Государственное бюджетное профессиональное образовательное учреждение Московской области «Орехово-Зуевский железнодорожный техникум имени В.И.Бондаренко»

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ СТУДЕНТОВ

по выполнению практических работ

по дисциплине ОУД.10 Химия

для специальности

08.02.01Строительство и эксплуатация зданий и сооружений

Орехово-Зуево, 2023 год

Рассмотрено ПЦК

Протокол № _____

«____»_____2023 г.

Председатель:

Долженкова Е.И

Автор: Кононова Н.С. – преподаватель химии ГБПОУ МО «ОЗЖТ имени В.И. Бондаренко»

Аннотация: Методические указания составлены в соответствии с программой дисциплины ХИМИЯ. В методических указаниях приведена структура и содержание 10 практических работ, предусмотренных рабочей программой дисциплины. Методические указания предназначены для студентов 1 курса специальностей СПО 08.02.01 Строительство и эксплуатация зданий и сооружений (на базе основного общего образования) в соответствии стребованиями ФГОС СПО третьего поколения.

Данные методические указания составлены по кейс-методу и могут быть использованы преподавателями техникума, а также преподавателями аналогичных и смежных дисциплин других образовательных учреждений.

Содержание

Пояснительная записка	4
Методические рекомендации	6
Тематический план лабораторных работ по дисциплине	7
Техника безопасности	8
Общая и неорганическая химия	
Практическое занятие №1.	10
Периодический закон и Периодическая система Д.И.Менделеева.	
Классы неорганических соединений.	
Практическое занятие № 2	17
Растворы. Теория электролитической диссоциации.	
Гидролиз солей.	
Практическое занятие № 3	22
Химические реакции.	
Практическое занятие № 4	26
Свойства металлов и неметаллов и их соединений.	
Органическая химия	
Практическое занятие № 1.	31
Предельные и непредельные углеводороды.	
Практическое занятие № 2.	32
Ароматические углеводороды. Фенолы.	
Практическое занятие № 3.	34
Спирты. Альдегиды. Кетоны.	
Практическое занятие № 4.	40
Карбоновые кислоты и их производные.	
Практическое занятие № 5.	45
Жиры. Белки.Углеводы.	
Практическое занятие № 6.	54
Биологически активные соединения.	

ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Методические указания предназначены для студентов и служат пособием при выполнении практических работ, предусмотренных рабочими учебными планами специальности СПО 08.02.01.Строительство и эксплуатация зданий и сооружений (на базе основного общего образования) и запланированных в рабочих программах.

Содержание и объем практических работ по дисциплине «ХИМИЯ» соответствует требованиям ФГОС СПО.

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

В результате выполнения лабораторных работ студент должен уметь: **называть:** изученные вещества по «тривиальной» или международнойноменклатурам;
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 исвойства 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 эксперим проводить** расчеты по химическим формулам и уравнениям реакций; **осуществлять** самостоятельный поиск химической информации с использованием различныхисточников (справочных, научных и научно-популярных изданий, компьютерныхбаз 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: для понимания глобальных проблем, стоящих перед человечеством:экологических, энергетических и сырьевых;

1. объяснения химических явлений, происходящих в природе, быту и напроизводстве;
2. экологически грамотного поведения в окружающей среде;
3. оценки влияния химического загрязнения окружающей среды нао
4. безопасной работы с веществами в лаборатории, быту и на производстве;
5. определения возможности протекания химических превращений вразличных условиях и оценки их последствий;
6. распознавания и идентификации важнейших веществ и материалов;
7. оценки качества питьевой воды и отдельных пищевых продуктов;
8. критической оценки достоверности химической информации,поступающей из различных источников.

При выполнении практических работ следует освоить компетенции. Особое значение дисциплина имеет при формировании и развитии ОК 01,ОК02, ОК 04,ОК07, ПК2.2

Выполненные работы должна быть представлены в виде отчета по заданнойформе.

Результат выполнения практических заданий оценивается по пятибальнойсистеме.

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 запущены 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 10 практических занятий. Каждое практическое и лабораторное занятие содержит цель, перечень оснащения работы, содержание работы, методическое руководство к выполнению, контрольные вопросы, форму предъявления отчета, критерии оценки.

Методические рекомендации по выполнению практических работ

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

Для эффективного выполнения заданий ВЫ 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 выставляетсяпо пятибалльной системе.

Условия и порядок выполнения работы:

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

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 практических работ по дисциплине «Химия»

Тема	Кол-во часов
Практическое занятие №1. Периодический закон и Периодическая система Д.И.Менделеева. Классы неорганических соединений.	**4**
Практическое занятие № 2 Растворы. Теория электролитической диссоциации. Гидролиз солей.	**4**
Практическое занятие № 3 Химические реакции.	**4**
Практическое занятие № 4 Свойства металлов и неметаллов и их соединений.	**4**
Практическое занятие № 1. Предельные и непредельные углеводороды.	**4**
Практическое занятие № 2. Ароматические углеводороды. Фенолы.	**4**
Практическое занятие № 3. Спирты. Альдегиды. Кетоны.	**4**
Практическое занятие № 4. Карбоновые кислоты и их производные.	**4**
Практическое занятие № 5. Жиры. Белки.Углеводы.	**4**
Практическое занятие № 6. Биологически активные соединения.	**4**

Техника безопасности

Лабораторные и практические работы проводят в специально оборудованной химической лаборатории.

При работе в лаборатории необходимо знать и строго соблюдать установленные правила.

Работать разрешается только после ознакомления с правилами по технике безопасности и правилами работы в химической лаборатории.

1. Рабочее место содержите в чистоте и порядке, не загромождайте его посторонними предметами.
2. Не допускайте попадания химических реактивов на кожу и одежду. Нельзя брать вещества руками и пробовать на вкус
3. Не уносите на свои рабочие места реактивы общего пользования. Если нет указаний по дозировке реактивов для данного опыта, то берите их в минимальном количестве.
4. Запрещается пользоваться реактивами без этикеток или с сомнительными этикетками.
5. Во всех опытах используйте дистиллированную воду. Сухие реактивы берите только чистым шпателем. Не путайте пробки от склянок с различными реактивами. Излишки реактивов не высыпайте и не выливайте в склянки, из которых они взяты.
6. Особую осторожность соблюдайте при работе ядовитыми и вредными веществами, с концентрированными кислотами и щелочами. Работать с ними следует в вытяжном шкафу.
7. При нагревании жидкости в пробирке необходимо держать ее так, чтобы в случае разбрызгивания жидкость не попала на самого экспериментатора и рядом работающих студентов, т.е. отверстие пробирки должно быть направлено в сторону от себя и товарищей. Лучше всего направить его на стенку вытяжного шкафа. Не забывайте пользоваться при этом держателем.
8. После опытов остатки реактивов сливайте в раковину после разбавления водой. Металлы собирайте в отведенную для этого склянку. Остатки агрессивных и дорогостоящих реактивов собирайте в специальные склянки.
9. Не трогайте, не включайте и не выключайте без разрешения рубильники и электрические приборы.
10. В лаборатории соблюдайте тишину, не занимайтесь посторонними делами, не проводите опыты, не относящиеся к данной лабораторной работе или практическому занятию и не описанные в методическом указании.

Студентам следует заранее готовиться к лабораторной работе или практическому занятию. Выполнению лабораторной работы или практического занятия предшествует собеседование с преподавателем. Подготовку рекомендуется начинать с изучения теоретического материала, относящегося к данной работе. Необходимо твердо усвоить основные теоретические положения, законы и их математические выражения.

Перед выполнением работы следует ознакомиться с методикой проведения эксперимента, изучить принцип действия приборов и установок, понять цель

работы. При выполнении лабораторной работы или практического занятия внимательно следите за ходом опыта. В случае неудачной постановки опыта, прежде чем его повторить, установите причину неудачи. После окончания работы необходимо вымыть посуду, привести в порядок рабочее место.
За чистоту и порядок на рабочем месте отвечает студент, а в лаборатории - дежурный студент. Дежурный принимает рабочее место у студентов, закончивших выполнение лабораторной работы или практического занятия, и сдает лабораторию лаборанту. Кроме того, дежурный студент должен получить у лаборанта все необходимое для проведения данной лабораторной работы или практического занятия, а после окончания работы или занятия - сдать. После выполнения лабораторной работы или практического занятия студент должен оформить отчет и сдать его преподавателю.

Первая помощь при несчастных случаях

В лаборатории бывают случаи, требующие неотложной медицинской помощи, - порезы рук стеклом, ожоги горячими предметами, кислотами, щелочами. В особо серьезных случаях необходимо обратиться к врачу.
Для оказания первой помощи в лаборатории имеется аптечка.
1. При ранении стеклом удалите осколки из раны, смажьте края раны раствором йода и перевяжите бинтом.
2. При ожоге рук или лица реактивом смойте реактив большим количеством воды, затем либо разбавленной уксусной кислотой (в случае ожога щелочью), либо раствором соли (в случае ожога кислотой), а затем опять водой.
3. При ожоге горячей жидкостью или горячим предметом обожженное место обработайте свежеприготовленным раствором перманганата калия, смажьте обожженное место мазью от ожога или вазелином. Можно присыпать ожог содой и забинтовать.
4. При химических ожогах глаз обильно промойте их водой, используя глазную ванночку, а затем обратитесь к врачу.

Общая и неорганическая химия.

Практическое занятие №1. Периодический закон и Периодическая система Д.И.Менделеева. Классы неорганических соединений.

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 практической 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 ковалентнуто 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 электроположительности ↓ / Уменьшение электроотрицательности

Увеличение электроотрицательности →

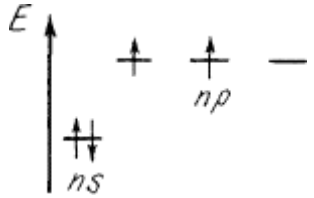
Уменьшение электроположительности

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	$1s^22s^1$	**N**	$1s^22s^2p^3$
Be	$1s^22s^2$	**O**	$1s^22s^2p^4$
B	$1s^22s^2p^1$	**F**	$1s^22s^2p^5$
C	$1s^22s^2p^2$	**Ne**	$1s^22s^2p^6$

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^2p^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 — $ЭH_4$, причем связи Э—Н ковалентны и равноценны

вследствие гибридизации s- и p- орбиталей с образованием направленных под тетраэдрическими углами sp^3 -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 p-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 Li → Be → B → 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:

- N → P → As
- S → P → Si
- Sb → As → P
- Al → C → N

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

- Ca(0)
- Al(3+)
- Cs(+)
- K(+)

4. В каком ряду кислотность соединений возрастает

- Cr(0), Cr(3+), Cr(+6)
- Mn(+6), Mn(+4), Mn(+2)
- Cl(+7), Cl(+3), Cl(+1)
- S(+6), S(+4), S(0)

5. Как изменяются кислотные свойства оксидов хрома в ряду: CrO - Cr2O3 - CrO3

- 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:

- фософра
- азота
- рубидия

- водорода

8. Только амфотерные оксиды указаны в ряду:

- Na_2O, ZnO, CuO
- ZnO, Al_2O_3, Cr_2O_3
- Al_2O_3, FeO, SO_3
- CO_2, CO, N_2O_5

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

- утвеждение А верно
- веное 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:

1.Закономерности изменения химических свойств элементов и их соединений по периодам и группам.

2. Усиление металлических свойств простых веществ происходит в ряду:
Ba – Ca – Be 2) Ca – Ba – Be 3) Ba – Be – Ca 4) Be – Ca – Ba
3. В ряду элементов Cs – K – Li возрастает:
восстановительная способность простых веществ 3) электроотрицательность
радиус атома 4) химическая активность простых веществ
4. Основные свойства наиболее выражены у оксида:
натрия 2) калия 3) магния 4) бериллия
5. Металлические свойства усиливаются в ряду:
Ca – Mg – Be 2) Ca – Sr – Rb 3) Al – Mg – Be 4) Ba – Na – Li
6. Неметаллические свойства наиболее выражены у элемента:
Si 2) Ge 3) P 4) As
7. В порядке возрастания атомных радиусов расположены элементы:
F – Cl – Br 2) K – Ca – Mg 3) Na – Mg – Al 4) Ba – Be – Li
8. Кислотные свойства гидроксидов усиливаются в ряду:
H_2SeO_4 – $HBrO_4$ – $HClO_4$ 2) $HBrO_4$ – H_2SeO_4 – $HClO_4$ 3) H_2SeO_4 – $HClO_4$– $HBrO_4$
$HClO_4$– $HBrO_4$ – H_2SeO_4
9. Наиболее сильным основанием является:
NaOH 2) RbOH 3) KOH 4) LiOH
10. Наиболее активным металлом четвертого периода является:
калий 2) кальций 3) железо 4) германий
11. Наиболее сильные основные свойства проявляет водородное соединение:
CH_4 2) PH_3 3) NH_3 4) H_2O
12. В ряду элементов Cs – Rb – K – Na увеличивается:
число энергетических уровней 3) число валентных электронов
атомный радиус 4) электроотрицательность
13. 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
14. 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
15. Металлические свойства усиливаются в ряду веществ:
натрий – магний – алюминий 3) кальций – стронций – барий
рубидий – калий – натрий 4) кальций – магний – бериллий
16. При увеличении порядкового номера элемента неметаллические свойства:
усиливаются 2) ослабевают 3) не изменяются 4) изменяются периодически
17. 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:
As_2O_3 2) As_2O_5 3) $HAsO_2$ 4) H_3AsO_4
25. Бром – это элемент:
Главной подгруппы IV группы 3) главной подгруппы VII группы
побочной подгруппы IVгруппы 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, основный
Амфотерный, кислотный, основный 4) основный, 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

Практическое занятие № 2. Растворы. Теория электролитической диссоциации. Гидролиз солей.

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 4 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 растворенного вещества ω (массовая процентная концентрация ω%)*- это отношение массы растворенного вещества к массе раствора. Показывает количество граммов растворенного 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).

$$\omega_{р.в.} = \frac{m_{р.в.}}{m_{раствора}}$$

Молярная концентрация C_M или *молярность* – это отношение количества моль растворенного вещества к объему раствора в литрах. Показывает число моль растворенного вещества, содержащееся в 1 л (1 дм^3) раствора. Молярность обозначают **М**; например, 0,5 М раствор NaOH, содержит 0,5 моль NaOH в 1 л раствора .

$$C_M = \frac{n_{р.в.}}{V_{раствора}} \left[\frac{моль}{л}\right]$$

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

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

Закон эквивалентов. Расворенные вещества реагируют друг с другом в эквивалентных количествах. Например, 1 моль эквивалентов H_2SO_4 реагирует с 1 моль эквивалентов NaOH, а 0,2 моль эквивалентов H_2SO_4 реагирует с 0,2 моль эквивалентов NaOH. Произведение нормальной концентрации раствора на его объем в литрах есть число моль 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-экв. растворённого вещества, называется одномолярным (1 н. раствор), содержащий 0,1 г-экв. 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

<u>Опыт 1.</u> 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. **NB! 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:

<u>Опыт 2.</u> 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 масовая 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 фиксаналы? Для чего они предназначены?
9. В 200 мл воды растворили 17,92 литра 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.

Практическое занятие № 3. Химические реакции.

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***
α > 30%	**сильные**	**кислоты**	***H_2SO_4, HNO_3, HCl, HBr, HI***
		основания	***$Me(OH)_n$* Р., М.** в воде
		соли	**Р.** в воде
3% < α < 30%	**средние**	**кислоты**	***HF , H_2SO_3, H_3PO_4***
		основания	***$Fe(OH)_3$***
α < 30%	**слабые**	**кислоты**	***H_2CO_3, H_2SiO_3,***

Электролитическая диссоциация:

I. Кислот

1. $HCl \leftrightarrows H^+ + Cl^-$, $HCl + H_2O \leftrightarrows H_3O^+ + Cl^-$,

2. $H_2SO_4 \leftrightarrows 2H^+ + SO_4^{2-}$.

3. Ступенчатая диссоциация кислот: $H_3PO_4 \leftrightarrows H^+ + H_2PO_4^-$,

$H_2PO_4^- \leftrightarrows H^+ + HPO_4^{2-}$,

			H_2S, CH_3COOH
		основания	***$Me(OH)_n$*** **Н.** в воде и ***NH_4OH***
		соли	**М.** в воде

$HPO_4^{2-} \leftrightarrows H^+ + PO_4^{3-}$.

II. Щелочей

$NaOH \leftrightarrows Na^+ + OH^-$,

$Ca(OH)_2 \leftrightarrows Ca^{2+} + 2OH^-$.

III. Солей

$BaCl_2 \leftrightarrows Ba^{2+} + 2Cl^-$,

$Ca(NO_3)_2 \leftrightarrows Ca^{2+} + 2NO_3^-$,

$Al_2(SO_4)_3 \leftrightarrows 2Al^{3+} + 3SO_4^{2-}$

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

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: II II I I $H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4 + 2HCl$
2). Используя ТР указываем растворимость веществ 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 ↑.	Р Р Н Р $H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4 \downarrow + 2HCl$ Молекулярный вид
3). Записываем уравнение РИО в полном ионном виде.	$\underline{2H^+} + SO_4^{2-} + Ba^{2+} + \underline{2Cl^-} = BaSO_4\downarrow + \underline{2H^+} + \underline{2Cl^-}$ 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: а) $Fe(OH)_3\uparrow + 3HCl \rightarrow FeCl_3 + 3H_2O$, б) $Ca(OH)_2 + 2HNO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + 2H_2O$.

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, ко вторую - карбонат натрия, к третью - 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:

$AgCH_3COO + KCl \rightarrow$; $NH_4OH + H_2SO_4 \rightarrow$; $CaCl_2 + Na_3PO_4 \rightarrow$;
$Na_2SO_4 + Ba(OH)_2 \rightarrow$; $Na_2S + HCl \rightarrow$;

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

$Cu^{2+} + S^{2-} = CuS\downarrow$; $FeO + 2H^{+} = Fe^{2+} + H_2O$

$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow$;

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.

$HCN + KOH \rightarrow$; $CaCl_2 + AgNO_3 \rightarrow$; $Cu(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow$;
$Ba(OH)_2 + NaCl \rightarrow$; $Ca(NO_3)_2 + HCl \rightarrow$ $FeSO_4 + HCl \rightarrow$;

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-

Практическое занятие № 4. Свойства металлов и неметаллов и их соединений.

Учебная цель: **1**. Изучить особенности химического поведения металлов разной химической активности.

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.

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, 1М р-р серной кислоты, 2М р-р едкого кали, 0,12М р-р сульфита натрия, дистиллированная вода.

2. Инструкционные карты
3. Чертежные принадлежности: линейка, простой карандаш.

Время выполнения 4 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

$K^{+}, Ca^{2+}, Na^{+}, Mg^{2+}, Al^{3+}, Mn^{2+}, Zn^{2+}, Fe^{2+}, Ni^{2+}, Sn^{2+}, Pb^{2+}, H^{+}, Cu^{2+}, Ag^{+}, Hg^{2+}, Pt^{2+}, Au^{3+}$

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

<table>
<tr><td>Свойство металлов</td><td colspan="5">K Na Ca Mg Al Mn Zn Fe Cr Ni Sn Pb</td><td colspan="2">Cu Hg Ag</td><td>Pt Au</td></tr>
<tr><td>Нахождение в природе</td><td colspan="5">Только в виде соединений</td><td colspan="2">В виде соединений и в свободном состоянии</td><td>В свободном состоянии</td></tr>
<tr><td>Промышл. способы получения</td><td colspan="2">Электролиз расплавов</td><td colspan="3">Восстановление (C, Al) или электролиз растворов</td><td colspan="3">Выплавка из руды</td></tr>
<tr><td>Окисляемость кислородом</td><td>Очень быстрая</td><td colspan="3">Окисление при н.у.</td><td colspan="2">Окисление при нагревании</td><td colspan="3">Не окисляются</td></tr>
<tr><td>Отношение к воде</td><td>Вытесняют H_2 из воды при н.у.</td><td colspan="3">Вытесняют H_2 из воды при нагревании</td><td colspan="5">Не реагируют с водой</td></tr>
<tr><td>Отношение к кислотам</td><td colspan="5">Реагируют с разб. и. конц. кислотами, выделяя H_2 или другие продукты восстановления кислот и образуя соль</td><td colspan="2">Окисляются конц. кислотами–окислителями</td><td colspan="3">Не окисляются конц. кислотами–окислителями</td></tr>
</table>

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.
<u>Пример 1.</u> Железо погружено в раствор сульфата меди (II) с концентрацией 1 М. По таблице 2 находим, что $E_o(Fe/Fe^{2+})$=– 0.44 В < $E_o(Cu/Cu^{2+})$=0.34 В, поэтому ионы меди являются более сильными окислителями, чем ионы железа. Значит, на поверхности железа пойдут процессы: окисления $Fe - 2e = Fe^{2+}$ и восстановления $Cu^{2+} + 2e = Cu$. Суммарное ионное уравнение: $Cu^{2+} + Fe=Fe^{2+} +Cu$, суммарное молекулярное уравнение $CuSO_4 + Fe = FeSO_4+Cu$.
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.
<u>Пример 2.</u> Взаимодействие алюминия с соляной кислотой. $E_o(Al/Al^{3+})$=–1, 700 В. Реакция пойдет следующим образом: процесс восстановления $2H^+ + 2e = H_2$, процесс окисления $Al - 3e = Al^{3+}$. Суммарное ионное уравнение: $2Al + 6H^+ = 2Al^{3+} + 3H_2$. Молекулярное уравнение: $2Al + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow$.

Пример 3. Серебро в растворах разбавленных кислот растворяться не будет, так как E_0 (Ag/Ag^+)=0,85 В больше E_0 ($H_2/2H^+$)=0 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_o>–0,5 В) сера восстанавливается до +4 (SO_2), а в случае активного металла (E_o < –0,5 В) сера восстанавливается до 0 (S) или –2 (H_2S).***

Пример 4. В раствор концентрированной серной кислоты помещён цинк. Так как для цинка E_o=–0,763 В, значит, сульфат–анион SO_4^{2-} способен восстанавливаться до H_2S; процесс восстановления: $SO_4^{2-} + 10H^+ + 8e = H_2S + 4H_2O$, процесс окисления: $Zn - 2e = Zn^{2+}$.

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): $2HNO_3 = 2NO_2 + H_2O + ½ O_2$. 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 (Eo<0,5)	Разбавленная	N_2O
Средняя (0.5<Eo<0)	Разбавленная	NO, N_2
Низкая (Eo>0)	Очень разбавленная	NH_3, NO
Любая (0<Eo, Eo<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: $3Ag + 4HNO_3 = 3AgNO_3 + NO + 2H_2O$. Здесь процесс восстановления: $NO_3^- + 4H^+ + 3e = = NO + 2H_2O$. Процесс окисления: $Ag - e = Ag^+$.

Если же серебро находится в концентрированном растворе азотной кислоты, то вероятна следующая реакция: $Ag + 2HNO_3 = AgNO_3 + NO_2 + H_2O$. Здесь процесс восстановления $NO_3^- + 2H^+ + e = NO_2 + H_2O$, а процесс окисления: $Ag - e = Ag^+$.

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 $E_0(Na/Na^+) << E_0(H_2/2H^+)$, реакция пойдет следующим образом: процесс восстановления $2H_2O + 2e = H_2 + 2OH^-$, процесс окисления $Na - e = Na^+$. Суммарное уравнение реакции: $2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2$.

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 добавте 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 ¼ 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.

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?

$$Zn + H_2SO_4(разб) = ZnSO_4 + H_2$$
$$Zn + 2H_2SO_4(конц) = ZnSO_4 + SO_2 + 2H_2O$$
$$Zn(OH)_2 + H_2SO_4 = ZnSO_4 + 2H_2O$$
$$Fe_2O_3 + 6HCl = 2FeCl_3 + 3H_2O$$
$$2Na_2SO_4 + SiO_2 + C = 2Na_2SiO_3 + CO_2 + 2SO_2$$

8. Окисление или восстановление происходит при переходах:

$а) FeSO_4 \rightarrow FeO_2(SO_4)_3$

$б) Fe_2O_3 \rightarrow Fe$

$в) NH_3 \rightarrow NO$

$г) 2Cl^- \rightarrow Cl_2$

$д) Cl^- \rightarrow ClO_4$

$е) 2JO_4^- \rightarrow J_2$

$ж) MnSO_4 \rightarrow KMnO_4$

$г) Cr_2(SO_4)_3 \rightarrow CrSO_4$

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: ----------

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.

Органическая химия

Практическое занятие № 1. Предельные и непредельные углеводороды.

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 4 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 которогоCH_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°28'.

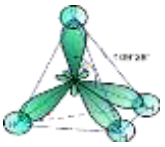
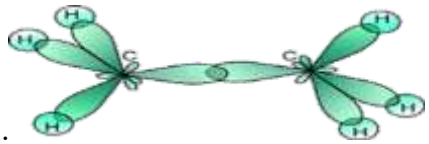


Рисунок 1



5. В этане есть углерод - углеродные связи..
Рисунок 2.
L (C-C) = 0,154 нм.
В предельных углеводородах (алканы) все углеродные атомы находятся в состоянии гибридизации sp^3, и образуют одинарные σ – связи. Угол связи составляет 109,28°. 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 распологается 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 распологаются 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 $109{,}28^o$, 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 $109{,}28^o$.
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°28', 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°28', а углерод-углеродные связи L (С-С) = 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. Собирать 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.

Практическое занятие № 3. Спирты. Альдегиды. Кетоны.

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.

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.

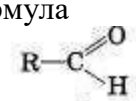
6. Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, спиртовка, спички,

Время выполнения 2 часа

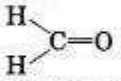
Краткие теоретические материалы по теме практической работы

Альдегиды — органические вещества, молекулы которых содержат карбонильную группу С=0, соединенную с атомом водорода и углеводородным радикалом.

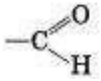
Общая формула альдегидов имеет вид



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

```
     O
     ||
R1—C—R2
```

Карбонильную группу кетонов называют кетогруппой

.

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

O

II

CH3-C-CH3

ацетон

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.

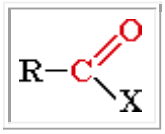
Химические свойства предельных альдегидов и кетонов

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

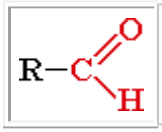
Альдегиды и кетоны относятся к **карбонильным** органическим соединениям. Карбонильными соединениями называют органические вещества, в молекулах которых имеется группа >C=O (карбонил или оксогруппа).

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, NH_2, NHR, Hal и т.д.).

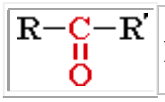
Альдегиды - органические соединения, в молекулах которых атом углерода карбонильной группы (карбонильный углерод) связан с атомом водорода. Общая формула: **R–CH=O** или



R = H, алкил, арил

Функциональная группа –CH=O называется альдегидной.

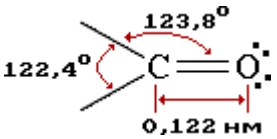
Кетоны - органические вещества, молекулы которых содержат карбонильную группу, соединенную с двумя углеводородными радикалами. Общие формулы: **R_2C=O, R–CO–R'** или



R, R' = алкил, арил

Альдегиды		Кетоны	
$H-\underset{\underset{H}{\vert}}{C}=O$	$CH_3-\underset{\underset{H}{\vert}}{C}=O$	$CH_3-\underset{\underset{CH_3}{\vert}}{C}=O$	$C_6H_5-\underset{\underset{CH_3}{\vert}}{C}=O$
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 □-связи (одна из них - связь С–О), которые располагаются в одной плоскости под углом около 120° друг к другу. Одна из трех sp^2-орбиталей кислорода участвует в□-связи С–О, две другие содержат неподеленнные электронные пары. □-Связь образована *p*-электронами атомов углерода и кислорода.

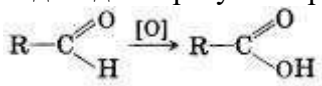


В молекулах альдегидов и кетонов отсутствуют атомы водорода, способные к образованию водородных связей. Поэтому их температуры кипения ниже, чем у соответствующих спиртов. Метаналь (формальдегид) - газ, альдегиды C_2–C_5 и кетоны C_3–C_4 - жидкости, высшие - твердые вещества. Низшие гомологи растворимы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

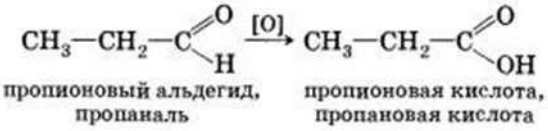
Альдегиды – сложные органические вещества, состоящие из углеводородного радикала или водорода связанного с функциональной группой - СОН. Общая формула альдегидов: $\mathbf{C_nH_{2n}O}$. Названия альдегидов производят от названий кислот, в которые они превращаются при окислении или по международной системе.

Реакции окисления

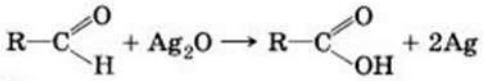
Альдегиды способны не только восстанавливаться, но и окисляться. При окислении альдегиды образуют карбоновые кислоты. Схематично этот процесс можно представить так:



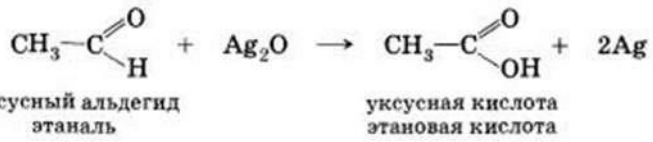
Из пропионового альдегида (пропаналя), например, образуется пропионовая



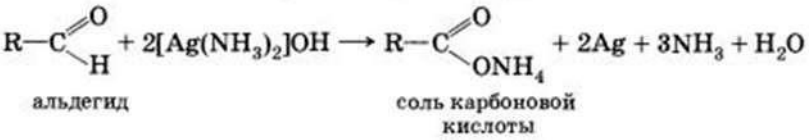
Альдегиды окисляются даже кислородом воздуха и такими слабыми окислителями, как аммиачный раствор оксида серебра. В упрощенном виде этот процесс можно выразить уравнением реакции:



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 свежеосаж-денный гидроксид меди(II). Окисляя альдегид, Cu2+ восстанавливается до Cu4. 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 метаналя (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 °С, 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 °С, 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 этаналя 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 этаналя гидроксидом меди (II).

Берем вторую часть раствора альдегида из Задачи I.
Приливаем в пробирку раствора сульфата меди (II) CuSO4.
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 → А → Б → 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: $C_6H_{12}O$.
4.Напишите структурные формулы (и назовите) кетонов, изомерных изовалериановому альдегиду.
5.Синтезируйте изомасляную кислоту из ацетона.
6.Какие вещества образуются, если взаимодействуют сле-дующие 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.

Практическое занятие № 4. Карбоновые кислоты и их производные.

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 4 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:
$2CH_3–COONa + H_2SO_4 \rightarrow 2CH_3–COOH + Na_2SO_4$
В промышленности получают окислением углеводородов, спиртов и альдегидов.
Химические свойства:
1.Из-за смещения электронной плотности от гидроксильной группы О–Н к сильно поляризованной карбонильной группе С=О молекулы карбоновых кислот способны к электролитической диссоциации: $R–COOH \rightarrow R–COO^- + H^+$ 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.

$$2CH_3COOH + Mg \rightarrow (CH_3COO)_2Mg + H_2$$

$2CH_3COOH + CaO \rightarrow (CH_3COO)_2Ca + H_2O$

$H–COOH + NaOH \rightarrow H–COONa + H_2O$

$2CH_3CH_2COOH + Na_2CO_3 \rightarrow 2CH_3CH_2COONa + H_2O + CO_2$

$CH_3CH_2COOH + NaHCO_3 \rightarrow CH_3CH_2COONa + H_2O + CO_2$

Карбоновые кислоты слабее многих сильных минеральных кислот (HCl, H_2SO_4 и т.д.) и поэтому вытесняются ими из солей:

$CH_3COONa + H_2SO_4$(конц.) $\rightarrow CH_3COOH + NaHSO_4$

3. Образование функциональных производных:

а) при взаимодействии со спиртами (в присутствии концентрированной H_2SO_4) образуются сложные эфиры. Образование сложных эфиров при взаимодействии кислоты и спирта в присутствии минеральных кислот называется реакцией этерификации (ester с латинского"эфир").

$$CH_3–\overset{\overset{O}{\|}}{C}–OH + HO–CH_3 \leftrightarrows CH_3–\overset{\overset{O}{\|}}{C}–OCH_3 + H_2O$$

уксусная кислота метиловый спирт метиловый эфир уксусной кислоты

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

Обратной реакцией является гидролиз (омыление) сложного эфира:

$$CH_3–\overset{\overset{O}{\|}}{C}–OCH_3 + HO–H \leftrightarrows CH_3–\overset{\overset{O}{\|}}{C}–OH + CH_3OH.$$

Как видно, процесс этерификации обратимый.

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

$$CH_3–\overset{\overset{O}{\|}}{C}–OH + HO–\overset{\overset{O}{\|}}{C}–CH_3 \rightarrow CH_3–\overset{\overset{O}{\|}}{C}–O–\overset{\overset{O}{\|}}{C}–CH_3 + H_2O$$

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

$$\alpha\ CH_3–CH_2– COOH + Br_2 \rightarrow CH_3– \underset{\underset{Br}{|}}{CH}–COOH + HBr$$

α -бромпропионовая кислота(2-бромпропановая кислота)

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.
- Подожгите 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.

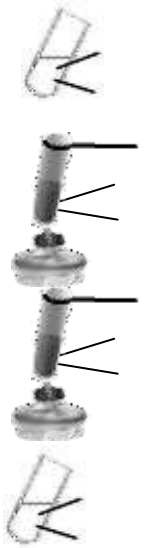
Образец отчёта полабораторной работе

«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.

Практическое занятие № 5. Жиры. Белки. Углеводы.

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

Учебные задачи:

1.Провести эксперимент, соблюдая правила по технике безопасности.

2.Записать уравнения химических реакций в молекулярном виде.

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:

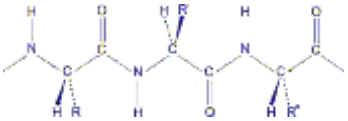
Пептиды и белки представляют собой высокомолекулярные органические соединения, построенные из остатков α- аминокислот, соединенных между собой пептидными связями.

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 шёлковых 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 горящей 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 атомв 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, на сколько 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.

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

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 $C_n(H_2O)_m$. 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 тетр***озы***, пент***озы***, гекс***озы*** и т. д. Наибольшее значение имеют гексозы и пентозы.

Классификация углеводов

Простые (не подвергаются гидролизу)	**Сложные (подвергаются гидролизу)**	
Моносахариды	Олигосахариды (Дисахариды)	Полисахариды
Глюк**оза** $C_6H_{12}O_6$ Фрукт**оза** $C_6H_{12}O_6$ Риб**оза** $C_5H_{10}O_5$	Сахар**оза** (дисахарид) $C_{12}H_{22}O_{11}$	Крахмал $(C_6H_{10}O_5)_n$ Целлюл**оза** $(C_6H_{10}O_5)_n$

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

$$CH_2OH - CHOH - CHOH - CHOH - CHOH - C\begin{matrix} O \\ // \\ \backslash \\ H \end{matrix}$$

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:

$$(C_6H_{10}O_5)_n \rightarrow (C_6H_{10}O_5)_{n-x} \rightarrow C_{12}H_{22}O_{11} \rightarrow C_6H_{12}O_6.$$

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) CuSO4 + 2NaOH =

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 H2O и постоянно взбалтывайте супсензию; 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:

$CO_2 \rightarrow C_6H_{12}O_6 \rightarrow C_2H_5OH \rightarrow CH_3COH$

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:

$(C_6H_{10}O_5)n \rightarrow C_6H_{12}O_6 \rightarrow CO_2 \rightarrow C_6H_{12}O_6$

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:

$CH_4 \rightarrow HCOH \rightarrow C_6H_{12}O_6 \rightarrow C_3H_7COOH$

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:

$(C_6H_{10}O_5)n \rightarrow C_6H_{12}O_6 \rightarrow C_2H_5OH \rightarrow CH_3COO\text{-}\ C_2H_5$

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.

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

Практическое занятие № 6. Биологически активные соединения.

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

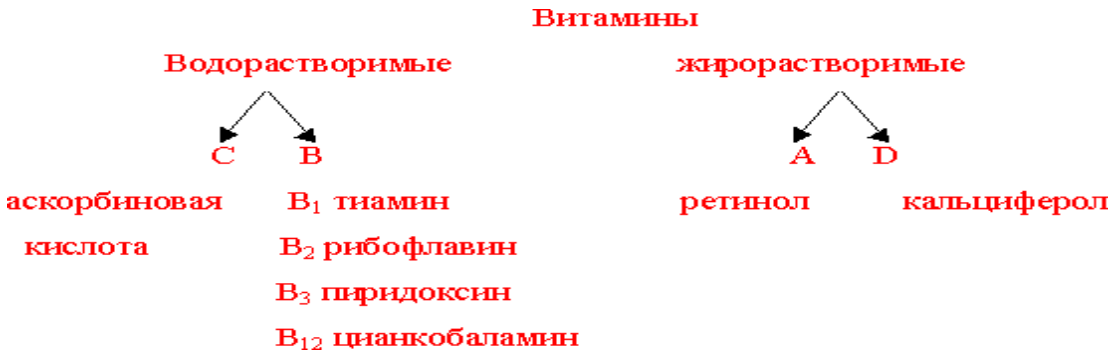
Краткие теоретические материалы по теме работы

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.



Классификация и номенклатура витаминов

Витамин		Основные источники	Функции
Обозначение	Название		
Жирорастворимые витамины			
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
Водорастворимые витамины			
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 (PP)	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)	$(2,5–10)•10^{-3}$	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 плодоовощной 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:

Основные источники:
Для студентов
Габриелян О.С, Остроумов И.Г. Химия. учебник для студ. учреждений сред. проф. образования. — М., 2011.
Для преподавателя
Федеральный закон от 29.11.2012 № 273-ФЭ «Об образовании в Российской Федерации».
Приказ Министерства образования и науки РФ от 17.05.2012 № 413 «Об утверждении федерального государственного образовательного стандарта среднего (полного) общего образования».
Приказ Министерства образования и науки РФ от 29.12.2014 № 1645 «О внесении изменений в Приказ Министерства образования и науки РФ от 17.05.2012 № 413 "Об утверждении федерального государственного образовательного стандарта среднего (полного) общего образования"».
Письмо Департамента государственной политики в сфере подготовки рабочих кадров и ДПО Минобрнауки России от 17.03.2015 № 06-259 «Рекомендации по организации получения среднего общего образования в пределах освоения образовательных программ среднего профессионального образования на базе основного общего образования с учетом требований федеральных государственных образовательных стандартов и получаемой профессии или специальности среднего профессионального образования».
Габриелян О.С., Лысова Г.Г. Химия: книга для преподавателя: учеб.-метод. пособие. — М., 2012.
Дополнительные источники:
Егоров А.С. Химия. Пособие-репетитор для поступающих в вузы. – Ростов н/Д, Феникс, 2007.
Н.П. Глинка. Общая химия. – М.: Интеграл-Пресс, 2008.
Интернет – ресурсы, электронные учебные пособия и учебники:
www.hemi.nsu.ru
http://xumuk.ru/
www.pvg.mk.ru (олимпиада «Покори Воробьевы горы»).
www.hemi.wallst.ru (Образовательный сайт для школьников «Химия»).
www.alhimikov.net (Образовательный сайт для школьников)
1С: Репетитор «Химия» Электронная библиотека «Просвещение»