенопласт, поролон, полиуретан, пористый шоколад)

ТВ+Ж→гель(желе, желатин, косметические и медицинские мази, помада)

ТВ+ТВ→твердый золь (горные породы, цветные стекла)

Суспензия *иначе* взвесь (англ. suspension) — дисперсная система, в которой твердые частицы дисперсной фазы находятся во взвешенном состоянии в жидкой дисперсионной среде.

Суспензии подразделяют на грубодисперсные (размер частиц — от 1 мкм до долей миллиметра) и мелкодисперсные (от 100 до 1000 нм). Первые неустойчивы и склонны к коагуляции. Суспензии, в которых частицы двигаются свободно, называют золями; если же частицы дисперсной фазы связаны в пространственную структуру, суспензию называют гелем. Суспензии получают методом диспергирования (измельчение твердых тел в жидкости) или конденсации (выделение твердой фазы из пересыщенных растворов). Суспензии имеют ряд общих свойств с порошками, они подобны по дисперсности. Если порошок поместить в жидкость и перемешать, то получится суспензия, а при высушивании суспензия снова превращается в порошок. Поэтому способы получения суспензий и порошков одинаковы, лишь при получении суспензий появляется дополнительная технологическая стадия — смешивание порошка с дисперсионной средой. Концентрированные суспензии (пасты) могут быть получены как в результате оседания более разбавленных суспензий, так и непосредственно растиранием порошков или массивных твердых тел с жидкостями.

Коагуляция *иначе* агрегация; флокуляция (англ. coagulation) — слипание коллоидных частиц друг с другом и образование из них более сложных агрегатов.

Коагуляция представляет собой процесс укрупнения частиц, а седиментация является конечным результатом этого процесса, однако термин «коагуляция» часто используют для обозначения данного явления в целом.

Золь *иначе* лиозоль; аэрозоль; коллоидный раствор (англ. sol) — высокодисперсная коллоидная система (коллоидный раствор) с жидкой (лиозоль) или газообразной (аэрозоль) дисперсионной средой, в объеме которой распределена другая (дисперсная) фаза в виде мелких твердых частиц, капелек жидкости или пузырьков газа.

Примером аэрозоля на основе жидкости является туман — взвесь капель воды в воздухе; находящийся в воздухе дым или пыль — пример твердотельного аэрозоля.

Гель (англ. gel) — (от лат. *gelo* - застываю или *gelatus* - замороженный, неподвижный): Гель представляет собой студенистое тело, способное сохранять форму и обладающее упругостью и эластичностью. Примеры веществ, образующих гели: аморфный (гелеобразный) гидроксид алюминия переменного состава $Al_2O_3 \cdot nH_2O$, гидрогели кремниевых кислот ($nSiO_2 \cdot mH_2O$). При их высушивании получают, соответственно, алюмогель и силикагель — пористые вещества, используемые в качестве сорбентов и носителей для катализаторов.

Эмульсия (новолат. emulsio, от лат. emulgeo — дою, выдаиваю) — дисперсная система, состоящая из микроскопических капель жидкости (дисперсной фазы), распределенных в другой жидкости (дисперсионной среде).

Эмульсии могут быть образованы двумя любыми несмешивающимися жидкостями; в большинстве случаев одной из фаз эмульсий является вода, а другой - вещество, состоящее из слабополярных молекул (жидкие углеводороды, жиры). Например, молоко — одна из первых изученных эмульсий: в нём капли молочного жира распределены в водной среде.

Эмульсии относятся обычно к грубодисперсным системам, поскольку капельки дисперсной фазы имеют размеры от 1 до 50 мкм. Эмульсии низкой концентрации — неструктурированные жидкости. Высококонтрированные эмульсии — структурированные системы.

Тип эмульсии зависит от состава и соотношения ее жидких фаз, от количества и химической природы эмульгатора, от способа эмульгирования и некоторых других факторов.

Прямые, с каплями неполярной жидкости в полярной среде (типа «масло в воде») Для эмульсий типа м/в хорошими эмульгаторами могут служить растворимые в воде мыла (натриевые и калиевые соли жирных кислот).

Обратные, или инвертные (типа «вода в масле»). Для эмульсии типа в/м хорошими эмульгаторами могут быть нерастворимые в воде мыла (кальциевые, магниевые и

алюминиевые соли жирных кислот).

Эмульсии широко используют в различных отраслях промышленности:

- Пищевая промышленность (сливочное масло, маргарин);
- Мыловарение;
- Переработка натурального каучука;
- Строительная промышленность (битумные материалы, пропиточные композиции);
- Автомобильная промышленность (получение смазочно-охлаждающих жидкостей);
- Сельское хозяйство (пестицидные препараты);
- Медицина (производство лекарственных и косметических средств);
- Живопись.

В водной среде молока эмульгированы мелкие капельки жира. Они постепенно поднимаются на поверхность, поскольку их плотность меньше, чем плотности воды. В молоке за несколько часов образуется слой сливок.

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторной работе

1. Назовите частицы, содержащиеся в водном растворе карбоната натрия, из какого числа компонентов состоит эта система?
2. Назовите составные части дисперсной системы и их отличия друг от друга.
3. Назовите основной признак, отличающий коллоидные системы от других видов дисперсных систем.
4. Поясните, чем гели отличаются от зелей; приведите по одному примеру таких коллоидных систем.
5. Что такое коагуляция, назовите её виды, приведите по одному примеру различных видов коагуляции.

Инструкция по выполнению лабораторной работы

1. Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.

Ход работы	Рисунки, реакции, наблюдения.	Выводы
Опыт №1 Приготовление суспензии карбоната кальция в воде и изучение ее свойств.		
В стеклянную пробирку влить 4-5мл воды и всыпать 1-2 ложечки карбоната кальция. Пробирку закрыть резиновой пробкой и встряхнуть пробирку несколько раз	Наблюдали: Внешний вид и видимость частиц: Способность осаждаться и способность к коагуляции	
Опыт №2 Приготовление эмульсии масла в воде и изучение ее свойств		
В стеклянную пробирку влить 4-5мл воды и 1-2 мл масла, закрыть резиновой пробкой и встряхнуть пробирку несколько раз. Изучить свойства эмульсии. Добавить 2-3 капли глицерина. Что произошло после его добавления?	Наблюдали: Внешний вид и видимость частиц: Способность осаждаться и способность к коагуляции Внешний вид после добавления глицерина..... .	

Опыт №3 Приготовление коллоидного раствора и изучение его свойств		
<p>В стеклянный стакан с горячей водой внести 1-2 ложечки муки(или желатина), тщательно перемешать. Пропустить через раствор луч света фонарика на фоне темной бумаги</p>	<p>Внешний вид и видимость частиц: Способность осаждаться и способность к коагуляции Наблюдается ли эффект Тиндаля </p>	

Опыт №4. Получение эмульсии растительного масла и бензола		
<p>В стеклянную пробирку влить 4-5мл воды и всыпать 1-2 ложечки карбоната кальция. Пробирку закрыть резиновой пробкой и встряхнуть пробирку несколько раз</p>	<p>Наблюдали: Внешний вид и видимость частиц: Способность осаждаться и способность к коагуляции </p>	
Опыт №5. Получение золя крахмала		
<p>В стеклянную пробирку влить 4-5мл воды и 1-2 мл масла, закрыть резиновой пробкой и встряхнуть пробирку несколько раз. Изучить свойства эмульсии. Добавить 2-3 капли глицерина. Что произошло после его добавления</p>	<p>Наблюдали: Внешний вид и видимость частиц: Способность осаждаться и способность к коагуляции </p>	
Опыт №6. Получение золя серы из тиосульфата натрия		
<p>В стеклянный стакан с горячей водой внести 1-2 ложечки муки(или желатина), тщательно перемешать</p>	<p>Наблюдали: Внешний вид и видимость частиц: Способность осаждаться и способность к коагуляции </p>	

Контрольные вопросы



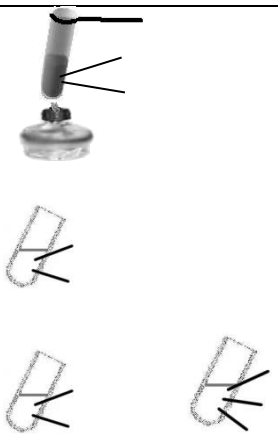
1. Какую массу вещества оксида кальция можно получить при термическом разложении 600г известняка, содержащего 10% примесей?
2. При взаимодействии 10.8 г безводного карбоната натрия с избытком азотной кислоты получили 2.24 л (н.у.) оксида углерода (IV). Вычислите содержание примесей в карбонате натрия.
3. Назовите основные признаки истинного раствора.
4. Поясните, чем растворитель отличается от растворённого вещества.
5. Чем насыщенный раствор отличается от: а) разбавленного; б) концентрированного;
6. в) пересыщенного; г) ненасыщенного.
7. Поясните, чем лиофильные эмульсии отличаются от лиофобных; приведите по одному примеру таких систем.
8. Какова роль эмульсий в сельском хозяйстве?

Отчет по лабораторной работе


Тема: «Дисперсные системы»

Цель:

1. практически познакомиться со свойствами различных видов дисперсных систем;
2. провести эксперимент, соблюдая правила техники безопасности.

Название опыта	Рисунок того что делаете	Наблюдения и их объяснения
Приготовление суспензии карбоната кальция в воде.		
Получение эмульсии моторного масла.		
Ознакомление со свойствами и дисперсных систем.		

Название опыта	Рисунок того что делаете	Наблюдения и их объяснения
----------------	--------------------------	----------------------------

Получение эмульсии моторного масла.		
---	---	--

**Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала
к лабораторной работе**

1.
2.
3.
4.

Подготовьтесь к защите работы.

Литература:

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений –М.,2013.
2. Ерохин Ю.М. Химия: учеб. для студ. учреждений сред. проф. образования / Ю.М. Ерохин.- М.: Академия,2011. с. 170-360

16.Лабораторная работа

Тема 2.7. «Химические реакции».

Тема: «Реакции, идущие с образованием осадка, газа или воды для органических и неорганических кислот».

Учебная цель: отработать навыки составления уравнений реакций в молекулярной и ионной формах.

Учебные задачи:

1.Закрепить знания по теме "Реакции ионного обмена";

2.Исследовать необратимые реакции;

Образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения:

Студент должен

иметь практический опыт: составления уравнений химических реакций в молекулярной и ионной формах;

уметь: работать в лаборатории с соблюдением правил ТБ;

знать: условия необратимости реакций ионного обмена;

владеть: практическими навыками проведения реакций ионного обмена.

Задачи лабораторной работы:

Повторить теоретический материал по теме лабораторной работы.

Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.

Провести реакции ионного обмена.

Оформить отчет.

Обеспеченность занятия (средства обучения):

Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий и лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».

Таблица «Растворимость кислот, солей и оснований в воде».

Тетрадь для практических занятий и лабораторных работ в клетку.

Ручка.

Простой карандаш.

Линейка.

Растворы: кислот - соляной, серной; гидроксида натрия, индикаторов - фенолфталеина, метилоранжа, синего лакмуса; солей - карбонат натрия, нитрат бария, сульфат алюминия, сульфат меди (II), хлорид аммония, хлорид кальция; дистиллированная вода; кювета для капельного анализа, пипетка, стеклянная палочка, универсальная индикаторная бумага.

Время выполнения 2 часа.

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторной работы

Распад электролитов на ионы при растворении в воде или расплавлении называется электролитической диссоциацией. Электролиты – вещества, проводящие электрический ток в растворенном или расплавленном состоянии. К электролитам относятся вещества с ионной связью: соли, основания и полярные молекулы кислот.

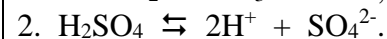
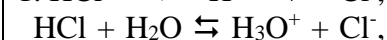
Вещества, которые в растворенном или расплавленном состоянии не проводят электрического тока, называются не электролитами.

Классификация электролитов

Степень электролитической диссоциации	Сила электролита		Примеры
$\alpha > 30\%$	сильные	кислоты	H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , HBr , HI
		основания	$Me(OH)_n$ Р., М. в воде
		соли	Р. в воде
$3\% < \alpha < 30\%$	средние	кислоты	HF , H_2SO_3 ,

Электролитическая диссоциация:

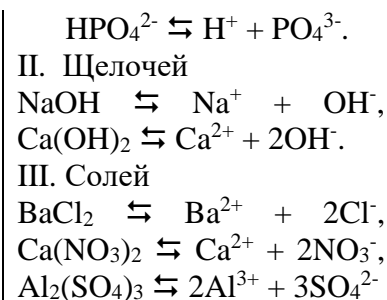
I. Кислот



3. Ступенчатая диссоциация кислот:



			H_3PO_4
		основания	$Fe(OH)_3$
$\alpha < 30\%$	слабые	кислоты	$H_2CO_3, H_2SiO_3,$ H_2S, CH_3COOH
		основания	$Me(OH)_n$ Н. в воде и NH_4OH
		соли	М. в воде



Реакции обмена между растворами электролитов идут до конца, если образуется малодиссоциирующее вещество, или вещество, практически нерастворимое, выделяющееся из раствора в виде осадка или газа.

Р И О



Обратимые - реакции между ионами в водных растворах веществ, если все продукты реакции растворимы в воде.
 $KCl + HNO_3 \rightleftharpoons KNO_3 + HCl$

Необратимые - реакции между ионами в водных растворах веществ, если один из продуктов реакции уходит из сферы реакции в виде воды, газа, осадка.



Алгоритм составления реакций ионного обмена (РИО) в молекулярном, полном и кратком ионном виде

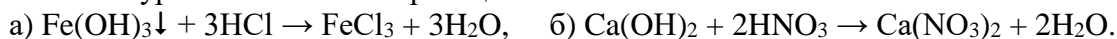
1). Записываем уравнение РИО в молекулярном виде:	Взаимодействие серной кислоты и хлорида бария: $\begin{matrix} \text{II} & \text{II} & & \text{I} & \text{I} \\ H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4 + 2HCl \end{matrix}$
2). Используя ТР указываем растворимость веществ в воде: - Если продукт является М или Н – оно выпадает в осадок, справа от химической формулы ставим знак ↓; - Если продукт является газом, справа от химической формулы ставим знак ↑.	$\begin{matrix} \text{P} & & \text{H} & & \text{P} \\ H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4 \downarrow + 2HCl \end{matrix}$ Молекулярный вид
3). Записываем уравнение РИО в полном ионном виде.	$\underline{2H^+} + \underline{SO_4^{2-}} + \underline{Ba^{2+}} + \underline{2Cl^-} = BaSO_4 \downarrow + \underline{2H^+} + \underline{2Cl^-}$ Полный ионный вид
4). Записываем уравнение реакции в кратком ионном виде. Сокращаем одинаковые ионы, вычёркивая их из уравнения реакции.	$SO_4^{2-} + Ba^{2+} = BaSO_4 \downarrow$ Краткий ионный вид Вывод – данная реакция необратима, т.е. идёт до конца, т.к. образовался осадок $BaSO_4 \downarrow$

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторной работе

Как называются реакции между кислотой и основанием? Почему?

Составить молекулярные уравнения для реакций, если краткие ионные уравнения имеют вид: а) $Ca^{2+} + CO_3^{2-} \rightarrow CaCO_3 \downarrow$, б) $2H^+ + SO_3^{2-} \rightarrow H_2O + SO_2 \uparrow$.

Для уравнений реакций составьте ионные уравнения:



Задания для лабораторной работы:

Задание № 1. Проведите реакции ионного обмена.

Задание № 2. Составьте соответствующие уравнения химических реакций в молекулярном и ионном видах.

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторной работе:

1. Что такое электролиты?
2. Чем определяется сила электролита?
3. Какие кислоты и основания относятся к сильным электролитам?
4. Каковы признаки протекания РИО до конца?
5. Что показывает сокращенное ионное уравнение реакции?

Инструкция по выполнению лабораторной работы

Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.

Опыт 1. В две пробирки прилейте по 1—2 мл раствора гидроксида натрия. Добавьте в каждую 2—3 капли раствора фенолфталеина. Что наблюдаете? Затем прилейте в первую пробирку раствор азотной кислоты, а во вторую — раствор уксусной кислоты до исчезновения окраски.

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 2. В две пробирки прилейте по 2 мл раствора карбоната натрия, а затем добавьте: в первую — 1—2 мл раствора соляной кислоты, а в другую — 1—2 мл раствора уксусной кислоты. Что наблюдаете?

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 3. К 1—2 мл соляной кислоты в пробирке добавьте несколько капель раствора нитрата серебра. Что наблюдаете?

Напишите уравнение реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 4. В две пробирки прилейте по 1 мл раствора медного купороса, а затем добавьте в каждую столько же раствора гидроксида натрия. Что наблюдаете?

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 5. К 1 мл раствора серной кислоты в пробирке добавьте 5—10 капель раствора хлорида бария. Что наблюдаете?

Напишите уравнение реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 6. Образование малорастворимых веществ.

В пробирку добавьте по одной капле следующих растворов: № 1 - сульфата меди (II), № 2 - хлорида кальция, № 3 - сульфата алюминия.

Добавьте к ним растворы: в первую - гидроксид натрия, во вторую - карбонат натрия, к третьей - нитрат бария.

В таблицу запишите наблюдения (цвет и характер осадка). Составьте уравнения происходящих реакций в молекулярном и ионном видах. Назовите полученные вещества.

Опыт 7. Реакции с образованием газов.

В 4 пробирку добавьте 1 каплю раствора карбоната натрия, в 5-ю — 1 каплю раствора хлорида аммония (NH_4Cl).

Добавьте к ним растворы: в 4-ю - 1 каплю серной кислоты, в 5-ю - 1 каплю раствора щелочи. В таблицу запишите наблюдения (цвет и запах газов). Составьте уравнения происходящих реакций в молекулярном и ионном видах. Назовите полученные вещества.

Опыт 8. Реакции, идущие с образованием малодиссоциирующих веществ.

В 6-ю пробирку добавьте 1 каплю раствора гидроксида натрия и добавьте индикатор - фенолфталеин.

В таблицу запишите наблюдения. Объясните причину изменения окраски индикатора.

Добавьте по каплям в 6-ю пробирку раствор соляной кислоты до обесцвечивания. Объясните причину обесцвечивания.

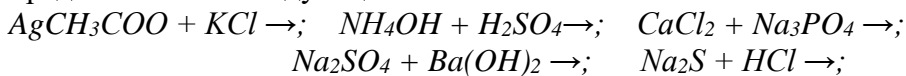
В 7-ю пробирку добавьте 1 каплю раствора сульфата меди и немного гидроксида натрия. Запишите наблюдения.

Прилейте в 7-ю пробирку кислоты до растворения осадка. Запишите наблюдения.

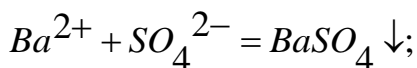
Поясните, почему в 6-ой пробирке произошло обесцвечивание, а в 7-ой - растворение осадка. Составьте уравнения происходящих реакций в молекулярном и ионном видах. Назовите полученные вещества.

Контрольные вопросы

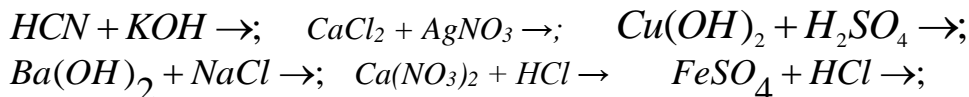
1. Напишите в полной и сокращенной ионно-молекулярных формах уравнения реакций, представленных следующими схемами:



2. Составьте уравнения реакций в молекулярной форме, которые будут соответствовать следующим уравнениям в сокращенной ионно-молекулярной форме:



3. Какие из приведенных ниже реакций протекают практически до конца? Запишите уравнения в полной и сокращенной ионно-молекулярной формах. Укажите причину, определяющую практическую необратимость каждой реакции.



Образец отчёта по лабораторной работе

Учебная цель: отработать навыки составления уравнений реакций в молекулярной и ионной формах.

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторной работе

- 1.....
- 2.....
- 3.....

Название опыта	Уравнение реакции ионного обмена	Качественный признак реакции

Вывод: Выполнив задания лабораторной работы я (см. учебные задачи и образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения)

Подготовьтесь к защите работы.

Литература:

- 1.Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений –М.,2013.
- 2.Ерохин Ю.М. Химия: учеб. для студ. учреждений сред. проф. образования / Ю.М. Ерохин.- М.: Академия,2011. с. 170-

17.Лабораторная работа

Тема 2.7. «Химические реакции».

Тема: «Решение окислительно – восстановительных реакций методом электронного баланса».

Учебная цель:

- 1.Усвоить сущность окислительно-восстановительных реакций;
- 2.Овладеть методикой составления уравнений этих реакций;

Образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения:

Студент должен

иметь практический опыт: составления ОВР уравнений реакций методом электронного баланса;

уметь: работать в лаборатории с соблюдением правил ТБ;

знать: важнейшие окислители и восстановители; приёмы определения окислителей и восстановителей;

владеть: навыками экспериментальной работы при работе в кабинете химии.

Задачи лабораторной работы:

- 1.Повторить теоретический материал по теме практической работы.
- 2.Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.
- 3.Провести опыты, заявленные в руководстве к работе.
- 4.Оформить отчет.

Обеспеченность занятия (средства обучения):

- 1.Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий и лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».
- 2.Тетрадь для практических работ в клетку.
- 3.Ручка.
- 4.Простой карандаш.
- 5.Линейка.
- 6.Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, мет. железо, цинк, соляная кислота, серная кислота, вода, р-р сульфата меди, бромная вода, р-р сульфида натрия, р-р перманганата натрия, р-р гидроксида натрия, порошок сульфита натрия, стеклянная палочка, шпатель, нитрит натрия, р-р аммиака, р-р дихромата калия, пероксид водорода, иодид калия, сульфид свинца, дихромат аммония, щавелевая кислота, формальдегид, р-р нитрата серебра, спиртовка.

Время выполнения 2 часа.

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме работы .

Окислительно-восстановительными называются реакции, сопровождающиеся изменением степени окисления элементов.

Степень окисления равняется условному заряду атома элемента, определенному исходя из предположения, что молекула состоит только из ионов.

При определении степени окисления атомов в соединениях следует знать:

1. Степень окисления кислорода равняется -2 . Исключение составляют пероксиды и надпероксиды. Например, в соединениях Na_2O_2, KO_2, KO_3 степень окисления кислорода составляет соответственно $-1, -1/2$ и $-1/3$, а во фториде кислорода OF_2 степень окисления равна $+2$.
2. Водород имеет степень окисления равную $+1$, во всех соединениях, кроме гидридов, которые он образует со щелочными и щелочноземельными металлами. В гидридах степень окисления водорода равна -1 .
3. Степень окисления атомов входящих в состав молекул простых веществ (Cl_2, C_2, H_2, N_2), равна нулю, так как ни частичный, ни полный переход электронов одного атома к какому же другому невозможен.
4. Степень окисления атома в соединении может быть определена, если известны степени окисления атомов других элементов, входящих в соединение, исходя из того, что алгебраическая сумма степеней окисления, всех атомов составляющих молекулу, равна нулю. В

случае иона алгебраическая сумма степеней окисления составляющих это ион атомов, равняется заряду иона.

Например, необходимо определить степени окисления серы и азота в H_2SO_4, NO_3^- .

Для определения степени окисления серы составим уравнение:

$$(+1) \cdot 2 + x + (-2) \cdot 4 = 0, \quad x = 6;$$

Для определения степени окисления азота составим уравнение:

$$y + (-2) \cdot 3 = -1, \quad y = +5.$$

Не следует отождествлять степень окисления с валентностью элемента, даже если их абсолютные значения совпадают. Валентность атома определяется числом химических связей, и не имеет знака.

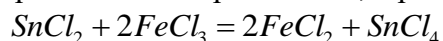
Например, во всех соединениях $CH_4, CH_3OH, HCOH, CO_2$ валентность углерода равна 4, а степень окисления составляет соответственно $-4, -2, 0, +4$.

Принято считать, что изменение степеней окисления атомов в результате окислительно-восстановительной реакции связано с переходом электронов от одного атома к другому.

Процесс отдачи электронов называется **окислением**. Вещество, атомы которого отдают электроны, называются **восстановителем**. Восстановитель в результате реакции окисляется, степень окисления его повышается соответственно числу отданных электронов.

Процесс присоединения электронов называется **восстановлением**.

Вещество, атомы которого принимают электроны, называется **окислителем**. Окислитель в результате реакции восстанавливается, степень окисления его понижается соответственно числу принятых электронов. Так, в реакции

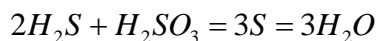


восстановителем является хлорид олова (II). Степень окисления иона олова увеличивается от +2 до +4. Степень окисления иона железа в ходе реакции понижается от +3 до +2. Хлорид железа (III) является окислителем. Каждая окислительно-восстановительная реакция представляет собой единство двух противоположных одновременно протекающих процессов: окисления и восстановления.

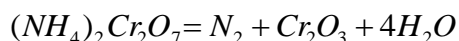
Типы окислительно-восстановительных реакций

Окислительно-восстановительные реакции могут происходить между различными веществами, между частицами, входящими в состав одного и того же вещества и, наконец, между частицами одного и того же вещества. В зависимости от этого окислительно-восстановительные реакции подразделяют на следующие типы:

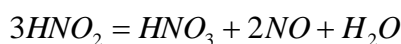
Межмолекулярные реакции – это окислительно-восстановительные реакции, в которых элементы, проявляющие окислительные и восстановительные свойства, находятся в разных молекулах. Например,



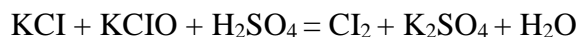
Внутримолекулярные реакции – это окислительно-восстановительные реакции, в которых элементы, проявляющие окислительные и восстановительные свойства, находятся в одной и той же молекуле:



Реакции диспропорционирования (самоокисления-самовосстановления) – это окислительно-восстановительные реакции, в которых атом вещества, находясь в одной единственной степени окисления, в ходе процесса приобретает различные степени окисления (один и тот же элемент в веществе выполняет и окислительную и восстановительную функцию):



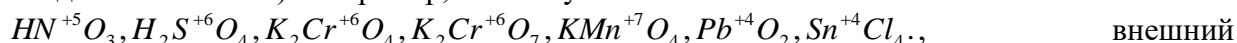
Реакции копропорционирования (репропорционирования) – процесс, обратный диспропорционированию: элемент, находясь в различных степенях окисления в результате окислительно-восстановительного процесса приобретает одну и ту же степень окисления:



Только окислительными свойствами обладают:

– F_2 (самый электроотрицательный элемент)

– вещества, в которых атомы элементов находятся в высшей степени окисления (высшая степень окисления, как правило, равняется номеру группы периодической системы, к которой относится данный элемент). Например, в молекулах



электронный слой атомов в высшей степени окисления имеет конфигурацию ns^0np^0 , т.е. полностью лишен электронов. Поэтому атомы этих элементов не могут отдавать, а могут только принимать электроны. В случае d-элементов удаляется также определенное число (n-1) d-электронов.

Вещества с окислительными и восстановительными свойствами. Двойственными окислительными и восстановительными свойствами обладает вещество, содержащие атомы в промежуточной степени окисления, которую они могут повышать, окисляясь и проявляя при этом восстановительные свойства, а также понижать, восстанавливаясь и проявляя окислительные свойства. Это все неметаллы, кроме F_2 а также сложные вещества:



Методы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций

Правильно составленное уравнение реакции является выражением закона сохранения массы вещества. Поэтому число одних и тех же атомов в исходных веществах и продуктах реакции должно быть одинаково, так же как и суммы зарядов исходных веществ и продуктов реакций.

Для определения коэффициентов в уравнении окислительно-восстановительного процесса применяют два метода:

– метод электронного баланса

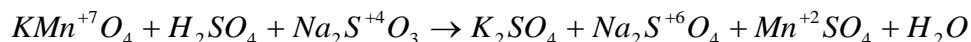
– ионно-электронный метод или метод полуреакций.

Метод электронного баланса основан на определении общего количества электронов, перемещающихся от восстановителя к окислителю. Он позволяет на формальной основе устанавливать стехиометрические отношения в процессе окисления-восстановления в любых гомогенных и гетерогенных системах. Например, для расстановки коэффициентов в уравнении

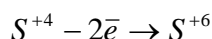
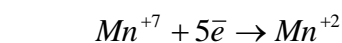


необходимо:

1. Определить, какие вещества в процессе реакции изменяют свои степени окисления

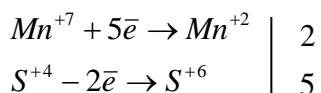


2. Определить окислитель и восстановитель, составить схему процессов восстановления и окисления.

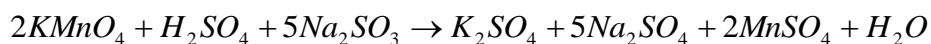


3. Исходя из положения, что количество отданных электронов \bar{e} должно быть равно количеству присоединяемых, найти наименьшее общее кратное и определить дополнительные

множители для окислителя и восстановителя.



4. Эти дополнительные множители расставить в уравнении реакции как основные коэффициенты перед окислителем и продуктом его восстановления и восстановителем и продуктом его окисления:



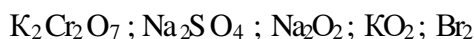
5. Рассмотреть процесс солеобразования и определить количество кислоты, а по водороду – количество воды.



6. По кислороду окончательно проверить правильность расстановки коэффициентов. Количество атомов кислорода в правой и левой частях уравнения должно быть одинаково.

Вопросы для закрепления теоретического материала к работе:

1. Какие реакции называются окислительно-восстановительными (ОВР)?
2. Дайте определение процесса окисления и восстановления. Какой из элементов, участвующих в реакции, называется окислителем, а какой - восстановителем?
3. Дайте определение степени окисления (окислительного числа). Определите степень окисления элементов в соединениях:



4. Что понимается под низшей и высшей степенями окисления? Исходя из степени окисления серы в соединениях H_2S ; SO_2 ; H_2SO_4 ; H_2SO_3 , рассмотрите, какими свойствами обладает сера в окислительно-восстановительных реакциях в высшей, низшей и промежуточной степенях окисления.

Инструкция по выполнению работы

Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.

Опыт 1. Простые вещества и элементарные ионы в качестве окислителей и восстановителей

а) *Взаимодействие металлического железа с ионом водорода*

В пробирку с 5-6 каплями раствора 1н. серной кислоты (или соляной) опустите кусочек чистого железа. Наблюдается выделение водорода.

б) *Взаимодействие металлического цинка с ионом меди Cu^{+2}*

Кусочек металлического цинка опустите в 0,5н. раствор сульфата меди (5-6 капель). На поверхности цинка осаждается медь, раствор обесцвечивается.

в) *Взаимодействие брома с ионом S^{-2}*

К 3-4 каплям бромовой воды добавьте несколько капель 0,5н. раствора сульфида натрия. Раствор обесцвечивается.

Опыт 2. Влияние pH среды на характер восстановления перманганата калия

В три пробирки внесите по 3-4 капли 0,5н. раствора перманганата калия. В одну пробирку добавьте 2-3 капли 2н. раствора серной кислоты, во вторую – 2-3 капли воды, в третью – 4-5 капель концентрированного раствора гидроксида натрия. Во все три пробирки внесите по микрошпателью кристаллов сульфита натрия и перемешайте раствор до полного растворения кристаллов. В первой пробирке наблюдается обесцвечивание раствора, во второй –

выпадает коричневый осадок, раствор обесцвечивается, в третьей – раствор приобретает изумрудно-зеленую окраску.

Для опыта в качестве восстановителя можно использовать кристаллический нитрит натрия.

Опыт 3. Восстановительные свойства атомов р-элементов в отрицательной степени окисления. Восстановительные свойства ионов S^{-2} и аммиака (N^{-3})

В две пробирки внесите по 2-3 капли бромной воды, в первую добавьте 2-3 капли 0,5н. раствора сульфида натрия, во вторую – 25%-раствора аммиака. В обоих случаях наблюдается обесцвечивание раствора, кроме того, в первой пробирке наблюдается помутнение – выпадает осадок сера, во второй пробирке выделяется азот.

Опыт 4. Окислительные свойства атомов элементов в высшей степени окисления

Окисление сульфита натрия (или нитрита калия) дихроматом калия

Внесите в пробирки 3-4 капля 0,5н. раствора дихромата калия, добавьте для создания кислой среды 3-4 капли 1н. соляной кислоты, после чего прибавьте микрошпатель кристаллов сульфата натрия (или нитрита калия). Окраска раствора изменяется от оранжевого до зеленой.

Опыт 5. Окислительные и восстановительные свойства атомов элементов в промежуточной степени окисления

а) Взаимодействие пероксида водорода с перманганатом калия

Внесите в пробирку 3-4 капли 2н. серной кислоты и 3-4 капли 3%-ного раствора пероксида водорода. Затем по каплям добавляйте 0,5н. раствор, перманганата калия.

б) Взаимодействие пероксида водорода с иодидом калия

Внесите в пробирку 5-6 капель раствора иодида калия и 2-3 капли 2н. раствора H_2SO_4 . Затем прибавьте 3-4 капли 3%-ного раствора пероксида водорода. Бесцветный раствор окрашивается в желтый цвет. С помощью крахмального клейстера можно обнаружить свободный йод.

в) Взаимодействие пероксида водорода с сульфидом свинца

В пробирку с 2 каплями 0,5н. раствора нитрата свинца добавьте 2-3 капли раствора 0,5н. сульфида натрия. Образуется черный осадок сульфида свинца. Внесите в пробирку 3-5 капель 3%-ного раствора пероксида водорода, цвет осадка меняется на белый.

г) Взаимодействие пероксида водорода с диоксидом свинца

В пробирку с 3-4 каплями 3%-ного раствора пероксида водорода и 2-3 каплями 2н. серной кислоты внесите несколько капель (кристалликов) диоксида свинца. Диоксид свинца растворяется, бурно выделяется кислород, образуется белый осадок сульфата свинца (II).

Опыт 6. Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции

Разложение дихромата аммония

Поместите в пробирку 4-5 микрошпателей кристаллического дихромата аммония. Пробирку наклонно закрепите в штативе и нагрейте с помощью спиртовки до начала реакции, затем горелку уберите. Начавшаяся реакция протекает бурно, сопровождаясь образованием азота, воды и оксида хрома(III).

Опыт 7. Реакция диспропорционирования брома

Внесите в пробирку 5-7 капель бромной воды и добавьте к ней по каплям 2н. раствор щёлочи до обесцвечивания раствора вследствие образования солей бромоводородной и бромноватистой ($HBrO$) кислот.

Опыт 8. Органические вещества в качестве восстановителей

а) Восстановление перманганата калия щавелевой кислотой

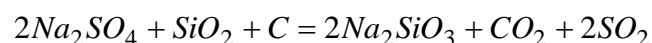
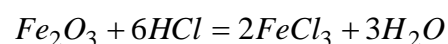
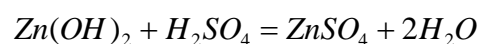
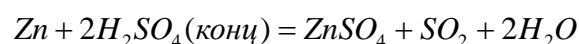
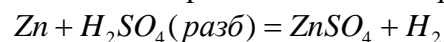
Внесите в пробирку по 5-6 капель 0,5н. раствора щавелевой кислоты ($H_2C_2O_4$, $HOOC-COOH$) и 2н. раствора соляной кислоты. Подогрейте раствор до 70-80°C, опустив пробирку на 4-5 минуты в стакан с горячей водой. В подогретый раствор добавьте несколько капель 0,5н. раствора перманганата калия, встряхивая пробирку после каждой капли. Наблюдается обесцвечивание раствора, щавелевая кислота окисляется до диоксида углерода.

б) Восстановление аммиачного раствора нитрата серебра формальдегидом (реакция серебряного зеркала)

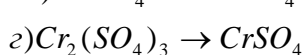
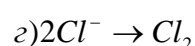
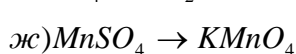
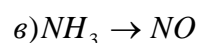
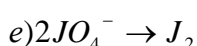
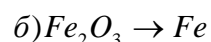
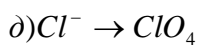
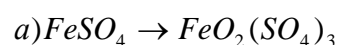
Нагрейте в маленьком: стакане 25-50 мл воды до кипения. В чистую пробирку внесите 4-5 капель 0,1н. раствора нитрата серебра, прибавьте по каплям 2н. раствор аммиака, встряхивая, пробирку после прибавления каждой капли, до растворения осадка Ag_2O (избытка аммиака избегать). К полученному раствору прилейте такой же объём 10%-ного раствора формальдегида H_2CO перемешайте раствор и поставьте пробирку в стакан с горячей водой. Через 2-3 мин. на внутренних стенках пробирки осаждается серебро в виде серебряного зеркала. Формальдегид окисляется до муравьиной кислоты.

Контрольные вопросы

1. Какие из приведенных ниже реакций являются окислительно-восстановительными?



2. Окисление или восстановление происходит при переходах:



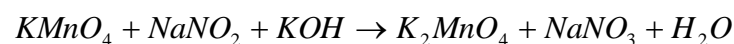
3. Заполните приведенную ниже таблицу, используя следующие вещества:

$KMnO_4, MnO_2, V_2O_5, KI, PbO_2, NH_3, HNO_2, Na_2S, Na_2SO_3,$

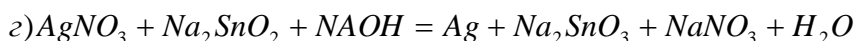
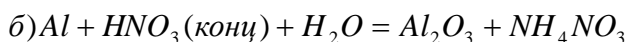
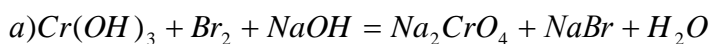
$HNO_3, K_2Cr_2O_7, PH_3, HClO_4, HClO_3, NaBr, Fe, TiO_2, S, Cl_2, Cu.$

Вещества, обладающие		
только окислительными свойствами	только восстановительными свойствами	двойственными окислительно-восстановительными свойствами

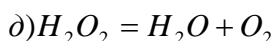
4. Подберите коэффициенты и вычислите эквивалентную массу перманганата калия и нитрита натрия в следующих реакциях:



5. Подберите коэффициенты в уравнениях следующих межмолекулярных окислительно-восстановительных реакций:



6. Подберите коэффициенты в следующих уравнениях реакций диспропорционирования:



Отчет по лабораторной работе

Учебная цель: отработать навыки составления уравнений окислительных – восстановительных реакций, решения из методом электронного баланса.

Ответы на контрольные вопросы теоретического материала к лабораторной работе

- 1.....
- 2.....
- 3.....
- 4.....
- 5.....
- 6.....

Заполните таблицу результатами опытов

Название опыта	Уравнение реакции	Качественный признак реакции

В колонке 2 (уравнения реакций) покажите решение уравнения методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления, тип реакции по классификации ОВР.

Вывод: Выполнив задания работы я(см. учебные задачи и образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения)

Подготовьтесь к защите работы.

Литература:

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2013.

2. Ерохин Ю.М. Химия: учеб. для студ. учреждений сред. проф. образования / Ю.М. Ерохин. - М.: Академия, 2011. с. 170-360

18. Лабораторная работа

Тема 2. 8. «Растворы»

Тема:

«Решение задач по теме: «Гидролиз»

Учебная цель: отработать навыки составления уравнений химических реакций в молекулярном и ионном видах

Учебные задачи:

1. Исследовать растворы различных солей на протекание реакций гидролиза.
2. Познакомиться экспериментально с химическими свойствами солей.

3. Провести химические реакции, которые характерны для солей.
4. Научиться определять реакцию среды растворов солей различных типов.

Образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения:

Студент должен

иметь практический опыт: составления уравнений реакций гидролиза и уравнений химических реакций в молекулярном и ионном видах;

уметь: работать в лаборатории с соблюдением правил ТБ;

знать: химические свойства и способы получения солей;

владеть: навыками экспериментальной работы при работе в кабинете химии.

Задачи лабораторной работы:

1. Повторить теоретический материал по теме лабораторной работы.
2. Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.
3. Провести эксперимент, соблюдая правила техники безопасности.
4. Оформить отчет.

Оснащение занятия

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий и лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».
2. Таблица «Растворимость кислот, солей и оснований в воде».
3. Тетрадь для практических занятий и лабораторных работ в клетку.
4. Ручка.
5. Простой карандаш.
6. Линейка.
7. Растворы солей: карбонат калия, карбонат натрия, нитрат калия, сульфат алюминия, сульфат железа (III), сульфат меди (II), хлорид железа (III), хлорид натрия, хлорид цинка, гидроксид натрия, железо (гвоздь); штатив с пробирками, предметные стёкла, пипетка, стеклянная палочка.

Время выполнения 2 часа

Краткие теоретические материалы по теме работы

Различают средние, кислые и основные соли. Существуют также двойные соли, образованные разными металлами и одним кислотным остатком $KAl(SO_4)_2$. Средние соли можно рассматривать как продукты полного замещения атомов водорода в кислоте атомами металла или гидроксогрупп основания кислотными остатками: $NaCl$, K_2SO_4 , $AlPO_4$.

Степень электролитической диссоциации	Сила электролита		Примеры
$\alpha > 30\%$	сильные	кислоты	$H_2SO_4, HNO_3, HCl, HBr, HI$
		основания	$Me(OH)_n$ Р., М. в воде
		соли	Р. в воде
$3\% < \alpha < 30\%$	средние	кислоты	HF, H_2SO_3, H_3PO_4
		основания	$Fe(OH)_3$
$\alpha < 3\%$	слабые	кислоты	$H_2S, H_2CO_3, H_2SiO_3, CH_3COOH$
		основания	$Me(OH)_n$ Н. в воде и NH_4OH
		соли	М. в воде

Классификация электролитов

Гидролиз соли - взаимодействие ионов соли с водой, когда образуется слабый электролит.

$[H^+] = [OH^-]$ - среда нейтральная,
 $[H^+] > [OH^-]$ - среда кислая,
 $[OH^-] > [H^+]$ - среда щелочная.

В зависимости от своего состава соли по-разному реагируют с водой, поэтому можно выделить 4 типа гидролиза солей.

<p>1. Соль образована катионом слабого основания и анионом сильной кислоты ($CuCl_2$, NH_4Cl, $Fe_2(SO_4)_3$ гидролиз по катиону) $CuCl_2 \rightleftharpoons Cu^{+2} + 2Cl^-$ $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$ $Cu^{+2} + 2Cl^- + H^+ + OH^- \rightleftharpoons CuOH^+ + H^+ + 2Cl^-$ Выводы: $[H^+] > [OH^-] \Rightarrow pH < 7 \Rightarrow$ среда раствора кислая \Rightarrow окраска индикаторов изменяется</p>	<p>2. Соль образована катионом сильного основания и анионом слабой кислоты. (K_2CO_3, Na_2S — гидролиз по аниону) $K_2CO_3 \rightleftharpoons 2K^+ + CO_3^{-2}$ $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$ $2K^+ + CO_3^{-2} + H^+ + OH^- \rightleftharpoons HCO_3^- + 2K^+ + OH^-$ Выводы: $[H^+] < [OH^-] \Rightarrow pH > 7 \Rightarrow$ среда раствора щелочная \Rightarrow окраска индикаторов изменяется</p>
<p>3. Соль образована катионом слабого основания и анионом слабой кислоты (CH_3COONH_4, $AlCl_3$, $(NH_4)_2CO_3$ — гидролиз по катиону и по аниону) $Fe_2(CO_3)_3 \rightleftharpoons 2Fe^{+3} + 3CO_3^{-2}$ $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$ $2Fe^{+3} + 3CO_3^{-2} + H^+ + OH^- \rightleftharpoons Fe(OH)_3 \downarrow + CO_2 \uparrow + H_2O$ идёт до конца Выводы: Характер среды определяется относительной силой кислоты и основания.</p>	<p>4. Соль образована катионом сильного основания и анионом сильной кислоты. (гидролизу не подвергаются ($NaCl$, K_2SO_4, $Ba(NO_3)_2$). $NaCl \rightleftharpoons Na^+ + Cl^-$ $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$ $Na^+ + Cl^- + H^+ + OH^- \rightleftharpoons Na^+ + Cl^- + H^+ + OH^-$ Выводы: $[H^+] = [OH^-] \Rightarrow pH = 7 \Rightarrow$ среда раствора нейтральная \Rightarrow окраска индикаторов не изменяется</p>

Вопросы для закрепления теоретического материала к практическому занятию:

- С какими из перечисленных веществ взаимодействует хлорид бария: MgO ; $AgNO_3$; SO_3 ; $CuSO_4$; $Ca(OH)_2$; Cu ; Fe ; KOH ?
- При помощи каких реакций можно осуществить следующие превращения:
 $Ba \rightarrow BaCl_2 \rightarrow BaSO_4$?
- Составьте формулы кальциевых солей бромоводородной, угольной и фосфорной кислот.

Инструкция по выполнению работы

Задания для работы:

Задание № 1. Экспериментально исследуйте свойства солей.

Задание № 2. Составьте соответствующие уравнения химических реакций в молекулярном и ионном видах.

Инструкция по выполнению работы

- Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.
- Исследуйте растворы солей.
 – **опыт №1** на полоску универсальной индикаторной бумаги нанесите пипетками по одной капле раствора каждой соли (из списка реактивов). Результаты наблюдений занесите в таблицу №1. (**Примечание: среда раствора в таблице и цвет индикатора должны соответствовать друг другу.**)
- Составьте уравнения реакций гидролиза солей, растворы которых имели, кислую или щелочную среду раствора. С помощью уравнений реакций объясните происходящие реакции.
- **опыт № 2.** Изучения свойств солей. Опыт выполняется капельным методом.
 На предметное стекло нанести отдельно по одной капле хлорида бария и сульфата меди (II)
 Затем добавьте в каплю: № 1. карбонат натрия; № 2. гидроксид натрия
- **опыт № 3** В пробирку поместить гвоздь и добавить 3 капли сульфата меди (II).
- Запишите наблюдаемые явления в таблицу № 2.

Методика анализа результатов, полученных в ходе работы

1. Используя инструкцию по выполнению лабораторной работы, проведите опыты.
2. Следующий опыт следует начинать только после полного разбора предыдущего опыта.

Контрольные вопросы

1. Выполните тестовое задание (варианты распределены)

Вариант 1

Часть А

Выберите правильный вариант ответа

A26. Раствор какого вещества имеет $pH < 7$

- 1) $CuSO_4$
- 2) $NaOH$
- 3) Na_2CO_3
- 4) KCl

Часть В

B5. Установите соответствие между формулой вещества и кислотностью среды его раствора

Формула вещества	Кислотность среды
1) NaI	А) $pH = 7$
2) Li_2S	Б) $pH > 7$
3) $Va(NO_2)_2$	В) $pH < 7$
4) $Ni(NO_3)_2$	

1	2	3	4

Вариант 2

Часть А

Выберите правильный вариант ответа

A26. Нейтральная среда получается при растворении в воде

- 1) сульфата алюминия
- 2) нитрата цинка
- 3) сульфата натрия
- 4) силиката калия

Часть В

B5. Установите соответствие между формулой вещества и цветом лакмуса в ее растворе

Формула вещества	Кислотность среды
1) $NaCl$	А) фиолетовый
2) Li_2SiO_3	Б) синий
3) $Cr(NO_3)_3$	В) красный
4) $(NH_4)_2SO_4$	

1	2	3	4

Вариант 3

Часть А

Выберите правильный вариант ответа

A26. Кислая среда получается при растворении в воде

- 1) хлорида железа (III)
- 2) хлорида бария

- 3) сульфата натрия
4) сульфата кальция

Часть В

В5. Установите соответствие между формулой вещества и кислотностью среды его раствора

Формула вещества	Кислотность среды
1) Na_2CO_3 2) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 3) ZnSO_4 4) Na_2SO_4	А) $\text{pH} = 7$ Б) $\text{pH} > 7$ В) $\text{pH} < 7$

1	2	3	4

Вариант 4

Часть А

Выберите правильный вариант ответа

А26. Гидролиз идет до конца при растворении в воде соли

- 1) Al_2S_3
2) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
3) Na_2S
4) Na_2SO_4

Часть В

В5. Установите соответствие между формулой вещества и цветом лакмуса в ее растворе

Формула вещества	Кислотность среды
1) NaCl 2) Li_2SiO_3 3) $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ 4) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	А) фиолетовый Б) синий В) красный

1	2	3	4

Вариант 5

Часть А

Выберите правильный вариант ответа

А26. Гидролиз идет до конца при растворении в воде соли

- 1) Al_2S_3
2) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
3) Na_2S
4) Na_2SO_4

Часть В

В5. Установите соответствие между формулой вещества и кислотностью среды его раствора

Формула вещества	Кислотность среды
1) CaBr_2 2) K_2S 3) NH_4Cl	А) $\text{pH} = 7$ Б) $\text{pH} > 7$ В) $\text{pH} < 7$

4) ZnSO ₄	
----------------------	--

1	2	3	4

Вариант 6

Часть А

Выберите правильный вариант ответа

A26. Фенолфталеин изменяет окраску в водном растворе

- 1) Fe(NO₃)₃
- 2) Cr₂(SO₄)₃
- 3) K₂S
- 4) Na₂SO₄

Часть В

B5. Установите соответствие между формулой вещества и кислотностью среды ее раствора

Формула вещества	Кислотность среды
1) K ₂ SiO ₃	А) фиолетовый Б) синий В) красный
2) ZnCl ₂	
3) Mg(NO ₃) ₂	
4) Li ₂ SO ₄	

1	2	3	4

2. Укажите *факторы*, ускоряющие или замедляющие ход гидролиза. Ответ подтвердите найденными доказательствами.

Порядок выполнения отчёта по работе

1. В тетради для практических занятий и лабораторных работ напишите номер, название и учебную цель работы.
2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторной работе.
3. Выполнив опыты № 1, 2, 3 запишите наблюдения в таблицы и выполните задание.
4. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, на сколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторной работы и реализованы ли образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения.

Образец отчёта по работе

Учебная цель: отработать навыки составления уравнений химических реакций в молекулярном и ионном видах.

Ответы на вопросы для закрепления теоретического материала к работе



- 1.....
- 2.....
- 3.....

Таблица № 1

Формула соли	Цвет универсального индикатора			Какими основаниями и кислотами сильными (↑) или слабыми (↓) соль образована:
	Нейтральная	Кислая	Щелочная	
1. K ₂ CO ₃			синий	kt ↑ основания и an ↓ кислоты
2.				
3.				

4.				
5.				
6.				
7.				
8.				
9.				

Таблица № 2

Название опыта	Рисунок того что делаете	Наблюдения и их объяснения	Уравнения реакций
Взаимодействие солей металлами.			
Взаимодействие солей друг с другом.			
Гидролиз солей различного типа.			

Вывод: Выполнив задания лабораторной работы я... (см. учебные задачи и образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения).

Литература:

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2013.
2. Ерохин Ю.М. Химия: учеб. для студ. учреждений сред. проф. образования / Ю.М. Ерохин. - М.: Академия, 2011. с. 170-360.

19-20. Лабораторная работа

Тема 2. 8. «Растворы»

Тема:

1. «Взаимодействие металлов с неметаллами, растворами солей и кислот»
2. «Окислительные свойства перманганата калия в различных средах»

Учебная цель: 1. Изучить особенности химического поведения металлов разной химической активности.

2. Научиться анализировать окислительные свойства веществ в зависимости от типа среды.

Учебные задачи:

1. Исследовать способность металлов к взаимодействию с растворами солей, кислот.
2. Познакомиться экспериментально с общими химическими свойствами металлов.
3. Провести химические реакции, которые характерны для металлов.
4. Научиться определять действие окислителей в различных средах.

Образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения:

Студент должен

иметь практический опыт: составления уравнений химических реакций в молекулярном и ионном видах;

уметь: работать в лаборатории с соблюдением правил ТБ;

знать: химические свойства металлов, особенности взаимодействия металлов разной химической активности с кислотами;

владеть: навыками экспериментальной работы при работе в кабинете химии

Оснащение занятия (средства обучения):

Часть 1.

1.Оборудование и реактивы:

пробирки, алюминий, цинк, медь, серная кислота концентрированная и разбавленная, азотная кислота концентрированная и разбавленная, р – р хлорида железа (3), р – р сульфата меди, р-р нитрата свинца.

2. Инструкционные карты

3.Чертежные принадлежности: линейка, простой карандаш.

Часть 2.

1.Оборудование и реактивы:

планшеты, 0,1М р-р перманганата калия, 1М р-р серной кислоты, 2М р-р едкого кали, 0,12М р-р сульфата натрия, дистиллированная вода.

2. Инструкционные карты

3.Чертежные принадлежности: линейка, простой карандаш.

Время выполнения 2 часа

Краткие теоретические материалы к лабораторной работе части1.

При изучении общих свойств металлов следует обратить внимание на особенность их внутренней структуры. Слабая связь валентных электронов с ядром у атомов металлов приводит к возникновению металлической связи. Кристаллическое и жидкое состояние металлов характеризуется тем, что часть их валентных электронов находится в свободном состоянии. Наличием свободных электронов и обусловлены многие общие для всех металлов свойства: электро- и теплопроводность.

При химических реакциях атомы типичных металлов всегда отдают электроны и превращаются в катионы. Чем легче металл отдаёт свои электроны, тем он активнее. Химически активные металлы – энергичные восстановители, в реакциях они окисляются. К ним относятся металлы главных подгрупп первой и второй групп (щелочные и щелочноземельные). А такие металлы, как ртуть ,серебро, золото, платина химически малоактивны, с трудом окисляются, их восстановительная способность выражена слабо.

Для сравнения восстановительной способности металлов существует ряд напряжений металлов. В соответствии с ним слева направо уменьшается восстановительная способность металлов и увеличивается окислительная способность их ионов:

K, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb, H, Cu, Ag, Hg, Pt, Au

K⁺, Ca²⁺, Na⁺, Mg²⁺, Al³⁺, Mn²⁺, Zn²⁺, Fe²⁺, Ni²⁺, Sn²⁺, Pb²⁺, H⁺, Cu²⁺, Ag⁺, Hg²⁺, Pt²⁺, Au³⁺

Выводы:

Чем левее расположен металл, тем он химически более активен и обладает большей восстановительной способностью;

Все металлы, расположенные левее водорода, вытесняют его из большинства разбавленных кислот;

Каждый металл способен вытеснять из солей все другие металлы, расположенные в ряду напряжений правее его.

Металлы как восстановители могут вступать в реакции с различными окислителями: с простыми веществами (кислородом, хлором, серой, углеродом и др.), образуя соответственно оксиды, хлориды, сульфиды и карбиды; с кислотами; с солями других металлов. Для ознакомления с химическими свойствами металлов обратитесь к табл. 1.

Таблица 1

Химическая активность металлов

Свойство металлов	K Na Ca Mg Al Mn Zn Fe Cr Ni Sn Pb				Cu Hg Ag		Pt Au
Нахождение в природе	Только в виде соединений				В виде соединений и в свободном состоянии		В свободном состоянии
Промышл. способы получения	Электролиз расплавов		Восстановление (С, Al) или электролиз растворов			Выплавка из руды	
Окисляемость кислородом	Очень быстрая	Окисление при н.у.			Окисление при нагревании	Не окисляются	
Отношение к воде	Вытесняют H ₂ из воды при н.у.	Вытесняют H ₂ из воды при нагревании			Не реагируют с водой		
Отношение к кислотам	Реагируют с разб. и конц. кислотами, выделяя H ₂ или другие продукты восстановления кислот и образуя соль				Окисляются конц. кислотами–окислителями	Не окисляются конц. кислотами–окислителями	

При нахождении металла в растворе, содержащем более активный окислитель в виде иона (имеющего больший электродный потенциал, см. табл. 2), он может окисляться с переходом его ионов в раствор.

Рассмотрим взаимодействие металлов с растворами солей. Здесь окислителем является катион соли.

Пример 1. Железо погружено в раствор сульфата меди (II) с концентрацией 1 М. По таблице 2 находим, что $E_0(\text{Fe}/\text{Fe}^{2+}) = -0.44 \text{ В} < E_0(\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}) = 0.34 \text{ В}$, поэтому ионы меди являются более сильными окислителями, чем ионы железа. Значит, на поверхности железа пойдут процессы: окисления $\text{Fe} - 2e = \text{Fe}^{2+}$ и восстановления $\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$. Суммарное ионное уравнение: $\text{Cu}^{2+} + \text{Fe} = \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$, суммарное молекулярное уравнение $\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$.

При взаимодействии металлов с соляной и разбавленной серной кислотами в роли окислителя выступает ион водорода. Эти кислоты энергично взаимодействуют со многими металлами (потенциал которых ниже, чем потенциал водородного электрода), с образованием солей и выделением свободного водорода.

Пример 2. Взаимодействие алюминия с соляной кислотой. $E_0(\text{Al}/\text{Al}^{3+}) = -1,700 \text{ В}$. Реакция пойдет следующим образом: процесс восстановления $2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2$, процесс окисления $\text{Al} - 3e = \text{Al}^{3+}$. Суммарное ионное уравнение: $2\text{Al} + 6\text{H}^+ = 2\text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2$. Молекулярное уравнение: $2\text{Al} + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2 \uparrow$.

Пример 3. Серебро в растворах разбавленных кислот растворяться не будет, так как $E_0(\text{Ag}/\text{Ag}^+) = 0,85 \text{ В}$ больше $E_0(\text{H}_2/2\text{H}^+) = 0 \text{ В}$, поэтому реакция не пойдет.

При взаимодействии металлов с концентрированной серной кислотой возникает ряд особенностей, связанных с тем, что здесь окислителем является сульфат-анион SO_4^{2-} . При его восстановлении степень окисления серы уменьшается от +6 до +4, 0, -2. Это зависит от активности металла, то есть от его электродного потенциала. **Так, в случае неактивного металла ($E_0 > -0,5 \text{ В}$) сера восстанавливается до +4 (SO_2), а в случае активного металла ($E_0 < -0,5 \text{ В}$) сера восстанавливается до 0 (S) или -2 (H_2S).**

Пример 4. В раствор концентрированной серной кислоты помещён цинк. Так как для цинка $E_0 = -0,763 \text{ В}$, значит, сульфат-анион SO_4^{2-} способен восстанавливаться до H_2S ; процесс восстановления: $\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8e = \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$, процесс окисления: $\text{Zn} - 2e = \text{Zn}^{2+}$.

Взаимодействие металлов с разбавленной и концентрированной азотной кислотой. В азотной кислоте окислителем является нитрат-анион NO_3^- . Характерная особенность азотной кислоты состоит в том, что при её действии на металлы **не происходит выделения газообразного водорода**. Дело в том, что азотная кислота, являясь сильным окислителем, способна восстанавливаться в водном растворе (особенно под действием света): $2\text{HNO}_3 = 2\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \frac{1}{2} \text{O}_2$. Поэтому водород, который мог бы выделиться из азотной кислоты при действии на неё металла, окисляется в воду образующимся атомарным кислородом. При восстановлении нитрат-аниона степень окисления азота уменьшается с +5 до +4, +3, +2, +1, 0, -3. При этом образуются различные оксиды азота. Степень окисления азота также зависит от концентрации кислоты и активности металла, например:

Активность металла	Концентрация кислоты	Продукт восстановления
Высокая ($E_0 < 0,5$)	Разбавленная	N_2O
Средняя ($0,5 < E_0 < 0$)	Разбавленная	NO, N_2
Низкая ($E_0 > 0$)	Очень разбавленная	NH_3, NO
Любая ($0 < E_0, E_0 < 0$)	Концентрированная	NO_2

Пример 5. Серебро помещено в раствор разбавленной азотной кислоты. Так как серебро относится к неактивным металлам (см. табл. 2), то реакция пойдет следующим образом: $3\text{Ag} + 4\text{HNO}_3 = 3\text{AgNO}_3 + \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$. Здесь процесс восстановления: $\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e} = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$. Процесс окисления: $\text{Ag} - \text{e} = \text{Ag}^+$.

Если же серебро находится в концентрированном растворе азотной кислоты, то вероятна следующая реакция: $\text{Ag} + 2\text{HNO}_3 = \text{AgNO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Здесь процесс восстановления $\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \text{e} = \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$, а процесс окисления: $\text{Ag} - \text{e} = \text{Ag}^+$.

При взаимодействии металлов с водой окислителем выступает ион водорода. Теоретически с водой реагируют металлы, имеющие в нейтральной среде меньший потенциал, чем потенциал водорода. Наиболее бурно при н.у. с водой способны реагировать только щелочные и щелочноземельные металлы.

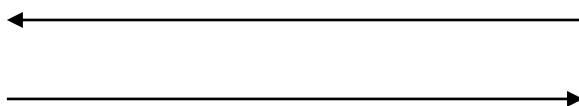
Пример 6. Взаимодействие натрия с водой. Так как $E_0(\text{Na}/\text{Na}^+) \ll E_0(\text{H}_2/2\text{H}^+)$, реакция пойдет следующим образом: процесс восстановления $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$, процесс окисления $\text{Na} - \text{e} = \text{Na}^+$. Суммарное уравнение реакции: $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$.

Краткие теоретические материалы к лабораторной работе части 2.

Важнейшие окислители.

- *Галогены (F, Cl, Br, I, At)*, восстанавливаясь, приобретают степень окисления -1, причем от фтора к йоду их окислительные свойства ослабевают.
- *Кислород O_2* , восстанавливаясь, принимает степень окисления -2.
- *Азотная кислота HNO_3* проявляет окислительные свойства за счет азота в степени окисления +5. Глубина восстановления азота зависит от концентрации кислоты, а также от активности восстановителя:

Концентрация кислоты



NO_2 NO N_2O N_2 NH_4

Соли азотной кислоты (нитраты) могут восстанавливаться в кислотной, а при взаимодействии с активными металлами и в щелочной средах, а также в расплавах.

- *Царская водка* – смесь концентрированной азотной и соляной кислот, смешанных в соотношении 1 : 3 по объему. Название этой смеси связано с тем, что она растворяет даже такие благородные металлы, как золото и платина.
- *Серная кислота* проявляет окислительные свойства в концентрированном растворе за счет серы в степени окисления +6.

- *Кислородосодержащие кислоты галогенов* и их соли часто используют как окислители, хотя многие из них имеют двойственный характер. Как правило, продуктами восстановления этих соединений являются хлориды и бромиды, а также йод.
- *Перманганат калия* проявляет окислительные свойства за счет марганца в степени окисления +7. В зависимости от среды, в которой протекает реакция, он восстанавливается до разных продуктов: к кислой среде – до солей марганца (II), в нейтральной – до оксида марганца (IV) в гидратной форме $MnO(OH)_2$, а в щелочной до манганат – иона MnO_4^{2-} .
- *Дихромат калия*, в состав молекулы которого входит хром в степени окисления +6, является сильным окислителем при спекании и в кислотном растворе.
- *Ионы металлов* в относительно высокой степени окисления, такие как Fe^{3+} , Cu^{2+} , Hg^{2+} , восстанавливаясь, превращаются в ионы более низкой степени окисления или выделяются из растворов солей в виде металлов.

Важнейшие восстановители.

К типичным восстановителям среди простых веществ относятся активные металлы, такие как щелочные и щелочно – земельные металлы: цинк, алюминий, железо и другие, а также некоторые неметаллы (водород, углерод, фосфор, кремний). Восстановительными функциями обладают также безкислородные анионы, такие как Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-} , H^- , и катионы металлов в низшей степени окисления.

Классификация окислительно – восстановительных реакций.

- 1) Если окислитель и восстановитель – разные вещества, то такие реакции относят к *межмолекулярным*.
- 2) При термическом разложении сложных соединений, в состав которых входят окислитель и восстановитель в виде атомов разных элементов, происходят окислительно – восстановительные реакции, называемые *внутримолекулярными*.
- 3) Реакции *диспропорционирования* могут происходить, если соединения, содержащие элементы в промежуточных степенях окисления, попадают в условия, где они оказываются неустойчивыми. Степень окисления этого элемента и повышается и понижается.
- 4) Реакции *контрпропорционирования* – это процессы взаимодействия окислителя и восстановителя, в состав которых входит один и тот же элемент в разных степенях окисления. В результате продуктом окисления является вещество с промежуточной степенью окисления атомов данного элемента.

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторной работе часть 1.

Ответьте на вопросы теста:

1. Наиболее активным восстановителем является металл:
 - 1) Na 2) Zn 3) K
2. При взаимодействии Cs с водой образуются:
 - 1) CsOH 2) Cs₂O 3) H₂ 4) He взаимодействует.
3. Из перечисленных ниже металлов в водных растворах щелочей растворяются:
 - 1) Al 2) Mg 3) Li 4) Zn
4. С соляной кислотой HCl взаимодействуют металлы:
 - 1) Al 2) Ag 3) Ti 4) Co
5. При взаимодействии Fe с концентрированной азотной кислотой HNO₃ могут образоваться:
 - 1) N₂O 2) NO 3) NO₂ 4) N₂
6. Высшая степень окисления ванадия V равна:
 - 1) +2 2) +3 3) +4 4) +5 5) 0
7. Соединения марганца (IV) могут быть:
 - 1) Только восстановителями.
 - 2) Только окислителями,
 - 3) И окислителями и восстановителями.
8. Наиболее сильно основные свойства выражены у оксида:
 - 1) CrO₂ 2) Cr₂O₃ 3) CrO₃
9. Комплексное соединение $K[Al(OH)_4]$ диссоциирует как сильный электролит, образуя ионы:

1) K^+ 2) Al^{3+} 3) OH^- 4) $[Al(OH)_4]^-$

10. В комплексном соединении $[Fe(NH_3)_4F_2]NO_3$ комплексообразователем является:

1) Fe^{3+} 2) NH_3 3) F^- 4) NO_3^-

Инструкция по выполнению лабораторной работы

Часть 1.

Опыт 1. Действие кислот на металлы.

1.1. Взаимодействие металлов с разбавленной серной кислотой.

В три пробирки поместите по кусочку металлических алюминия, цинка и меди, добавьте несколько капель разбавленной серной кислоты. Исходя из положения этих металлов в ряду напряжений, сделайте предположительный вывод о возможности протекания реакции между этими металлами и серной кислотой. Составьте молекулярные уравнения, применив электронно-ионный баланс. (См. пример 3). Укажите, какой ион является окислителем в этих реакциях

1.2 Взаимодействие меди с концентрированной серной кислотой.

Поместите в пробирку кусочек меди и добавьте 2–3 капли концентрированной серной кислоты. При необходимости подогрейте на спиртовке. Какой газ образуется в результате реакции? Отметьте цвет раствора и сделайте вывод: какие ионы присутствуют в растворе. Составьте молекулярное уравнение и электронно-ионный баланс. (См. пример 4). Какой ион является окислителем?

1.3. Взаимодействие цинка с концентрированной серной кислотой при нагревании.

Поместите в пробирку кусочек цинка и добавьте 5–6 капель концентрированной серной кислоты. Пробирку немножко подогрейте. Какой газ выделяется? Продолжайте нагревание. Почувствовали ли вы запах выделяющегося сероводорода? Напишите уравнения происходящих реакций между цинком и серной кислотой, отличающихся друг от друга продуктами восстановления серной кислоты: при слабом нагревании выделяется газ – диоксид серы, при более сильном нагревании – образуется сера, в условиях ещё более сильного нагрева – появляется запах сероводорода. Составьте электронно-ионные уравнения для этих реакций.

1.4. Взаимодействие металлов с концентрированной азотной кислотой.

В две пробирки поместите по кусочку меди и цинка и добавьте 2–3 капельки концентрированной азотной кислоты. Какой газ выделяется? Напишите молекулярное уравнение и составьте электронно-ионный баланс. (См. пример 5). Исходя из значений электродных потенциалов, ответьте на вопрос, какие металлы взаимодействуют с концентрированной азотной кислотой.

1.5. Действие на металлы разбавленной азотной кислоты.

В две пробирки поместите по кусочку металлических меди и цинка. Добавьте в обе пробирки по 3–5 капель разбавленной азотной кислоты. Составьте молекулярные уравнения и электронно-ионные уравнения для процессов окисления-восстановления.

Опыт 2. Взаимодействие металла с солями.

Взять три пробирки, в каждую из которых опустить по кусочку цинка. В первую пробирку на $\frac{1}{4}$ объема прилить раствора хлорида железа (III), во вторую – сульфата меди, в третью – нитрата свинца. Что происходит на поверхности цинка? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, указать процессы окисления и восстановления, используя ряд напряжений металлов и таблицу 2.

Часть 2.

а) Название эксперимента

Перманганат калия как окислитель в различных средах.

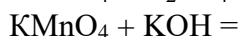
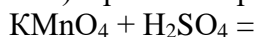
б) Ход эксперимента

В ячейки капельного планшета я внесла последовательно 3 капли 0, 1М раствора перманганата калия $KMnO_4$. В первую ячейку я добавила каплю 1М раствора серной кислоты H_2SO_4 , во вторую – каплю дистиллированной воды, в третью – каплю 2М раствора едкого кали KOH .

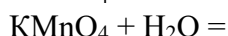
в) Наблюдения.

Ничего не происходит. Раствор не меняет фиолетового окраса.

г) Уравнения реакции.



реакции не идут



е) Вывод.

Так как мы не наблюдаем никаких изменений, то реакции не идут.

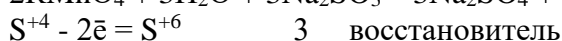
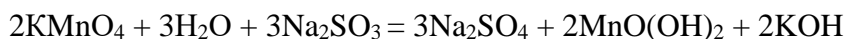
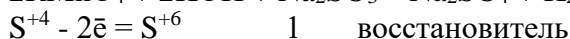
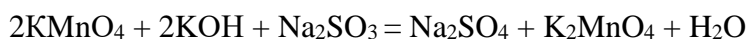
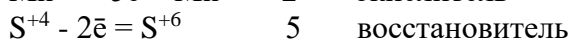
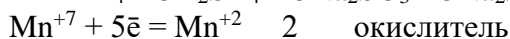
ж) Ход эксперимента.

В каждую из трех ячеек добавляем 2 – 3 капли 0, 12М раствора сульфита натрия Na_2SO_3 .

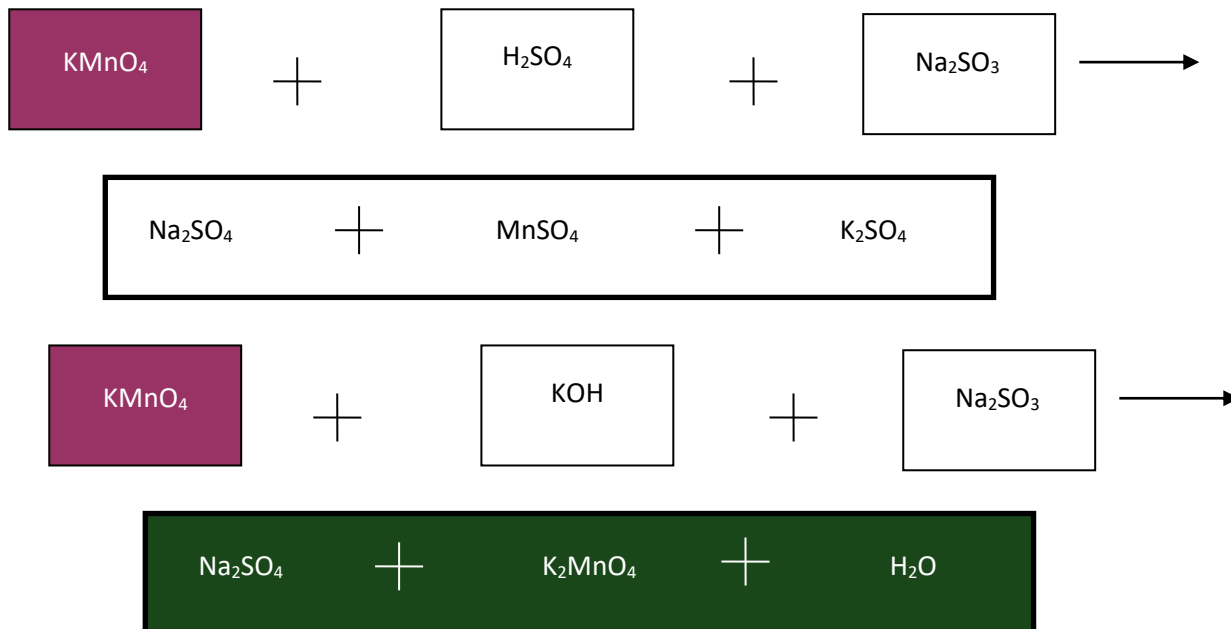
з) Наблюдения.

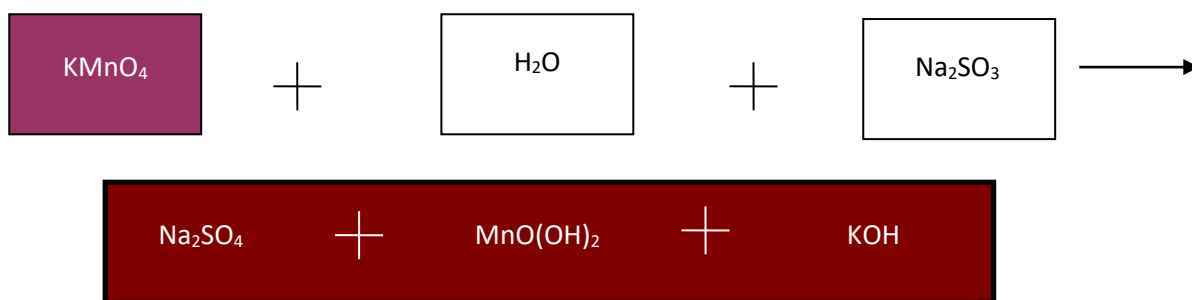
Раствор с серной кислотой становится бесцветным. Раствор с дистиллированной водой становится гранатовым. А раствор с NaOH становится темно – зеленым.

и) Уравнения реакций.



к) Иллюстрационный материал.



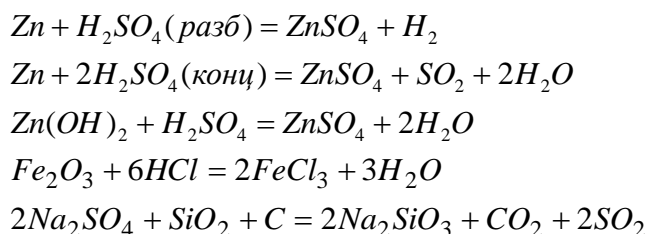


Вывод.

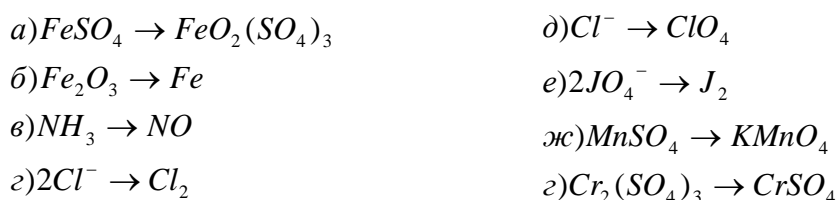
Перманганат калия KMnO_4 в реакциях с серной кислотой H_2SO_4 и сульфитом натрия Na_2SO_3 , с гидроксидом калия KOH и сульфитом натрия Na_2SO_3 , с дистиллированной и сульфитом натрия Na_2SO_3 выступает в роли окислителя. В реакции в кислой среде глубина восстановления перманганат – иона больше.

Контрольные вопросы

1. Ряд напряжений металлов. Характеристика восстановительных свойств металлов по ряду напряжения.
2. Характеристика общих химических свойств металлов.
3. Особенности взаимодействия металлов с азотной и концентрированной серной кислотами.
4. Никелевые пластинки опущены в водные растворы хлорида железа (III) и хлорида меди (II). В каком случае протекает растворение никеля? Составить уравнения молекулярных и ионных реакций.
5. Возможно ли растворение ртути в соляной, серной и азотной кислотах? Написать уравнения возможных реакций, указать окислительно-восстановительные процессы.
6. Какие металлы растворяются в разбавленной серной кислоте: железо, олово, висмут, платина? Ответ мотивировать составлением реакций, используя ряд напряжений металлов
7. Какие из приведенных ниже реакций являются окислительно-восстановительными?



8. Окисление или восстановление происходит при переходах:

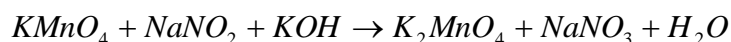


9. Заполните приведенную ниже таблицу, используя следующие вещества: $\text{KMnO}_4, \text{MnO}_2, \text{V}_2\text{O}_5, \text{KI}, \text{PbO}_2, \text{NH}_3, \text{HNO}_2, \text{Na}_2\text{S}, \text{Na}_2\text{SO}_3, \text{HNO}_3, \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7, \text{PH}_3, \text{HClO}_4, \text{HClO}_3, \text{NaBr}, \text{Fe}, \text{TiO}_2, \text{S}, \text{Cl}_2, \text{Cu}$.

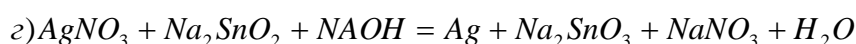
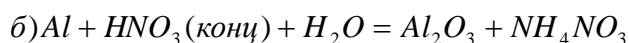
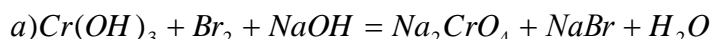
Вещества, обладающие		
только	окислительными	только
		двойственными

свойствами	восстановительными свойствами	окислительно-восстановительными свойствами

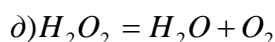
10. Подберите коэффициенты и вычислите эквивалентную массу перманганата калия и нитрита натрия в следующих реакциях:



11. Подберите коэффициенты в уравнениях следующих межмолекулярных окислительно-восстановительных реакций:



12. Подберите коэффициенты в следующих уравнениях реакций диспропорционирования:



Отчет по лабораторной работе оформляется так:

1. Опытная часть фиксируется в таблицу:

Что делаю	Что наблюдаю	Уравнения реакций и выводы
Опыт 1.		
Опыт 2.		

Общий вывод к части 1: -----

Общий вывод к части 2: -----

2. На контрольные вопросы даются полные ответы.

Литература:

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2013.

2. Ерохин Ю.М. Химия: учеб. для студ. учреждений сред. проф. образования / Ю.М. Ерохин. - М.: Академия, 2011. с. 170-360.

21. Лабораторная работа

Тема 2. 10. «Классификация веществ».

Тема:

Работа 1. «Получение и свойства водорода».

Работа 2. «Взаимодействие металлов с растворами кислот и солей. Окрашивание пламени катионами щелочных и щелочноземельных металлов».

Учебная цель:

Работа 1.

1. Освоить приемы получения в лаборатории водорода

2. Научиться собирать газ с относительной плотностью меньше плотности воздуха и проводить опыты с ним.

Работа 2.

Отработать методику взаимодействия металлов с растворами кислот и солей.

Исследовать окрашивание пламени катионами щелочных и щелочноземельных металлов.

Учебные задачи:

Работа 1.

1. Экспериментальным путем получить водород.

2. Выбрать способ собирания полученного газа.

3. Отработать методы проверки водорода на чистоту

Работа 2.

1. Исследовать взаимодействие алюминия и цинка с растворами кислот и щелочей.

2. Определить особенности химического поведения металлов средней силы.

Работа 3.

1. Экспериментальным путем доказать наличие особенности к окрашиванию пламени у щелочных и щелочноземельных металлов.

Оснащение занятия для работы 1.

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».

2. Тетрадь для практических занятий и лабораторных работ в клетку.

3. Ручка.

4. Простой карандаш.

5. Линейка.

6. Оборудование работы 1: штатив с пробирками, изогнутые стеклянные трубочки, пробки с отверстиями, спиртовка, штатив с зажимом, цинк, соляная кислота (1:2), спички, лучина.

Оснащение занятия для работы 2.

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».

2. Тетрадь для практических занятий и лабораторных работ в клетку.

3. Ручка.

4. Простой карандаш.

5. Линейка.

6. Оборудование работы: цинк, алюминий, соляная кислота, серная кислота, гидроксид натрия.

Оснащение занятия для работы 3.

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».

2. Тетрадь для лабораторных работ в клетку.

3. Ручка.

4. Простой карандаш.

5. Линейка.

6. Оборудование работы: стальная петля в стеклянной трубке, р –ры солей калия, натрия, лития, кальция и бария, спиртовка, спички.

Время выполнения 2 часа

Краткие теоретические материалы по теме лабораторной работы

Химическая активность металлов

Свойство металлов	K Na Ca Mg Al Mn Zn Fe Cr Ni Sn Pb				Cu Hg Ag			Pt Au
Нахождение в природе	Только в виде соединений				В виде соединений и в свободном состоянии			В свободном состоянии
Промышл. способы получения	Электролиз расплавов		Восстановление (C, Al) или электролиз растворов			Выплавка из руды		
Окисляемость кислородом	Очень быстра	Окисление при н.у.			Окисление при нагревании		Не окисляются	
Отношение к воде	Вытесняют H ₂ из воды при н.у.	Вытесняют H ₂ из воды при нагревании			Не реагируют с водой			
Отношение к кислотам	Реагируют с разб. и конц. кислотами, выделяя H ₂ или другие продукты восстановления кислот и образуя соль				Окисляются конц. кислотами–окислителями		Не окисляются конц. кислотами–окислителями	

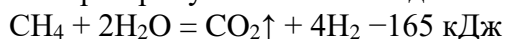
Водород (лат. *Hydrogenium*; обозначается символом **H**) — первый элемент периодической системы элементов. Широко распространён в природе. Катион (и ядро) самого распространённого изотопа водорода ¹H — протон. Свойства ядра ¹H позволяют широко использовать ЯМР-спектроскопию в анализе органических веществ.

Три изотопа водорода имеют собственные названия: ¹H — протий (H), ²H — дейтерий (D) и ³H — тритий (радиоактивен) (T).

Простое вещество водород — H₂ — лёгкий бесцветный газ. В смеси с воздухом или кислородом горюч и взрывоопасен. Нетоксичен. Растворим в этаноле и ряде металлов: железе, никеле, палладии, платине.

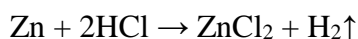
Промышленные способы получения простых веществ зависят от того, в каком виде соответствующий элемент находится в природе, то есть что может быть сырьём для его получения. Так, кислород, имеющийся в свободном состоянии, получают физическим способом — выделением из жидкого воздуха. Водород же практически весь находится в виде соединений, поэтому для его получения применяют химические методы. В частности, могут быть использованы реакции разложения. Одним из способов получения водорода служит реакция разложения воды электрическим током.

Основной промышленный способ получения водорода — реакция с водой метана, который входит в состав природного газа. Она проводится при высокой температуре (легко убедиться, что при пропускании метана даже через кипящую воду никакой реакции не происходит):

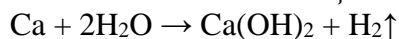


В лаборатории для получения простых веществ используют не обязательно природное сырьё, а выбирают те исходные вещества, из которых легче выделить необходимое вещество. Например, в лаборатории кислород не получают из воздуха. Это же относится и к получению водорода. Один из лабораторных способов получения водорода, который иногда применяется и в промышленности, — разложение воды электротоком.

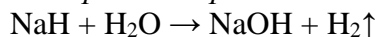
Действие разбавленных кислот на металлы. Для проведения такой реакции чаще всего используют цинк и разбавленную соляную кислоту:



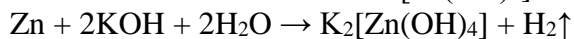
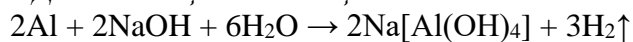
2. *Взаимодействие кальция с водой:*



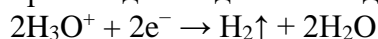
3. *Гидролиз гидридов:*



4. *Действие щелочей на цинк или алюминий:*



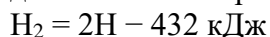
5. *С помощью электролиза.* При электролизе водных растворов щелочей или кислот на катоде происходит выделение водорода, например:



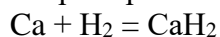
Обычно в лаборатории водород получают взаимодействием цинка с соляной кислотой

Доля диссоциировавших молекул водорода

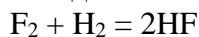
Молекулы водорода H_2 довольно прочны, и для того, чтобы водород мог вступить в реакцию, должна быть затрачена большая энергия:



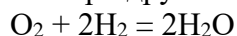
Поэтому при обычных температурах водород реагирует только с очень активными металлами, например с кальцием, образуя гидрид кальция:



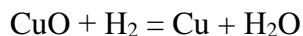
и с единственным неметаллом — фтором, образуя фтороводород:



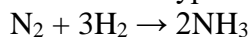
С большинством же металлов и неметаллов водород реагирует при повышенной температуре или при другом воздействии, например при освещении:



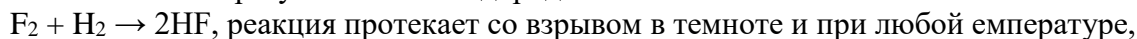
Он может «отнимать» кислород от некоторых оксидов, например:



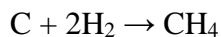
Записанное уравнение отражает восстановительные свойства водорода.



С галогенами образует галогеноводороды:

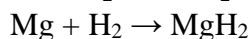
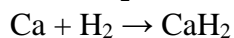
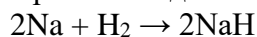


С сажей взаимодействует при сильном нагревании:

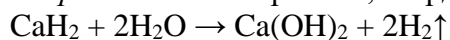


Взаимодействие со щелочными и щёлочноземельными металлами

При взаимодействии с активными металлами водород образует гидриды:



Гидриды — солеобразные, твёрдые вещества, легко гидролизуются:



Применение

Атомарный водород используется для атомно-водородной сварки.

Химическая промышленность

При производстве аммиака, метанола, мыла и пластмасс

При производстве маргарина из жидких растительных масел

Зарегистрирован в качестве пищевой добавки **E949** (упаковочный газ)

Авиационная промышленность

Водород очень лёгок и в воздухе всегда поднимается вверх. Когда-то дирижабли и воздушные шары наполняли водородом. Но в 30-х гг. XX в. произошло несколько катастроф, в ходе которых дирижабли взрывались и сгорали. В наше время дирижабли наполняют гелием, несмотря на его существенно более высокую стоимость.

Топливо

Водород используют в качестве ракетного топлива.

В водородно-кислородных топливных элементах используется водород для непосредственного преобразования энергии химической реакции в электрическую.

Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторной работе:

1. Какие особенности строения атома металла определяют его восстановительные свойства?
2. Какие физические свойства металлов используются в технике?
3. Почему щелочные и щелочноземельные металлы хранят под слоем керосина?
4. Можно ли получить водород при взаимодействии свинца с раствором серной кислоты?

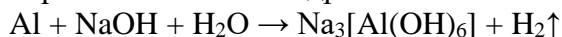
Инструкция по выполнению лабораторной работы 1.

1. В пробирку с газоотводной трубкой опустите 2-3 гранулы цинка и налейте соляной кислоты так, чтобы она только покрывала цинк.
2. Сбор водорода. Исходя из физических свойств водорода, его можно собрать двумя способами: вытеснением воздуха и над водой.
3. Проверка воздуха на чистоту. Используем водород, собранный методом вытеснения воздуха. Пробирка приёмник перевернута дном вверх. Поднесем пробирку вплотную к спиртовке и резко повернем так, чтобы её отверстие оказалось в пламени. Если при этом раздается резкий лающий звук, с газом работать нельзя, т.к. он содержит примесь воздуха. Нужно подождать некоторое время, пока не будет вытеснен из пробирки воздух и опыт на проверку чистоты повторить. (П-ПАХ!).
4. Горение чистого водорода. Замените газоотводную трубку пипеткой и вставьте её в пробирку с цинком и соляной кислотой. Поднесите к отверстию горящую лучину. Ваши наблюдения?

Инструкция по выполнению лабораторной работы 2.

Опыт 1. Взаимодействие металлов с растворами щелочей.

В 2 пробирки поместите порошок алюминия и 2-3 гранулы цинка, прибавьте немного раствора гидроксида натрия. Что наблюдается, Составьте уравнения происходящих реакций и укажите процессы окисления и восстановления. Реакция алюминия с раствором щелочи протекает с образованием гексагидроксоалюмината натрия по схеме:



Опыт 2. Взаимодействие металлов с растворами обычных кислот.

В одну пробирку поместите порошок алюминия, в другую – гранулу цинка и прибавьте немного раствора разбавленной серной кислоты. В каких случаях реакция протекает? Составьте уравнения происходящих реакций и укажите процессы окисления и восстановления. Сделайте вывод о характере взаимодействия металлов с растворами обычных кислот.

Опыт 3. Взаимодействие цинка с концентрированной серной кислотой при нагревании.

Поместите в пробирку кусочек цинка и добавьте 5–6 капель концентрированной серной кислоты. Пробирку немножко подогрейте. Какой газ выделяется? Продолжайте нагревание. Почувствовали ли вы запах выделяющегося сероводорода? Напишите уравнения происходящих реакций между цинком и серной кислотой, отличающихся друг от друга продуктами восстановления серной кислоты: при слабом нагревании выделяется газ – диоксид серы, при более сильном нагревании – образуется сера, в условиях ещё более сильного нагрева – появляется запах сероводорода. Составьте электронно-ионные уравнения для этих реакций.

Инструкция по выполнению лабораторной работы 3.

Прокалить нихромовую проволоку в пламени спиртовки. Обмакнуть её в исследуемый раствор и ввести в бесцветное пламя спиртовки. Отметить характерную окраску пламени. Данные занести в сводную таблицу.

Контрольные вопросы

1. Ряд напряжений металлов. Характеристика восстановительных свойств металлов по ряду напряжения.
2. Характеристика общих химических свойств металлов.
3. Особенности взаимодействия металлов с азотной и концентрированной серной кислотами.

4. Никелевые пластинки опущены в водные растворы хлорида железа (III) и хлорида меди (II). В каком случае протекает растворение никеля? Составить уравнения молекулярных и ионных реакций.

5. Возможно ли растворение ртути в соляной, серной и азотной кислотах? Написать уравнения возможных реакций, указать окислительно-восстановительные процессы.

6. Какие металлы растворяются в разбавленной серной кислоте: железо, олово, висмут, платина? Ответ мотивировать составлением реакций, используя ряд напряжений металлов.

Отчет по лабораторной работе 1. Порядок выполнения отчёта по практической работе

1. В тетради для практических работ напишите номер, название и учебную цель занятия.

2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к практическому занятию.

3. Заполните таблицы.

4. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, насколько успешно Вы справились с учебными задачами практического занятия и реализованы ли образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения.

5. Подготовьтесь к защите работы.

Что делаю	Что наблюдаю	Уравнения реакций и выводы
Опыт 1. Получение водорода.		

Общий вывод к работе:

Отчет по лабораторной работе 2.

Что делаю	Что наблюдаю	Уравнения реакций и выводы
Опыт 1.		

Общий вывод к работе:

Отчет по лабораторной работе 3.

Что делаю	Что наблюдаю	Выводы
Na⁺		
K⁺		
Li⁺		
Ca⁺²		
Ba⁺²		
Cs⁺		

Общий вывод к работе:

Литература:

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2013.

2. Ерохин Ю.М. Химия: учеб. для студ. учреждений сред. проф. образования / Ю.М. Ерохин. - М.: Академия, 2011. с. 170-360.

22. Лабораторная работа

Тема 2.12. «Химия элементов»

Тема:

«Свойства кислот, щелочей.

Разложение гидроксида меди.

Получение гидроксида алюминия и изучение его свойств.»

Учебная цель: изучить на практике свойства кислот, щелочей, особенности химических свойств нерастворимых гидроксидов, условия получения амфотерного гидроксида и его свойства.

Учебные задачи:

1. Практическим путем исследовать химические свойства кислот и щелочей.

2. Экспериментальным путем получить нерастворимый гидроксид, провести реакцию разложения

3. Изучить свойства полученных гидроксидов, доказывая их амфотерный характер.

Образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения:

Студент должен

иметь практический опыт: составления уравнений химических реакций в молекулярном и ионном видах;

уметь: работать в лаборатории с соблюдением правил ТБ;

знать: способы получения гидроксидов;

владеть: навыками экспериментальной работы при работе в кабинете химии.

Оснащение занятия (средства обучения):

1. Лабораторное оборудование: штатив с пробирками, р-ры солей: хлорида цинка, гидроксида натрия, хлорида алюминия, серной кислоты, сульфата меди, набор индикаторов.

2. Тетрадь для практических работ

3. Инструкционные карты

4. Чертежные принадлежности: линейка, простой карандаш.

Время выполнения 2 часа

Краткие теоретические материалы по теме практической работы

Оснащение занятия для работы 2:

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий и лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».

2. Таблица «Растворимость кислот, солей и оснований в воде».

3. Тетрадь для практических занятий и лабораторных работ в клетку.

4. Ручка.

5. Простой карандаш.

6. Линейка.

7. Растворы: серной кислоты, гидроксида натрия; индикатора метилоранж; солей - нитрат бария, оксид кальция; кювета для капельного анализа, пипетка, стеклянная палочка, универсальная индикаторная бумага, синий лакмус

8. Тетрадь для лабораторных работ

9. Чертежные принадлежности: линейка, простой карандаш.

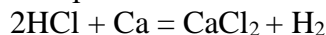
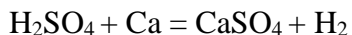
Время выполнения 2 часа

Краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме лабораторной работы

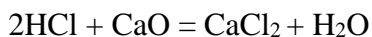
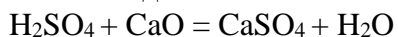
Химические свойства неорганических кислот

1. Изменяют окраску индикаторов: лакмус-красный, метилоранж-красный (только для растворимых кислот).

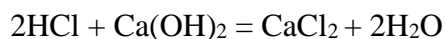
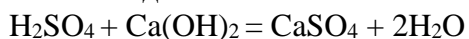
2. Взаимодействие с металлами, стоящими до водорода



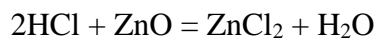
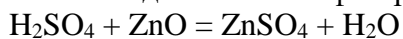
3. Взаимодействие с основными оксидами



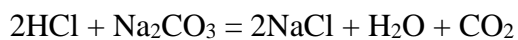
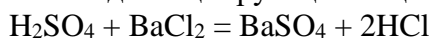
4. Взаимодействие с основаниями



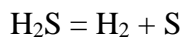
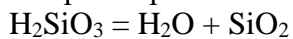
5. Взаимодействие с амфотерными оксидами



6. Взаимодействие с солями, если образуется малорастворимое, летучее или малодиссоциирующее вещество



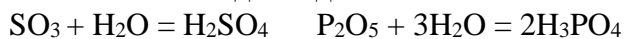
7. При нагревании слабые кислоты легко разлагаются



Получение неорганических кислот

Кислородсодержащие

Кислотный оксид + вода



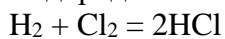
2. Металл + сильный окислитель



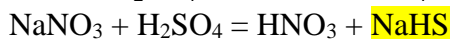
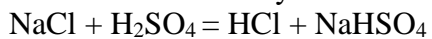
3. Соль + менее летучая кислота

Бескислородные

Водород + неметалл

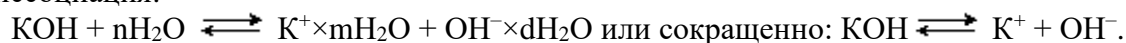


2. Соль + менее летучая кислота

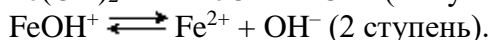
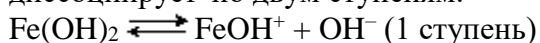


Химические свойства оснований:

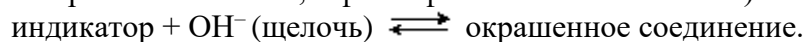
Диссоциация:



Многокислотные основания диссоциируют по нескольким ступеням (в основном диссоциация протекает по первой ступени). Например, двухкислотное основание $\text{Fe}(\text{OH})_2$ диссоциирует по двум ступеням:



Взаимодействие с индикаторами (щелочи окрашивают фиолетовый лакмус в синий цвет, метилоранж – в желтый, а фенолфталеин – в малиновый):



Разложение с образованием оксида и воды (см. таблицу). Гидроксиды щелочных металлов устойчивы к нагреванию (плавятся без разложения). Гидроксиды щелочно-земельных и тяжелых металлов обычно легко разлагаются. Исключение составляет $\text{Ba}(\text{OH})_2$, у которого

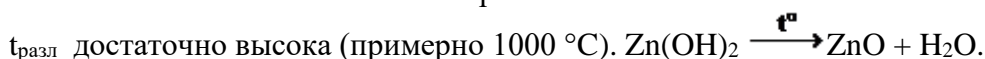
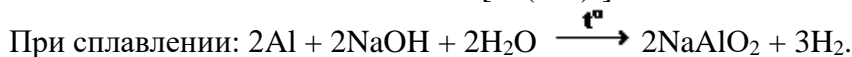
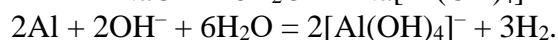
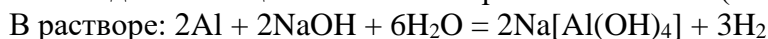


Таблица Температуры разложения некоторых гидроксидов металлов

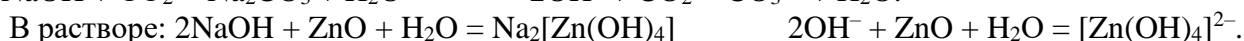
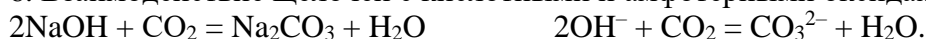
Гидроксид	$t_{\text{разл}}, ^\circ\text{C}$	Гидроксид	$t_{\text{разл}}, ^\circ\text{C}$	Гидроксид	$t_{\text{разл}}, ^\circ\text{C}$
LiOH	925	Cd(OH) ₂	130	Au(OH) ₃	150
Be(OH) ₂	130	Pb(OH) ₂	145	Al(OH) ₃	>300
Ca(OH) ₂	580	Fe(OH) ₂	150	Fe(OH) ₃	500
Sr(OH) ₂	535	Zn(OH) ₂	125	Bi(OH) ₃	100
Ba(OH) ₂	1000	Ni(OH) ₂	230	In(OH) ₃	150

4. Взаимодействие щелочей с некоторыми металлами (например, Al и Zn):



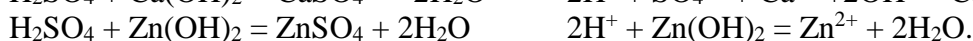
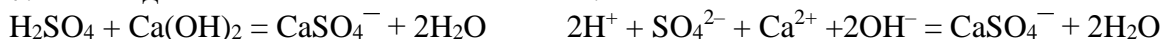
5. Взаимодействие щелочей с неметаллами: $6\text{NaOH} + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{t^\circ} 5\text{NaCl} + \text{NaClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}.$

6. Взаимодействие щелочей с кислотными и амфотерными оксидами:

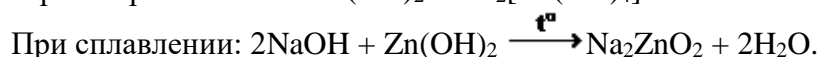
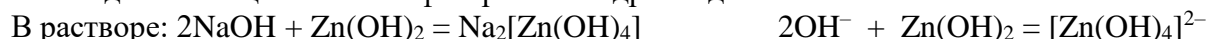


При сплавлении с амфотерным оксидом: $2\text{NaOH} + \text{ZnO} \xrightarrow{t^\circ} \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}.$

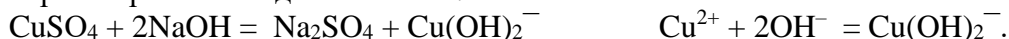
7. Взаимодействие оснований с кислотами:



8. Взаимодействие щелочей с амфотерными гидроксидами:



Взаимодействие щелочей с солями. В реакцию вступают соли, которым соответствует нерастворимое в воде основание:



Получение оснований:

1. Нерастворимые в воде основания получают путем взаимодействия соответствующей соли со щелочью: $2\text{NaOH} + \text{ZnSO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Zn}(\text{OH})_2 \downarrow \quad \text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Zn}(\text{OH})_2 \downarrow.$

2. Взаимодействием оксида металла с водой:

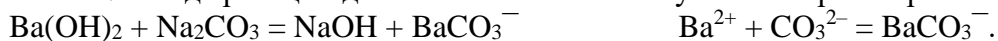


3. Взаимодействием щелочных и щелочно-земельных металлов с водой:



4. Электролизом растворов солей: $2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{э}} \text{H}_2 + 2\text{NaOH} + \text{Cl}_2.$

5. Обменным взаимодействием гидроксидов щелочно-земельных металлов с некоторыми солями. В ходе реакции должна обязательно получаться нерастворимая соль.



Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторной работе:

Какие вещества называют кислотами?

С какими из перечисленных веществ взаимодействует соляная кислота: MgO; AgNO₃; SO₃; CuSO₄; Ca(OH)₂; Cu; Fe; KOH?

Каким методам выполняются опыты по определению химических свойств неорганических кислот?

Приведите по две формулы кислот разной основности и назовите их.

Укажите валентность кислотных остатков, входящих в состав солей, формулы которых MgBr₂; Ca₃(PO₄)₂; KMnO₄; Na₂CO₃; AlPO₄; CuSO₄; Fe(NO₃)₃; Al₂S₃; PbCl₄; KI.

6. Какие вещества называют основаниями?

7. Перечислите известные вам классификации оснований.

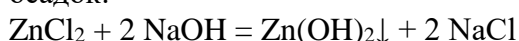
8. С какими из перечисленных веществ взаимодействует гидроксид калия: MgO; AgNO₃; SO₃; CuSO₄; Ca(OH)₂; Cu; Fe; KOH?

9. От чего зависит число гидроксильных групп в основаниях?

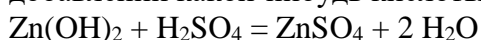
10. Как получить гидроксид кальция, исходя из кальция, кислорода и воды? Напишите уравнения реакций.

Амфотерные основания.

Гидроксид цинка Zn(OH)₂ является малорастворимым основанием. Его можно получить, действуя щелочью на какую-нибудь растворимую соль цинка – при этом Zn(OH)₂ выпадает в осадок:



Подобно всем другим основаниям, осадок гидроксида цинка легко растворяется при добавлении какой-нибудь кислоты:



Если же вместо кислоты к осадку гидроксида цинка добавить избыток щелочи, то он также *растворяется*, чего не происходит с другими гидроксидами. Почему Zn(OH)₂ растворяется в щелочи?

Это явление объясняется тем, что в присутствии избытка сильного основания гидроксид цинка способен отдавать атомы водорода, подобно кислоте:



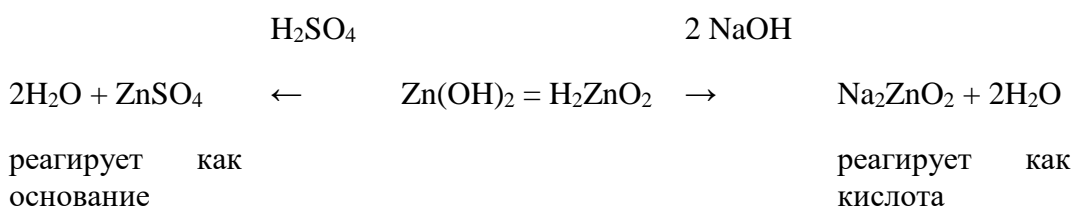
гидроксид цинка щелочь соль вода

Происходит реакция нейтрализации наподобие той, которая могла бы произойти между NaOH и кислотой. Эта кислота (цинковая кислота H₂ZnO₂) и гидроксид цинка Zn(OH)₂ являются одним и тем же соединением! Сокращенная (но не структурная) формула этого соединения может быть записана двумя способами:

Zn(OH)₂ или H₂ZnO₂ - это две сокращенные формулы;

H–O–Zn–O–H *единственная* структурная формула.

Поскольку прочность связей H–O и O–Zn сравнимы между собой, гидроксид цинка способен быть как основанием в присутствии кислоты, так и кислотой – в присутствии основания:



Данное свойство гидроксидов называется *амфотерностью*.

Амфотерными называются такие гидроксиды, которые способны отдавать в реакциях с другими соединениями как атомы (ионы) водорода, так и гидроксигруппы (анионы гидроксила).

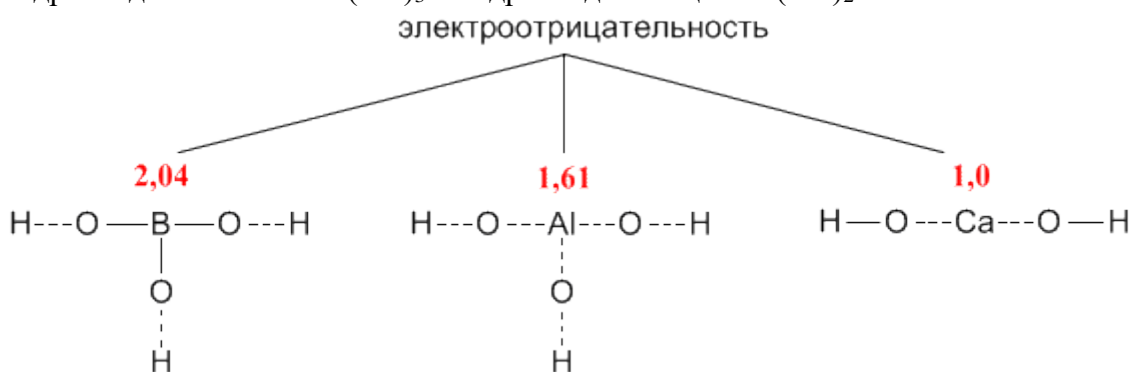
Помимо гидроксида цинка, амфотерными свойствами обладают гидроксиды некоторых других металлов: $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_4$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$.

Объяснение проявления амфотерности у одних металлов и отсутствие ее у других следует искать в теории химической связи.

Можно заметить, что амфотерные свойства проявляют те металлы, которые в Периодической таблице находятся наиболее близко к неметаллам. Как известно, неметаллы обладают большей электроотрицательностью (по сравнению с металлами), поэтому их связь с кислородом носит ковалентный характер и отличается значительной прочностью.

Связи между металлами и кислородом, как правило, ионные (из-за низкой электроотрицательности металлов). Такие связи часто менее прочны, чем ковалентные (вспомните атомные кристаллы).

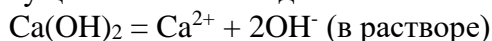
Рассмотрим структурные формулы трех разных соединений: гидроксида бора $\text{B}(\text{OH})_3$, гидроксида алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$ и гидроксида кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$.



Соединение $\text{B}(\text{OH})_3$ имеет внутри молекулы наиболее "ковалентную" связь бора с кислородом, поскольку бор ближе по электроотрицательности к кислороду, чем Al и Ca. Из-за высокой электроотрицательности бору энергетически выгоднее входить в состав отрицательно заряженной частицы – то есть кислотного остатка. Поэтому формулу $\text{B}(\text{OH})_3$ чаще записывают как H_3BO_3 :

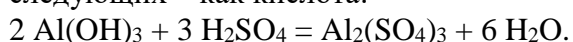


Кальций – наименее электроотрицательный из этих элементов, поэтому в его молекуле связь Ca–O носит ионный характер. Из-за низкой электроотрицательности для кальция выгодно существование в виде катиона Ca^{2+} :

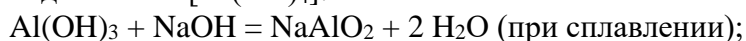


В связи с этим в структурных формулах пунктирными линиями отмечены связи, разрыв которых энергетически более выгоден.

Структурные формулы показывают, что соединение $\text{B}(\text{OH})_3$ будет легче отдавать ионы водорода, чем ионы гидроксида, т.е. является кислотой (и по традиции должно быть записано сокращенной формулой H_3BO_3). Напротив, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – типичное основание. Гидроксид алюминия, в котором центральный атом имеет промежуточную электроотрицательность, может проявлять как свойства кислоты, так и основания – в зависимости от партнера по реакции нейтрализации. Это наблюдается в действительности. В первой из приведенных ниже реакций $\text{Al}(\text{OH})_3$ реагирует как обычное основание, а в следующих – как кислота:



$\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_3\text{AlO}_3 + \text{NaOH} = \text{NaH}_2\text{AlO}_3 + \text{H}_2\text{O}$, причем если реакцию проводить при нагревании, то соль NaH_2AlO_3 теряет одну молекулу воды и образуется алюминат натрия NaAlO_2 . В растворе алюминат натрия, наоборот, легко присоединяет воду и существует в виде соли $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$. Итак:



$\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ (при добавлении раствора NaOH без нагревания).

У цинка электроотрицательность практически такая же, как у алюминия (1,65), поэтому гидроксид цинка $\text{Zn}(\text{OH})_2$ проявляет похожие свойства. Таким образом, амфотерные гидроксиды взаимодействуют как с растворами кислот, так и с растворами щелочей.

Вопросы для закрепления теоретического материала к практическому занятию:

Закончите уравнения реакций:

- $\text{Cr}(\text{OH})_3 + 6\text{HCl} = ?$
- $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} = ?$
- Напишите уравнения реакций, описывающие следующие химические превращения:
- а) $\text{ZnCl}_2 + \text{KOH}_{(\text{избыток})} \rightarrow \text{осадок} \rightarrow \text{растворение осадка};$
- б) $\text{Cr}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaOH}_{(\text{избыток})} \rightarrow \text{осадок} \rightarrow \text{растворение осадка};$
- в) $\text{Be}(\text{NO}_3)_2 + \text{LiOH}_{(\text{избыток})} \rightarrow \text{осадок} \rightarrow \text{растворение осадка};$
- г) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KOH}_{(\text{избыток})} \rightarrow \text{осадок} \rightarrow \text{растворение осадка};$
- 8.20 (НГУ). Осуществите следующие превращения:
- $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{NaAlO}_2 \rightarrow \text{AlCl}_3$
- Из порошкообразной смеси, содержащей Na_2CO_3 , Fe, Al и BaSO_4 , выделите химическим путем все соединения в чистом виде. Напишите уравнения реакций и последовательность их проведения (опишите технологию всей работы).

В трех разных пробирках без этикеток находятся растворы NH_4Cl , ZnCl_2 , MgCl_2 . С помощью только одного химического реагента установите, какое соединение находится в каждой пробирке.

Опыт 1

В 2 пробирки или гнезда пластины внесите по 5 капель раствора соляной кислоты, к одной добавьте каплю лакмуса, а к другой – каплю метилоранжа.

Как изменяется окраска индикаторов от действия кислоты?

Теперь сделайте то же самое с серной кислотой. Что наблюдаете? Какой можно сделать общий вывод о действии кислот на индикаторы – лакмус и метиловый оранжевый? Согласуется ли вывод с таблицей «Изменение цвета индикаторов».

Изменение цвета индикаторов

Индикатор	Среда		
	кислая	нейтральная	щелочная
Лакмус	красный	бурый	синий
Фенолфталеин	бесцветный	бесцветный	красный
метиловый	красный	красный	оранжевый

Задание: даны растворы 2 веществ. Как можно практически доказать, что одно из них является раствором кислоты?

Опыт 2.

В пробирки положите разные металлы: в одну – гранулу цинка, в другую – железные опилки, в третью – кусочки меди, в четвертую – кусочки алюминия. Во все пробирки налейте по 1 мл раствора соляной кислоты. Что замечаете?

В следующие четыре пробирки поместите те же металлы и в таком же количестве, прилейте по 1мл раствора серной кислоты. Что замечаете? Если в какой-либо пробирки не наблюдается реакция, то слегка нагрейте ее содержимое(осторожно!), но не доводя до кипения. Докажите, в каких пробирках выделяется газ водород.

Из пробирки, в которой осуществлялась реакция между алюминием и соляной кислотой, отберите 1-2 капли раствора, поместите их на предметное стекло, держа высоко над пламенем, выпарите его. Что осталось?

Сделайте общий вывод об отношении кислот к металлам. Для этого воспользуйтесь схемой:

Отношение металлов к воде и к некоторым кислотам

K, Ca, Na, Mg, Al	Zn, Fe, Ni, Pb	Cu, Hg, Ag, Pt, Au
Реагируют с водой	Не реагирует с водой	при
		Не реагируют с водой и

выделением водорода	обычных условиях	растворами соляной и серной кислот
Реагируют с растворами соляной и серной кислот с выделением водорода		

Опыт 3. На дно сухой пробирки поместите с помощью стеклянной лопаточки немного (по объему со спичечную головку) порошка оксида меди и прилейте 5 капель раствора серной кислоты. Содержимое пробирки взболтайте. Какого цвета образуется раствор? Если реакция не наблюдается, слегка нагрейте пробирку. Каплю полученного раствора поместите на предметное стекло и, высоко держа над пламенем горелки, нагрейте до появления первых голубых кристаллов. Длительное нагревание не рекомендуется, т.к. происходит образование ядовитых веществ. Напишите уравнение реакции взаимодействия между оксидом меди и серной кислотой.

Опыт 2.

В сухую пробирку поместите с помощью стеклянной лопаточки немного порошка оксида цинка. Прилейте 5 капель раствора серной кислоты. Что наблюдаете? В другую пробирку поместите столько же оксида цинка и прилейте 5 капель раствора соляной кислоты. Содержимое пробирок взболтайте.

Составьте уравнения реакций, запишите свои наблюдения.

Опыт 4.

В две пробирки налейте по 1—2 мл раствора гидроксида натрия и добавьте 2—3 капли раствора фенолфталеина. В первую пробирку прилейте 1—2 мл соляной кислоты, а во вторую — столько же раствора уксусной кислоты. Что наблюдаете?

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 5.

В две пробирки налейте по 1—2 мл раствора карбоната калия. В первую пробирку прилейте 1—2 мл соляной кислоты, а во вторую — столько же раствора уксусной кислоты. Что наблюдаете?

В две пробирки налейте по 1—2 мл раствора силиката калия. В первую пробирку прилейте 1—2 мл соляной кислоты, а во вторую — столько же раствора уксусной кислоты. Что наблюдаете?

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 6.

Возьмите одну стеклянную лопаточку гидроксида меди, поместите в сухую пробирку, которую укрепите наклонно в лапке металлического штатива. Вначале прогрейте всю пробирку, а затем нагревайте то место, где находится гидроксид меди. Что замечаете на стенках пробирки? Какого цвета получается твердое вещество? Напишите уравнение реакции разложения гидроксида меди.

Опыт 7.

Налейте в одну пробирку 1,5 мл раствора нитрата (ацетата) свинца, в другую — столько же раствора хлорида или сульфата цинка. В первую пробирку опустите гранулу цинка, во вторую — кусочек свинца. Пробирки не взбалтывайте. Через 3-4 мин рассмотрите их и установите, в какой из пробирок произошли изменения.

Налейте в одну пробирку 1,5 мл раствора хлорида или сульфата меди, в другую — столько же раствора хлорида или сульфата железа. Наклонив первую пробирку, осторожно опустите в нее железный стержень, во вторую — кусочек меди. Через 2-3 мин отметьте происшедшие изменения.

Укажите, какой раствор соли с каким металлом вступил в реакцию. Напишите уравнения реакций. Сделайте выводы.

Инструкция по выполнению лабораторной работы «Щелочи»

1. Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.

2. В пять кювет для капельного анализа внесите по 2 капли щёлочи. Затем добавьте в кювету:
3. - опыт № 1. индикатор метиловый оранжевый
4. - опыт № 2. индикатор лакмус синий
5. - опыт № 3. индикатор универсальный
6. - опыт № 4. индикатор фенолфталеин
7. - опыт № 5. индикатор метиловый оранжевый, а далее кислоту.
8. Прикрепите держатель к фарфоровой чашке.
9. - опыт № 6 в фарфоровую чашку внести по 2 капли щёлочи и по каплям добавить соль меди.
10. Прикрепите держатель к фарфоровой чашке.
11. - опыт № 7 в фарфоровую чашку внести по 2 капли щёлочи и нагрейте.
12. Запишите наблюдаемые явления в таблицу.

Методика анализа результатов, полученных в ходе лабораторной работы






1. Используя инструкцию по выполнению лабораторной работы, проведите опыты.
2. Следующий опыт следует начинать только после полного разбора предыдущего опыта.

Отчет по лабораторной работе №2

1. В тетради для лабораторных работ напишите номер, название и учебную цель занятия.
2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторной работе.
3. Заполните таблицы.
4. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, насколько успешно Вы справились с учебными задачами лабораторной работы и реализованы ли образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения.
5. Подготовьтесь к защите работы.

Таблица для заполнения к отчету:

Название опыта	Рисунок того что делаете	Наблюдения и их объяснения	Уравнения реакций
Испытание растворов кислот индикаторами.		Цвет фенолфталеина - Цвет лакмуса - Цвет метилоранжа-	_____
Взаимодействие металлов с кислотами.			
Взаимодействие кислот с оксидами металлов.			

Взаимодействие кислот с основаниями.			
Взаимодействие кислот с солями.			
Испытание растворов щелочей индикаторами.		Цвет лакмуса- Цвет фенолфталеина- Цвет метилоранжа-	_____
Взаимодействие щелочей с солями.			
Разложение нерастворимых оснований.			

Вывод:.....

Инструкция по выполнению лабораторной работы часть 2 и 3.

1. Получите гидроксид цинка из растворов хлорида цинка и гидроксида натрия:

А) к 1 мл раствора хлорида цинка осторожно по каплям добавьте раствор гидроксида натрия;

Б) к 1 мл раствора гидроксида натрия осторожно по каплям добавьте раствор хлорида цинка;

Ваши наблюдения. Попробуйте объяснить, почему реакции протекают по-разному.

В) проделайте те же опыты с солью алюминия.

Г) составьте уравнения разложения гидроксидов меди, цинка и алюминия без проведения опыта.

Д) полученный гидроксид цинка разделите на 3 части. Одна часть послужит Вам «свидетелем», ко второй частим прилейте раствор кислоты, к третьей –

Раствор щелочи.

Е) проделайте те же исследования с образцом гидроксида алюминия.

Ж) испытайте образцы на действие индикаторов.

Контрольные вопросы

1. Из курса математики Вы знаете: «от перемены мест слагаемых сумма не изменяется». Опровергните это утверждение на примере одного из опытов этой работы.

2. Как получить гидроксид двухвалентного железа и доказать, что это основной оксид? Запишите все уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

3. Перечислите ионы металлов, образующие амфотерные гидроксиды. Какая закономерность при этом выполняется?

4. В 3 склянках без этикеток находятся растворы солей: хлорида цинка, хлорида меди и хлорида кальция. Докажите с помощью одного химического реактива, какое вещество находится в какой пробирке.

Порядок выполнения отчёта по практической работе

1. В тетради для практических работ напишите номер, название и учебную цель работы.

2. Ответьте на контрольные вопросы для закрепления теоретического материала к практической работе.

3. Заполните таблицы.

Что наблюдаю	Гидроксид натрия (щелочь)	Гидроксид меди (нерастворимое Основание)	Гидроксид цинка (амфотерный гидроксид)	Гидроксид алюминия (амфотерный гидроксид)
При добавлении кислоты				
При добавлении щелочи				
При нагревании				
В присутствии индикаторов: метилоранжа фенолфталеина лакмуса				

4. Запишите все уравнения проведенных реакций и дайте им пояснения.

5. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, насколько успешно Вы справились с учебными задачами практической работы и реализованы ли образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения.

6. Подготовьтесь к защите работы.

Литература:

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2013.

2. Ерохин Ю.М. Химия: учеб. для студ. учреждений сред. проф. образования / Ю.М. Ерохин. - М.: Академия, 2011. с. 170-360.

23. Структура лабораторной работы

Тема 2. 11. «Основные классы неорганических и органических соединений»

Тема:

«Получение хлороводорода и соляной кислоты, их свойства».

Учебная цель: получить хлороводород в лабораторных условиях, изучить его растворимость в воде, экспериментально ознакомиться со свойствами хлороводородной кислоты и её качественными реакциями.

Учебные задачи:

1. Экспериментальным путем получить хлороводород

2. Выбрать способ собирания полученного газа.
3. Отработать методы доказательства собранного газа.
4. Изучить свойства собранного газа.

Образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения:

Студент должен

иметь практический опыт: составления уравнений химических реакций в молекулярном и ионном видах;

уметь: работать в лаборатории с соблюдением правил ТБ;

знать: химические свойства и способы получения газов в лаборатории;

владеть: навыками экспериментальной работы при работе в кабинете химии.

Оснащение занятия (средства обучения):

1. Лабораторное оборудование: фарфоровая ложечка, круглодонная колба, резиновая пробка с двумя отверстиями, стеклянные трубки разной длины, резиновые шланги под трубки, толстостенная пробирка с пробкой, с отверстием, воронка, вода, серная кислота 3:2, поваренная соль, индикатор кислотный, гранулы цинка, р – р нитрата серебра, р – р щелочи, лабораторный штатив с зажимами и кольцом, спиртовка, спички.

2. Тетрадь для практических работ

3. Инструкционные карты

4. Чертежные принадлежности: линейка, простой карандаш.

Время выполнения 2 часа

Краткие теоретические материалы по теме работы

Соляная кислота, хлористо-водородная кислота, HCl , сильная одноосновная кислота, раствор хлористого водорода в воде. С. к. — бесцветная жидкость с острым запахом хлористого водорода. Техническая кислота имеет желтовато-зелёный цвет из-за примесей хлора и солей железа. Максимальная концентрация С. к. около 36%; такой раствор имеет плотность $1,18 \text{ г/см}^3$, на воздухе он "дымит", т.к. выделяющийся HCl образует с водяным паром мельчайшие капельки.

С. к. была известна алхимикам в конце 16 в., которые получали её нагреванием поваренной соли с глиной или с железным купоросом. Под названием "соляной спирт" её в середине 17 в. описал И. Р. Глаубер, приготовивший С. к. взаимодействием NaCl с H_2SO_4 . Метод Глаубера применяют и в настоящее время.

С. к. — одна из самых сильных кислот. Она растворяет (с выделением H_2 и образованием солей — **хлоридов**) все металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода. Хлориды образуются и при взаимодействии С. к. с окислами и гидроокисями металлов. С сильными окислителями С. к. ведёт себя как восстановитель, например: $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

производство С. к. в промышленности включает две стадии: получение HCl и его абсорбцию водой. Основным способ получения HCl — синтез из Cl_2 и H_2 . Большие количества HCl образуются в качестве побочного продукта при хлорировании органических соединений: $\text{RH} + \text{Cl}_2 = \text{RCl} + \text{HCl}$, где R — органический радикал.

Выпускаемая техническая С. к. имеет крепость не менее 31% HCl (синтетическая) и 27,5% HCl (из NaCl). Торговую кислоту называют разбавленной, если она содержит, например, 12,2% HCl ; при содержании 24% и больше HCl её называют концентрированной. В лабораторной практике 2н. HCl (7%-ную, плотность 1,035) обычно называют разбавленной С. к.

С. к. — важнейший продукт химической промышленности. Она идёт на получение хлоридов различных металлов и синтез хлор-содержащих органических продуктов. С. к. применяют для травления металлов, для очистки различных сосудов, обсадных труб буровых скважин от карбонатов, окислов и др. осадков и загрязнений. В металлургии ею обрабатывают руды, в кожевенной промышленности — кожу перед дублением. С. к. — важный реактив в лабораторной практике. Транспортируют С. к. в стеклянных бутылках или гуммированных (покрытых слоем резины) металлических сосудах.

Газообразный HCl токсичен. Длительная работа в атмосфере HCl вызывает катары дыхательных путей, разрушение зубов, изъязвление слизистой оболочки носа, желудочно-кишечные расстройства. Допустимое содержание HCl в воздухе рабочих помещений не более 0,005 мг/л. Защита: противогаз, очки, резиновые перчатки, обувь, фартук.

C. к. содержится в желудочном соке (около 0,3%); способствует пищеварению и убивает болезнетворные бактерии.

В медицинской практике разведённую C. к. применяют в каплях и микстурах в комбинации с пепсином при заболеваниях, сопровождающихся недостаточной кислотностью желудочного сока (например, гастрите), а также гипохромной анемии (совместно с препаратами железа для улучшения их всасывания).

Вопросы для закрепления теоретического материала к работе:

1. Растворы хлора, брома и йода соответственно называют хлорной, бромной и йодной водой. Почему нет фтороводородной воды?

2. Напишите не менее пяти уравнений реакций получения хлорида магния. Там, где это имеет место, запишите ионные уравнения и рассмотрите их как окислительно – восстановительные реакции.

Инструкция по выполнению работы

Соберите прибор по инструкции.

Насыпьте в пробирку – реактор одну фарфоровую ложку поваренной соли.

Прилейте серной кислоты столько, чтобы она хорошо смочила соль.

Закрепите пробирку с содержимым в лапке штатива на высоте, достаточной для размещения под ней спиртовки.

Вставьте в пробирку пробку с газоотводной трубкой.

Возьмите круглодонную колбу, вставьте в неё пробку с двумя газоотводными трубками.

Закрепите колбу в штативе и соедините кусочками резинового шланга газоотводные трубки и колбы и пробирки.

Вставьте в кольцо штатива воронку.

Соедините воронку со второй трубкой колбы посредством резинового шланга. Налейте в воронку воды на 2/3 её объёма.

Нагрейте осторожно реакционную смесь в пробирке – реакторе. Куда поступает выделяющийся газ?

Закончите нагревание при появлении и равномерном пробулькивании пузырьков газа в воронке или появлении едва заметного белого «дымка» в колбе.

Покачайте слегка воронку с водой, чтобы привести в соприкосновение с газом воду. Что наблюдаете в колбе? Объясните наблюдения.

Слейте раствор хлороводорода в стакан. Докажите, что полученный раствор – соляная кислота. Для этого возьмите 4 пробирки, поставьте их в штатив в один ряд, заполните пробирка так: 1 – щелочь, 2 – щелочь с индикатором, 3 – гранулы цинка, 4 – р – р нитрата серебра. Добавьте в каждую пробирку по несколько капель полученной кислоты.

Контрольные вопросы

1. Зарисуйте опыт: к пробирке с полученным хлороводородом поднесли стеклянную палочку смоченную раствором аммиака. Сделайте к рисунку поясняющие надписи..

2. Приведите качественные реакции определяющие ионы H^+ и Cl^- .

Порядок выполнения отчёта по работе

1. В тетради для практических работ напишите номер, название и учебную цель занятия.

2. Ответьте на вопросы для закрепления теоретического материала к практическому занятию.

3. Заполните таблицу:

Что делаю	Рисунки	Наблюдения	Уравнения реакций и выводы

4. Запишите вывод о проделанной работе, отразите, насколько успешно Вы справились с учебными задачами занятия и реализованы ли образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения.

5. Подготовьтесь к защите работы.

Литература:

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2013.

2. Ерохин Ю.М. Химия: учеб. для студ. учреждений сред. проф. образования / Ю.М. Ерохин. – М.: Академия, 2011. с. 170-360.

24 . Лабораторная работа

Тема 2. 11. «Основные классы неорганических и органических соединений»

Тема:

«Получение, собирание и изучение свойств аммиака».

Учебная цель: получить аммиак, доказать его наличие, исследовать его физические свойства, доказать основные и восстановительные свойства

Учебные задачи:

Работа 1.

1. Экспериментальным путем получить углекислый газ

2. Выбрать способ собирания полученного газа.

3. Отработать методы доказательства собранного газа..

Работа 2.

1. Познакомиться экспериментально с химическими свойствами кислот.

2. Закрепить умения составлять уравнения реакций в молекулярном и ионном видах.

Образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения:

Студент должен

иметь практический опыт: составления уравнений химических реакций в молекулярном и ионном видах;

уметь: работать в лаборатории с соблюдением правил ТБ;

знать: химические свойства и способы получения неорганических кислот;

владеть: навыками экспериментальной работы при работе в кабинете химии.

Оснащение занятия:

1. Оборудование и реактивы: спиртовка, металлический штатив, пробка с газоотводной трубкой, стеклянная лопаточка или ложечка, 5 пробирок, из них 2 сухие, ватный тампон, сосуд, наполненный водой, индикаторная бумажка, хлорид аммония, гидроксид кальция, раствор соляной кислоты, раствор бромной воды, фарфоровая чашка, стеклянная палочка.

2. Тетрадь для лабораторных работ

3. Чертежные принадлежности: линейка, простой карандаш.

Время выполнения 2 часа

Краткие теоретические материалы по теме лабораторной работы

Аммиак — NH_3 , нитрид водорода, при нормальных условиях — бесцветный газ с резким характерным запахом (запах нашатырного спирта), почти вдвое легче воздуха, ядовит. Растворимость NH_3 в воде чрезвычайно велика — около 1200 объёмов (при $0\text{ }^\circ\text{C}$) или 700 объёмов (при $20\text{ }^\circ\text{C}$) в объёме воды. В холодильной технике носит название R717, где R — Refrigerant (хладагент), 7 — тип хладагента (неорганическое соединение), 17 — молекулярная масса.

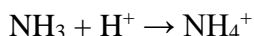
Молекула аммиака имеет форму тригональной пирамиды с атомом азота в вершине. Три неспаренных p-электрона атома азота участвуют в образовании полярных ковалентных связей с 1s-электронами трёх атомов водорода (связи N–H), четвёртая пара внешних

электронов является неподелённой, она может образовать донорно-акцепторную связь с ионом водорода, образуя ион аммония NH_4^+ . Благодаря тому, что не связывающее двухэлектронное облако строго ориентировано в пространстве, молекула аммиака обладает высокой полярностью, что приводит к его хорошей растворимости в воде.

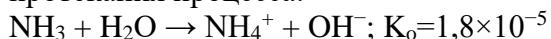
В жидком аммиаке молекулы связаны между собой водородными связями. Сравнение физических свойств жидкого аммиака с водой показывает, что аммиак имеет более низкие температуры кипения ($t_{\text{кип}} -33,35\text{ }^\circ\text{C}$) и плавления ($t_{\text{пл}} -77,70\text{ }^\circ\text{C}$), а также более низкую плотность, вязкость (вязкость жидкого аммиака в 7 раз меньше вязкости воды), проводимость и диэлектрическую проницаемость. Это в некоторой степени объясняется тем, что прочность этих связей в жидком аммиаке существенно ниже, чем у воды, а также тем, что в молекуле аммиака имеется лишь одна пара неподелённых электронов, в отличие от двух пар в молекуле воды, что не даёт возможность образовывать разветвлённую сеть водородных связей между несколькими молекулами. Аммиак легко переходит в бесцветную жидкость с плотностью $681,4\text{ кг/м}^3$, сильно преломляющую свет. Подобно воде, жидкий аммиак сильно ассоциирован, главным образом за счёт образования водородных связей. Жидкий аммиак практически не проводит электрический ток. Жидкий аммиак — хороший растворитель для очень большого числа органических, а также для многих неорганических соединений. Твёрдый аммиак — бесцветные кубические кристаллы.

Химические свойства

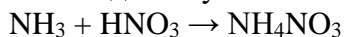
Благодаря наличию неподелённой электронной пары во многих реакциях аммиак выступает как нуклеофил или комплексообразователь. Так, он присоединяет протон, образуя ион аммония:



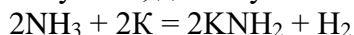
Водный раствор аммиака («нашатырный спирт») имеет слабощелочную реакцию из-за протекания процесса:



Взаимодействуя с кислотами даёт соответствующие соли аммония:

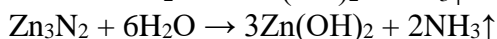
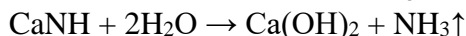
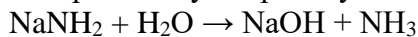


Аммиак также является очень слабой кислотой (в 10 000 000 000 раз более слабой, чем вода), способен образовывать с металлами соли — амиды. Соединения, содержащие ионы NH_2^- , называются амидами, NH^{2-} — имидами, а N^{3-} — нитридами. Амиды щелочных металлов получают, действуя на них аммиаком:

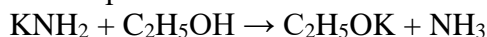


Амиды, имиды и нитриды ряда металлов образуются в результате некоторых реакций в среде жидкого аммиака. Нитриды можно получить нагреванием металлов в атмосфере азота.

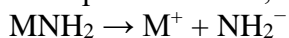
Амиды металлов являются аналогами гидроксидов. Эта аналогия усиливается тем, что ионы OH^- и NH_2^- , а также молекулы H_2O и NH_3 изоэлектронны. Амиды являются более сильными основаниями, чем гидроксиды, а следовательно, подвергаются в водных растворах необратимому гидролизу:



и в спиртах:

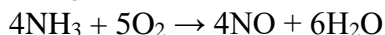
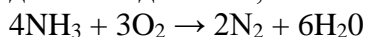


Подобно водным растворам щелочей, аммиачные растворы амидов хорошо проводят электрический ток, что обусловлено диссоциацией:



Фенолфталеин в этих растворах окрашивается в красный цвет, при добавлении кислот происходит их нейтрализация. Растворимость амидов изменяется в такой же последовательности, что и растворимость гидроксидов: LiNH_2 — нерастворим, NaNH_2 — малорастворим, KNH_2 , RbNH_2 и CsNH_2 — хорошо растворимы.

При нагревании аммиак проявляет восстановительные свойства. Так, он горит в атмосфере кислорода, образуя воду и азот. Окисление аммиака воздухом на платиновом катализаторе даёт оксиды азота, что используется в промышленности для получения азотной кислоты:



На восстановительной способности NH_3 основано применение нашатыря NH_4Cl для очистки поверхности металла от оксидов при их пайке:

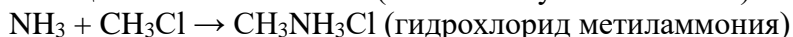


Окисляя аммиак гипохлоритом натрия в присутствии желатина, получают гидразин:



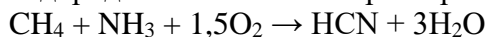
Галогены (хлор, йод) образуют с аммиаком опасные взрывчатые вещества — галогениды азота (хлористый азот, иодистый азот).

С галогеноалканами аммиак вступает в реакцию нуклеофильного присоединения, образуя замещённый ион аммония (способ получения аминов):



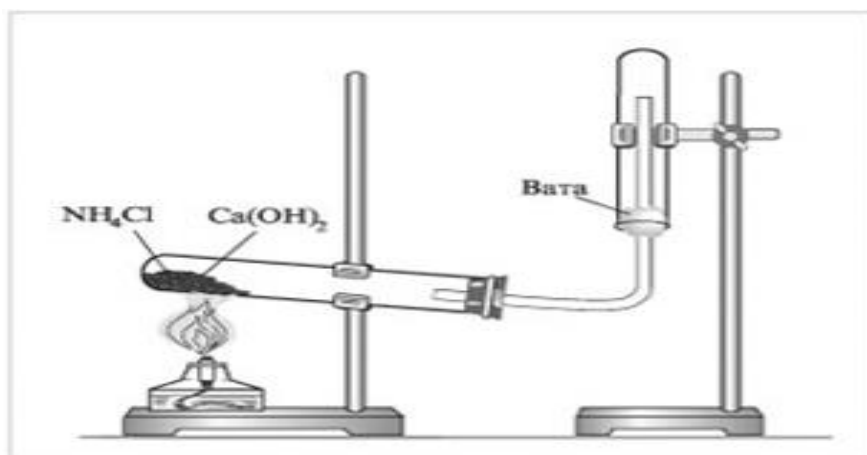
С карбоновыми кислотами, их ангидридами, галогенангидридами, эфирами и другими производными даёт амиды. С альдегидами и кетонами — основания Шиффа, которые возможно восстановить до соответствующих аминов (восстановительное аминирование).

При 1000°C аммиак реагирует с углём, образуя HCN и частично разлагаясь на азот и водород. Также он может реагировать с метаном, образуя ту же самую синильную кислоту:



Вопросы для закрепления теоретического материала к лабораторной работе:

Инструкция по выполнению лабораторной работы



Прибор для получения аммиака.

В фарфоровую чашку насыпьте 200 мг (4 стеклянные лопаточки) хлорида аммония и 100 мг гидроксида кальция. Смесь перемешайте стеклянной палочкой и насыпьте в сухую пробирку. Закройте её пробкой с газоотводной трубкой и укрепите в лапке штатива. На газоотводную трубку оденьте вверх дном сухую пробирку для собирания аммиака и отверстие её закройте ватным тампоном. Пробирку со смесью слегка прогрейте, а затем нагревайте в том месте, где находится смесь. Для обнаружения аммиака поднесите к отверстию перевернутой вверх дном пробирки влажную индикаторную бумажку. Обнаружив аммиак, поднесите к отверстию пробирки стеклянную палочку, смоченную раствором соляной кислоты. Что наблюдаете?

Теперь прекратите нагревание смеси. Пробирку, в которой собран аммиак,

Плавнo снимите с газоотводной трубки, держа её вверх дном. Немедленно закройте отверстие пробирки большим пальцем и опустите в сосуд с водой. Палец отнимите только под водой. Что наблюдаете? Если вода в пробирке не поднимается, закройте пальцем отверстие пробирки под водой, выньте её из сосуда, встряхните, не отнимая палец, и

25. Структура лабораторной работы

Тема 2. 11. «Основные классы неорганических и органических соединений»

Тема:

Работа 1. «Получение, собирание и изучение свойств углекислого газа».

Учебная цель работы 1:

1. Освоить приемы получения в лаборатории углекислого газа
2. Научиться собирать газ с относительной плотностью меньше плотности воздуха и проводить опыты с ним.

Учебная цель работы 2:

1. Исследовать, как действуют кислоты на индикаторы
2. Исследовать, все ли металлы реагируют с кислотами, всегда ли при этом выделяется водород?
3. Доказать, что при взаимодействии кислот с оксидами металлов образуются соли.
4. Изучить взаимодействие кислот с основаниями.
5. Изучить взаимодействие кислот с солями.
6. Исследовать, на какие вещества разлагается гидроксид меди.
7. Отработать навыки составления уравнений химических реакций в молекулярном и ионном видах.

Учебные задачи:

Работа 1.

1. Экспериментальным путем получить углекислый газ
2. Выбрать способ собирания полученного газа.
3. Отработать методы доказательства собранного газа..

Образовательные результаты, заявленные во ФГОС третьего поколения:

Студент должен

иметь практический опыт: составления уравнений химических реакций в молекулярном и ионном видах;

уметь: работать в лаборатории с соблюдением правил ТБ;

знать: химические свойства и способы получения неорганических кислот;

владеть: навыками экспериментальной работы при работе в кабинете химии.

Задачи лабораторной работы:

1. Повторить теоретический материал по теме лабораторной работы.
2. Ответить на вопросы для закрепления теоретического материала.
3. Провести эксперимент, соблюдая правила техники безопасности.
4. Оформить отчет.

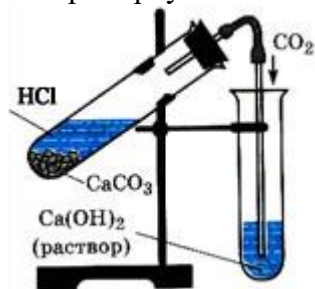
Оснащение занятия для работы 1.

1. Сборник методических указаний для студентов по выполнению практических занятий и лабораторных работ по учебной дисциплине «Химия».
1. Тетрадь для практических занятий и лабораторных работ в клетку.
2. Ручка.
3. Простой карандаш.
4. Линейка.
5. Оборудование работы 1: штатив с пробирками, изогнутые стеклянные трубочки, пробки с отверстиями, спиртовка, штатив с зажимом, мрамор, соляная кислота (1:2), Известковая вода. Спички, лучина.

Инструкция по выполнению лабораторной работы 1.

Опыт 1. Получение углекислого газа и опыты с ним.

В пробирку насыпать карбонат кальция, добавить 2-3 мл соляной кислоты, закрыть



пробкой с газоотводной трубкой и опустить конец трубки сначала в пробирку с обычной водой, а затем в пробирку с (известковой водой) гидроксидом кальция.

- В пробирку с водой добавить лакмус. Что наблюдаете? Сделать выводы.

- Что произошло в пробирке, где была известковая вода после пропускания углекислого газа? Объясните наблюдения.

- Снимите газоотводную трубку и внесите в пробирку с углекислым газом горящую лучинку. Что наблюдаете? Сделайте выводы.

Опыт 2. Налейте в одну пробирку 0,5 мл раствора карбоната натрия, в другую – столько же раствора гидрокарбоната натрия. Добавьте в каждую пробирку 5-6 капель соляной кислоты HCl. Запишите наблюдения и уравнения проведенных реакций в молекулярном и ионном виде.

Опыт 3. В пробирку насыпать карбонат кальция, добавить 2-3 мл соляной кислоты закройте ее газоотводной трубкой и закрепите в пробиркодержателе. Конец газоотводной трубки опустите в пробирку с 1 мл известковой воды. Наблюдайте выделение пузырьков газа в пробирке с известковой водой и помутнение раствора.

Продолжайте пропускать углекислый газ до растворения мути и получения прозрачного раствора, затем выньте газоотводную трубку и прекратите нагревание. Запишите уравнения реакций образования карбоната и гидрокарбоната натрия.

Разделите полученный прозрачный раствор на две части. Одну часть осторожно нагрейте до помутнения - образования нерастворимого карбоната кальция. Составьте уравнения реакции. К другой части раствора прилейте 1-2 капли известковой воды и наблюдайте помутнение. Составьте уравнение реакции, при которой гидрокарбонат кальция превращается в карбонат под воздействием щелочи - гидроксида кальция.

Обобщите полученные результаты и сделайте выводы об общих и особенных свойствах карбонатов и гидрокарбонатов

Инструкция по выполнению лабораторной работы 2.

Отчет по работе 1.

Название опыта	Что делаю	Что наблюдаю	Уравнения реакций и выводы

Вывод:

Литература:

1. Габриелян О.С. Химия: учебник для студентов профессиональных учебных заведений – М., 2013.

2. Ерохин Ю.М. Химия: учеб. для студ. учреждений сред. проф. образования / Ю.М. Ерохин. - М.: Академия, 2011. с. 170-360