

Государственное автономное профессиональное образовательное учреждение Чувашской Республики
«Чебоксарский экономико-технологический колледж» Министерства образования и молодежной политики
Чувашской Республики



**Методические указания
для проведения лабораторно-практических занятий
по учебной дисциплине Химия
для студентов 1 курса специальности
43.02.15 Поварское и кондитерское дело
19.02.03 Технология хлеба, кондитерских и макаронных изделий**

Автор – составитель: Иванова Наталия Николаевна

– преподаватель химии



Чебоксары 2020

Пояснительная записка

Настоящий лабораторный практикум предназначен для использования студентами средних специальных учебных заведений по специальностям: 19.02.03 – «Технология хлеба, кондитерских и макаронных изделий», 43.02.15 Поварское и кондитерское дело при домашней подготовке к выполнению лабораторных работ и в процессе выполнения их в лаборатории по курсу "Химия".

Лабораторные работы помогают усвоить теоретические положения органической и неорганической химии, знакомят со свойствами важнейших неорганических и органических веществ, имеющих практическое значение в пищевой промышленности, прививают практические навыки в проведении простейших химических исследований, выполняемых в производственных условиях или заводских лабораториях.

Лабораторно-практические работы по предмету должны быть проведены после изучения соответствующих тем. Это способствует лучшему усвоению теоретического материала и дает возможность студентам ознакомиться с необходимыми приборами, методикой проведения лабораторных работ и самостоятельно выполнять необходимые расчеты.

При выполнении лабораторных работ рекомендуется использовать микрометод. Его преимущества заключаются в том, что реакции выполняются с минимальными количествами веществ (0,1 - 10 мг). Работа с малыми количествами реактивов позволяет правильно установить оптимальные количественные соотношения между реагентами, а сами опыты проводятся более точно, поскольку дозировка по каплям не вызывает затруднений даже у начинающих химиков. При работе по микрометоду, существенно повышается безопасность занятий.

Прежде чем приступить к выполнению лабораторной работы, следует повторить соответствующие разделы учебника, ознакомиться с описанием работ и мерами предосторожности, проверить, все ли необходимые приборы и реактивы имеются, собрать и испытать прибор. После этого студент предельно выполняет опыт.

Во время проведения опытов необходимо внимательно наблюдать за всеми изменениями, происходящими в результате реакции (выделение или поглощение тепла, выпадение осадка, выделение газов и др.). Результаты наблюдений заносить в тетрадь. При этом в специальной тетради - лабораторном журнале ведутся записи. В них должны быть приведены: дата, наименование темы, название опыта, краткие условия его проведения, все наблюдаемые явления и изменения, уравнения протекавших реакций и выводы. Особое внимание следует обратить на запись наблюдений в ходе выполнения опытов, отмечать изменения окраски, выпадение или растворение осадков, появление характерного запаха, выделение газов и т.д., а также на составление выводов.

Выводы - это самостоятельное обобщение результатов опыта, изложенное предпочтительно в виде одного-двух предложений. Правильно сделанные выводы свидетельствуют об усвоении теоретического материала по данной теме. Наблюдения и выводы оформляются после проведения опытов в лаборатории, а все остальные записи делаются предварительно при подготовке к лабораторным занятиям.

По окончании всей работы возвращают преподавателю или лаборанту полученные у них реактивы, материалы и оборудование, тщательно моют пробирки, предметные стекла и другие использованные предметы, убирают свое рабочее место.

К выполнению лабораторных работ студенты допускаются только после проведения инструктажа по технике безопасности.

Цель данных методических рекомендаций – оказать помощь студентам в выполнении практических работ по химии. Ознакомившись с их содержанием, студенты смогут получить информацию о перечне практических работ, правилах их выполнения и оформления, критериях оценки. В описании каждой работы содержится теоретическая часть, которая поможет студентам вспомнить учебный материал, необходимый для выполнения работы. В конце практических работ предлагаются вопросы для самопроверки, что позволяет закрепить

полученные практические знания и умения. Методические рекомендации предлагают единый образец оформления отчета (Приложение А), что является целесообразным для оценки результатов выполнения работы.

В конце рекомендаций указан список литературы, необходимый для выполнения практических работ. Критерии оценивания практических работ:

Оценка «5» ставится в том случае, если студент:

- а) выполнил работу в полном объеме с соблюдением необходимой последовательности и правил по технике безопасности;
- б) в представленном отчете правильно и аккуратно выполнил все задания;
- в) написал химические реакции, расставил коэффициенты, указал наблюдения и сделал необходимые выводы.

Оценка «4» ставится в том случае, если выполнены требования к оценке «5», но:

- а) написаны уравнения протекающей реакции, но не расставлены коэффициенты;
- б) не указаны признаки протекающих реакций.
- в) не сделан вывод по результатам работы.

Оценка «3» ставится, если в работе:

- а) указан порядок действий, но нет уравнений протекающих реакций;
- б) работа выполнена не полностью, однако объем выполненной части таков, что позволяет оценить базовый уровень усвоения знаний;
- в) работа оформлена не по предложенному образцу.

Оценка «2» ставится в том случае, если:

- а) работа выполнена не полностью, и объем выполненной части не позволяет оценить уровень усвоения знаний и умений;
- б) в ходе работы и в отчете обнаружилось в совокупности все недостатки, отмеченные в требованиях к оценке «3»;
- в) при выполнении работы не соблюдались правила по технике безопасности.

1. Правила выполнения и оформления практических работ

1. Студент должен выполнить практическую работу в соответствии с полученным заданием.
2. Каждый студент после выполнения работы должен представить отчет о проделанной работе.
3. Отчет о проделанной работе следует выполнять в тетрадях для практических работ.
4. Отчет о проделанной работе должен быть оформлен в соответствии с требованиями к оформлению практических работ. (Приложение А)
5. Если студент не выполнил практическую работу или часть работы, то он может выполнить работу во внеурочное время, согласовав с преподавателем.
6. Оценку по практической работе студент получает, с учетом срока выполнения работы, если:
 - работа выполнена правильно и в полном объеме;
 - студент может пояснить выполнение любого этапа работы;
 - отчет выполнен в соответствии с требованиями к выполнению работы.

7. Студент при выполнении работы должен соблюдать правила по технике безопасности в кабинете (Приложение Б) и требования по безопасности в аварийных ситуациях (Приложение В).

Перечень лабораторно - практических работ

Название лабораторно – практических работ	Трудоемкость , ч
Практическое занятие № 1. Строение атома. Составление электронных формул атомов химических элементов.	2
Лабораторная работа №1. Теория электролитической диссоциации. Случаи протекания реакций ионного обмена.	2
Лабораторное занятие № 2. Классы неорганических соединений. Исследование свойств классов неорганических соединений.	4
Практическое занятие № 2. Окислительно-восстановительные реакции. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса.	2
Лабораторное занятие № 3. Металлы. Свойства металлов. Аллюминий.	2
Лабораторное занятие № 4. Металлы. Свойства металлов. Железо. Хром.	2
Лабораторное занятие № 5. Неметаллы. Свойства неметаллов. Аммиак. Получение аммиака и изучение его свойств.	2
Лабораторное занятие № 6. Неметаллы. Свойства неметаллов. Получение углекислого газа и изучение его свойств.	2
Практическое занятие № 3. Генетическая взаимосвязь между классами неорганических соединений. Решение экспериментальных задач на идентификацию неорганических соединений.	
Лабораторное занятие № 7. Углеводороды. Получение этилена и изучение его свойств.	2
Лабораторное занятие № 8. Углеводороды. Получение ацетилена и изучение его свойств.	2
Лабораторное занятие № 9. Изучение свойств спиртов и фенола.	2
Лабораторное занятие № 10. Альдегиды. Получение этанала и изучение его свойств.	2
Лабораторное занятие № 11. Карбоновые кислоты. Получение уксусной кислоты и изучение ее свойств	2
Лабораторное занятие № 12. Получение сложного эфира и изучение его свойств. Свойства жиров.	2
Лабораторное занятие № 13. Углеводы. Свойства углеводов.	2
Лабораторное занятие № 14. Белки. Свойства белков.	2
Практическое занятие № 4. Высокомолекулярные соединения. Распознавание пластмасс и волокон.	2
Практическое занятие № 5. Генетическая взаимосвязь между классами органических соединений. Решение экспериментальных задач на идентификацию органических соединений.	2
Всего	40

Химия - страна чудес

«Широко распространяет
химия руки свои в дела
человеческие»

М.В. Ломоносов



«Химия-это область чудес, в ней
скрыто счастье человечества»
М.Горький

ПРАВИЛА БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ.

Перед началом работы в лаборатории органической химии необходимо изучить инструкции по технике безопасности, ознакомиться с имеющимися средствами оказания первой медицинской помощи при несчастных случаях и пожаре, а также с правилами пользования с ними. Каждый студент должен пройти инструктаж, сдать зачет и расписаться в журнале инструктажа по технике безопасности. Чтобы предотвратить несчастные случаи, необходимо соблюдать следующие элементарные правила безопасности.

В процессе работы следует соблюдать чистоту, аккуратность. Быть внимательным и осторожным, держать все соединения и растворители подальше от глаз, рта, кожи одежды, избегать вдыхания паров и пыли, и никогда ничего не пробовать на вкус. В лаборатории необходимо находиться в застегнутом халате. Запрещается держать на столах сумки и другие посторонние предметы, вешать в лаборатории верхнюю одежду и оставлять обувь.

1. Работающие в химической лаборатории должны помнить, что они имеют дело с сильно действующими реактивами (концентрированными кислотами, щелочами и др.), которые портят одежду, а попав на кожу или в глаза, могут вызвать ожоги и другие тяжелые повреждения. Поэтому необходимо избегать резких движений и быстрого передвижения по лаборатории.

2. Отмеривать концентрированные кислоты и щелочи следует только капельными пипетками или мерными цилиндрами.

3. Слянку с реактивом надо держать в руке за корпус, а не за горлышко, так как горлышко может оторваться, а корпус слянки упасть на стол, разбиться; брызги реактива могут вызвать порчу костюма или тяжелые ожоги рук или лица.

4. Слянки с реактивами следует держать не на уровне глаз, а несколько ниже.

5. При нагревании пробирки с содержимым на голом огне ее нужно направлять отверстием в сторону от себя и от соседей и держать в наклонном положении. Рекомендуется содержимое пробирки периодически стряхивать, производить нагревание на небольшом пламени горелки.

6. Нагревание нерастворимых в воде веществ (масло, нафталин и др.) следует производить только в сухих пробирках.

7. Нагревать жидкость на асбестовой сетке можно только в круглодонных колбах, так как при нагревании плоскодонной колбы может возникнуть трещина вокруг дна.

8. Работу с летучими веществами (например, с концентрированной соляной кислотой, бромом и т.д.) проводить только в вытяжном шкафу.

9. Сплавление органических веществ с металлическим натрием, а также сжигание (минерализацию) органических веществ производить только в вытяжном шкафу. Пробирки со сплавом или минерализованным органическим веществом должны остыть и лишь после этого

их вынимают из вытяжного шкафа.

10. Особую осторожность следует соблюдать при работе с металлическим натрием, который как известно, воспламеняется при соприкосновении с водой. Поэтому необходимо строго следить за тем, чтобы пробирка, в которую помещают металлический натрий, была сухой. Чтобы связать избыток натрия, оставшийся после реакции, в пробирку добавляют несколько капель спирта.

11. Легковоспламеняющиеся жидкости (спирт, эфир, бензин и др.) можно нагревать только на вполне исправных электрических водяных банях, причем лучше всего нагреть сначала баню, затем выключить электрический нагреватель и лишь потом поместить в баню подлежащее нагреванию горючее вещество. Совершенно недопустимо нагревать эти вещества на газовой горелке, спиртовке или на электрической плитке с открытой спиралью.

12. Необходимо помнить, воспламениться могут не только горючие вещества, но и их пары. Когда проводятся опыты с летучими веществами, категорически запрещается зажигать в лаборатории горелки, включать электрические приборы с открытой спиралью или искрящими контактами. Запрещается также зажигать спички.

13. Во избежание несчастных случаев необходимо также точно соблюдать правила пользования приборами. Особенно важно соблюдать правила безопасности при работе с центрифугой, приступайте к работе с ней после тщательного знакомства с инструкцией по работе с прибором.

Каждый работающий в химической лаборатории должен знать меры первой помощи в несчастных случаях.

МЕРЫ ОКАЗАНИЯ ПЕРВОЙ ПОМОЩИ ПРИ НЕСЧАСТНЫХ СЛУЧАЯХ.

1. При порезах стеклом прежде всего нужно осторожно вынуть пинцетом осколки стекла из ранки, затем смазать ее края спиртовым раствором йода и засыпать всю ранку порошком белого стрептоцида. В случае необходимости на ранку накладывается сухая повязка, наклеивается лейкопластырь. При сильном кровотечении необходимо наложить (выше места повреждения) жгут из резиновой трубки, вызывают скорую помощь.

2. При термических ожогах на пораженное место накладывают вату или марлю, смоченную спиртом, 5%-ным раствором танина в 40%-ном этиловом спирте, 1%-ным раствором перманганата калия или 2%-ным раствором пикриновой кислоты.

3. При ожогах крепкими кислотами надо немедленно промыть обожженное место водой, а затем наложить повязку из ваты или марли, смоченной 2%-ным раствором пищевой соды.

4. При ожогах крепкими щелочами также следует быстро промыть обожженное место водой, затем наложить повязку из ваты или марли, смоченной 2%-ным раствором уксусной кислоты.

5. При попадании кислот или щелочей в глаза тщательно промыть глаза водой, а затем 2%-ным раствором пищевой соды, если в глаза попала кислота, или 2%-ным раствором борной кислоты, если в глаза попала щелочь.

6. При ожогах фенолом быстро растереть побелевший участок глицерином до тех пор, пока не восстановится нормальный цвет кожи. Затем наложить на пораженное место марлю, смоченную глицерином или спиртом.

7. При ожогах бромом смачивать пораженное место 2%-ным раствором пищевой соды до тех пор, пока не исчезнет бурая окраска от брома. Затем наложить повязку, смоченную 5%-ным раствором мочевины.

8. При случайном заглатывании реактивов рекомендуется выпить много воды. Наряду с этим необходимо:

а) при отравлении кислотами выпить один стакан 2%-ного раствора двууглекислой соды и ввести слизистые отвары;

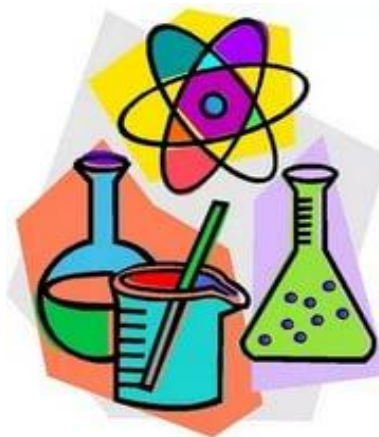
б) при отравлении щелочами выпить один стакан 2%-ной уксусной или лимонной кислоты;

в) при отравлении йодом выпить смесь крахмала с водой и содой, крепкий чай, кофе;

г) при отравлении солями тяжелых металлов ввести сырое яйцо или выпить больше молока.

При тяжелых формах отравления и поражения пострадавшего после оказания первой помощи

необходимо доставить в медицинский пункт или в поликлинику.



Раздел Общая и неорганическая химия

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 1.

РАСЧЕТ ПО ХИМИЧЕСКИМ ФОРМУЛАМ И УРАВНЕНИЯМ. СОСТАВЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОННЫХ ФОРМУЛ АТОМОВ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ.

Тема: Основные химические понятия. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева.

Д. И. Менделеев
(1834-1907)

В 1869 г. открыл основополагающий закон химии – Периодический закон.

ПЕРИОДЫ/РЫДЫ	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	IX					
I	H								He					
II	Li	Be	B	C	N	O	F							
III	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl							
IV	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni				
V	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd				
VI	Cs	Ba	La [*]	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt				
VII	Fr	Ra	Ac ^{**}	Rn	Db	Sg	Bh	Hs	Mt					
VIII	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₃	RO ₃	R ₂ O ₇			RO ₄				
IX				RH ₄	RH ₃	H ₂ R	HR							
X	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
XI	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Цель: Закрепить основные химические понятия. Научиться выводить химические формулы, определять валентность по химическим формулам. Решать задачи на расчет по уравнениям реакций. Составлять электронные формулы атомов химических элементов.

1. Составление формул по валентности.

Для этого необходимо знать

- химические знаки элементов, входящих в состав вещества;
- валентность элементов;
- уметь находить наименьшее общее кратное для валентностей элементов ;
- определять индексы для атомов элементов (для этого разделить наименьшее общее кратное на валентность каждого элемента) и приписать снизу справа к знаку элемента.

2. Алгоритм решения задач на расчет по уравнению реакций включает следующие этапы:

- 1). Написать уравнение реакции и поставить коэффициенты.
- 2). Написать над уравнением то, что дано в условии задачи – количества веществ, или массы веществ, или объемы газов; при необходимости, если, например, дана не масса вещества, а масса раствора, нужно сделать необходимые вычисления.
- 3). Написать под уравнением реакции то, что следует из этого уравнения; при этом удобно учитывать то, что дано, и записывать соответственно или количество вещества, или его массу, или объем газа.
- 4). Если необходимо, предварительно определить, составив необходимую пропорцию, какое вещество взято в избытке, а какое – в недостатке. Расчет ведем по недостатку.
- 5). Используя данные для вещества реагирующего полностью, т.е. взятого в недостатке, составить пропорцию и определить искомую величину.

3. Характеристика элемента по его положению в периодической системе Д.И. Менделеева и строения атома.

- период (физический смысл номера периода);
- группа, подгруппа (физический смысл номера группы);
- ряд;
- порядковый номер (физический смысл порядкового номера);
- заряд ядра;
- число электронов, протонов, нейтронов;
- электронная формула внешнего энергетического уровня элемента;
- свойства элемента (металл или неметалл);
- формула высшего оксида, характер оксида (основный, кислотный, амфотерный);
- формула высшего гидроксида, характер гидроксида (основание, амфотерный гидроксид, кислота);
- формула водородного соединения;
- химические свойства элемента.



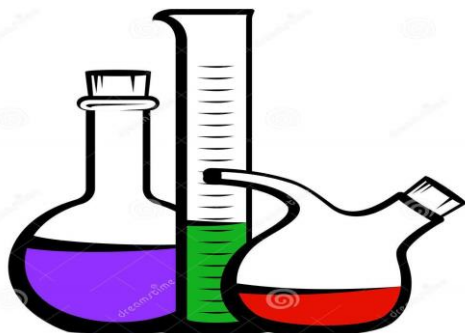
Задание 1: Составьте формулу соединения натрия с азотом и рассчитайте массовые доли элементов в нем.

Задание 2. Рассчитайте массу и количество вещества кислорода, образующегося при разложении 3,6 г воды.

Задание 3. Охарактеризуйте по приведенному плану химические элементы: №16 и №20.

Лабораторная работа № 1.

Теория электролитической диссоциации. Реакции ионного обмена и условия их протекания.



Цель: Закрепить на практике знания и умения о реакциях ионного обмена идущих до конца, и приобрести навыки выполнения химических опытов по данной теме.

Оборудование: штатив с пробирками.

Реактивы: растворы иодида калия, сульфата меди, хлорида бария, нитрата свинца, гидроксида натрия, серной кислоты, хлорида аммония, карбоната кальция, соляной кислоты.

Опыт № 1. Реакции, протекающие с образованием осадка.

В одну пробирку налейте - 2 мл раствора йодида калия во вторую – 2 мл сульфата меди (II) , в третью – 2 мл хлорида бария (II)), затем в первую пробирку - добавьте 2 мл раствора нитрата свинца , во вторую пробирку – 2 мл гидроксида натрия , в третью –2 мл серной кислоты. Что наблюдаете?

Напишите уравнения реакций в молекулярной, ионной и сокращенно-ионной формах.

Опыт № 2. Реакции, протекающие с выделением газа.

В одну пробирку налейте 2 мл раствора хлорида аммония, а во вторую 2 мл раствора карбоната натрия. В первую пробирку приливаем такое же количество гидроксида натрия. А во вторую такой же объём соляной кислоты, что наблюдаете? Напишите уравнения реакций в молекулярной, ионной и сокращенно-ионной формах.

Опыт № 3. Реакции, протекающие с образованием малодиссоциирующего вещества.

В одну пробирку налейте 2 мл раствора соляной кислоты, а во вторую 2 мл раствора серной кислоты. В каждую из пробирок прилейте такой же объём раствора гидроксида натрия. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций в молекулярной, ионной и сокращенной ионной формах.



Контрольные вопросы:

1. Дайте определение явления электролитической диссоциации. Кто автор теории электролитической диссоциации?
2. Какие реакции называют ионными?

3. Перечислите случаи необратимости ионных реакций.
4. При взаимодействии растворов, каких веществ образуется осадок: а). Нитрат серебра и фосфат калия, б). Сульфат меди и гидроксид калия, в). гидроксид натрия и соляная кислота.
5. Напишите уравнения электролитической диссоциации: а). Нитрата кальция, б). Сульфата алюминия, в). Азотной кислоты.

Лабораторная работа № 2.

Классы неорганических соединений.



Цель: Изучить свойства основных классов неорганических соединений, научиться проводить химические опыты, соблюдая правила ТБ (техники безопасности) и ПБ (пожарной безопасности).

Оборудование: штатив с пробирками, универсальная лакмусовая бумага, спиртовка, держатель для пробирок.

Реактивы: оксид магния, оксид железа (III), оксид меди (II), раствор соляной кислоты, раствор азотной кислоты, серной, фосфорной кислоты, гранулированный цинк, медная проволока, раствор гидроксида кальция, раствор гидроксида меди (II), лакмус, раствор гидроксида натрия, сульфат меди (II), хлорид бария.

Опыт № 1. Взаимодействие основных оксидов с водой.

Поместите в пробирку немного оксида магния и рассмотрите его. Осторожно добавьте в пробирку воду так, чтобы её объем не превышал 1/3 объема пробирки. Перемешайте содержимое. Полученный раствор капните на универсальную лакмусовую бумагу. Запишите наблюдения. При необходимости составьте уравнения реакций.

Повторите действия, но вместо оксида магния возьмите оксид железа (III) и оксид меди (II).

Опыт № 2. Взаимодействие основных оксидов с кислотами.

Поместите в пробирку немного оксида магния. Осторожно добавьте раствор соляной кислоты так, чтобы её объем не превышал 1/5 объема пробирки. Перемешайте содержимое пробирки. Запишите наблюдения, составьте уравнения реакций. Повторите опыт, заменив оксид магния на оксид железа (III). Прделайте опыт, заменив соляную кислоту на азотную.

Запишите вывод.

Опыт № 3. Взаимодействие кислот с индикаторами.

В четыре пробирки налейте по 1 мл растворов кислот: соляной, серной, азотной и фосфорной. Нанесите по 2-3 капли раствора каждой кислоты на универсальную лакмусовую бумагу. Запишите наблюдения.

Опыт №4. Взаимодействие кислот с металлами.

В пробирку аккуратно поместите гранулу цинка. В нее же налейте 2-3 мл раствора соляной кислоты. Запишите наблюдаемые явления, составьте уравнения. Повторите опыт в другой пробирке, заменив раствор соляной кислоты на раствор серной кислоты. В третью пробирку поместите медную проволоку. В нее же налейте по 2-3мл раствора соляной кислоты. Если признаков реакции нет, то попытайтесь подогреть содержимое пробирки, но не кипятить. В четвертую пробирку поместите медную проволоку и раствор серной кислоты. Запишите вывод из проведенного эксперимента.

Опыт № 5. Взаимодействие оснований с индикаторами.

Растворы гидроксида натрия и гидроксида кальция нанесите на универсальную лакмусовую бумагу. Запишите результат.

Опыт № 6. Взаимодействие оснований с кислотами.

Налейте в пробирку 1 мл раствора гидроксида натрия и добавьте к нему несколько капель фенолфталеина. Что наблюдаете? Прилейте затем в эту пробирку избыток раствора соляной кислоты. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакции.

Опыт № 7. Взаимодействие солей с кислотами.

Налейте в пробирку 1 мл раствора хлорида бария и прилейте к нему несколько капель раствора серной кислоты. Запишите наблюдения, сделайте выводы. Напишите уравнения.

Опыт № 8. Взаимодействие солей с основаниями.

В пробирку налейте 1 мл раствора сульфата меди (II) и добавьте несколько капель раствора гидроксида натрия. Запишите наблюдения и дайте им объяснения. Составьте уравнения реакций.



Контрольные вопросы:

1. Какие вещества называют оксидами? Как классифицируют оксиды? Приведите примеры.
2. Дайте определение основаниям. На какие группы делят основания? Приведите примеры.
3. Дайте определение кислотам. На какие группы делят кислоты? Приведите примеры.
4. Дайте определение солям. Как классифицируют соли? Приведите примеры.
5. Задача: Вычислите массу серной кислоты и объем аммиака (н.у.), которые необходимы для получения сульфата аммония массой 26,4 г.

Практическое занятие № 2.

Тема: «Окислительно – восстановительные реакции».

Цель: Научиться определять степень окисления атомов в элементах, расставлять коэффициенты методом электронного баланса.

1. Определение степени окисления атомов элементов, входящих в состав веществ.

Значение степени окисления определяется числом электронов, смещенных от атома данного элемента к атому другого элемента. Следует помнить, что:

- степень окисления как у свободных атомов, так и у атомов, входящих в состав простых

веществ (H_2 , O_2) всегда равна нулю;

- в соединениях сумма значений степеней окисления равна нулю. Это позволяет вычислить степень окисления данного химического элемента, если известны степени окисления других химических элементов в данном соединении.

2. Составление уравнений окислительно – восстановительных реакций.

При составлении уравнений окислительно – восстановительных реакций следует учесть, что число электронов отданных восстановителем равно числу электронов, принятых окислителем.



Задания: Расставить коэффициенты методом электронного баланса. Указать процессы окисления и восстановления; окислитель и восстановитель.

1- Вариант.

1. $Cr_2O_3 + Br_2 + NaOH \longrightarrow Na_2CrO_4 + NaBr + H_2O$
2. $S + KClO_3 + H_2O \longrightarrow Cl_2 + K_2SO_4 + H_2SO_4$
3. $H_2O_2 + H_2S \longrightarrow H_2SO_4 + H_2O$
4. $MnO_2 + KClO_3 + KOH \longrightarrow K_2MnO_4 + KCl + H_2O$

2- Вариант.

1. $H_2O_2 + KMnO_4 + HNO_3 \longrightarrow Mn(NO_3)_2 + O_2 + KNO_3 + H_2O$
2. $NH_3 + KMnO_4 + KOH \longrightarrow KNO_3 + K_2MnO_4 + H_2O$
3. $I_2 + HNO_3 \longrightarrow HIO_3 + NO + H_2O$
4. $KMnO_4 + NO + H_2SO_4 \longrightarrow MnSO_4 + NO_2 + K_2SO_4 + H_2O$

3- Вариант.

1. $KI + KMnO_4 + H_2SO_4 \longrightarrow MnSO_4 + I_2 + K_2SO_4 + H_2O$
2. $SO_2 + HNO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4 + NO$
3. $NaI + NaIO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow I_2 + Na_2SO_4 + H_2O$
4. $KNO_2 + KClO_3 \longrightarrow KCl + KNO_3$

4- Вариант.

1. $H_2S + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \longrightarrow S + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$

- $C + HNO_3 \rightarrow CO_2 + NO + H_2O$
- $KNO_2 + KI + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + NO + K_2SO_4 + H_2O$
- $NaBr + KMnO_4 + H_2O \rightarrow Br_2 + MnO_2 + NaOH + KOH$

5- Вариант.

- $H_2O_2 + H_2S \rightarrow H_2SO_4 + H_2O$
- $S + KClO_3 + H_2O \rightarrow Cl_2 + K_2SO_4 + H_2SO_4$
- $Al + HCl \rightarrow AlCl_3 + H_2$
- $Fe_2O_3 + H_2 \rightarrow Fe + H_2O$

6 -Вариант.

- $I_2 + HNO_3 \rightarrow HIO_3 + NO + H_2O$
- $SO_2 + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + NO$
- $KMnO_4 + CO_2 \rightarrow KMnO_4 + MnO_2 + K_2CO_3$
- $Cu + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + SO_2 + H_2O$

7 - Вариант.

- $C + HNO_3 \rightarrow CO_2 + NO + H_2O$
- $NaBr + KMnO_4 + H_2O \rightarrow Br_2 + MnO_2 + NaOH + KOH$
- $CuO + NH_3 \rightarrow Cu + N_2 + H_2O$
- $HI + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + H_2S + H_2O$

8- Вариант.

- $KNO_2 + KClO_3 \rightarrow KCl + KNO_3$
- $NaI + NaIO_3 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + Na_2SO_4 + H_2O$
- $H_2S + H_2SO_3 \rightarrow S + H_2O$
- $NH_3 + O_2 \rightarrow N_2 + H_2O$

Лабораторная работа № 3. Свойства металлов. Алюминий.



Цель: Изучить свойства алюминия и его соединений. Научиться проводить химические опыты, подтверждающие свойства. Сформировать практические навыки и умения по химическим свойствам металлов побочных подгрупп на примерах соединений железа и хрома.

Оборудование: штатив с пробирками, лучина.

Реактивы: гранулированный алюминий, растворы кислот: соляной, серной, азотной разбавленной и концентрированной, раствор гидроксида натрия разбавленный и концентрированный, раствор хлорида алюминия, растворы нитрата хрома, гидроксида натрия, хромата и дихромата калия, серная кислота, сульфат железа(II), хлорида железа (III), соляной кислоты.

Опыт № 1. Отношение алюминия к действию разбавленных кислот.

В три пробирки налейте по 5-6 капель раствора кислот: соляной, серной, азотной. В четвертую пробирку поместите 5-6 капель концентрированной азотной кислоты. Опустите в каждую пробирку по 1-2 стружке алюминия. В пробирках, где наблюдается энергичное выделение газа, попробуйте поджечь его горячей лучиной. Обратите внимание, что с концентрированной азотной кислотой алюминий не реагирует. Напишите уравнения реакций.

Опыт № 2. Отношение алюминия к действию водного раствора щелочи.

Поместите в пробирку 4-5 капель 30% раствора гидроксида натрия и опустите в него 1-2 стружки алюминия. Когда начнется энергичное выделение газа, подожгите его лучиной. Запишите наблюдения. Напишите уравнения реакции взаимодействия алюминия с гидроксидом натрия.

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

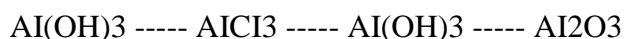
Поместите в пробирку 5 капель хлорида алюминия и прибавьте несколько капель гидроксида натрия до образования белого осадка. Полученный раствор вместе с осадком разделите в две пробирки. В одну из них прилейте несколько капель щелочи, а в другую – соляной кислоты до растворения осадка. Запишите наблюдения.

Напишите уравнения реакций: образования гидроксида алюминия при взаимодействии щелочи и хлорида алюминия; взаимодействия соляной кислоты с гидроксидом алюминия; взаимодействия щелочи с гидроксидом алюминия.



Контрольные вопросы:

1. Какое место среди других элементов занимает алюминий по распространению в природе? По каким внешним признакам вы сможете отличить изделия из алюминия от изделий из других материалов?
2. Напишите уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:



3. Задача: К раствору, содержащему хлорид алюминия массой 32 г, прилили раствор, содержащий гидроксид калия массой 35 г. Определите массу образовавшегося осадка.

**Лабораторная работа №4.
Свойства металлов. Железо. Хром.**

Цель: Изучить свойства железа, хрома и его соединений. Научиться проводить химические опыты, подтверждающие свойства. Сформировать практические навыки и умения по

химическим свойствам металлов побочных подгрупп на примерах соединений железа и хрома.
Оборудование: штатив с пробирками, лучина.

Реактивы: гранулированный алюминий, растворы кислот: соляной, серной, азотной разбавленной и концентрированной, раствор гидроксида натрия разбавленный и концентрированный, раствор хлорида алюминия, растворы нитрата хрома, гидроксида натрия, хромата и дихромата калия, серная кислота, сульфат железа(II), хлорида железа (III), соляной кислоты.

Опыт № 1. Получение гидроксида хрома (III) и испытание его амфотерных свойств.

Поместите в пробирку 4 капли раствора хлорида хрома (III) и добавьте 4 капли раствора щелочи до образования зеленого осадка. Полученный осадок вместе с раствором разделите на две пробирки. В одну из них прилейте несколько капель раствора серной кислоты, в другую – гидроксида натрия до растворения осадка.

Напишите в молекулярной и ионной формах уравнения реакций образования гидроксида хрома (III) при взаимодействии нитрата хрома (III) с гидроксидом натрия; при взаимодействии гидроксида хрома (III) с: а). серной кислотой, б). с избытком гидроксида натрия.

Опыт № 2. Превращение хроматов в дихроматы и наоборот.

К 3 – 4 каплям желтого раствора хромата калия добавьте 2 капли раствора серной кислоты. Наблюдайте переход желтой окраски раствора в оранжевую.

К полученному раствору прибавьте 5 – 6 капель раствора гидроксида калия. Отметьте переход оранжевой окраски раствора в желтую. Запишите наблюдения.

Напишите уравнения реакций взаимодействия: хромата калия с серной кислотой; дихромата калия с гидроксидом калия.

Опыт № 3. Получение гидроксида железа (II) и превращение его в гидроксид железа(III).

В пробирку к 5 – 6 каплям раствора сульфата железа (II) добавьте несколько капель раствора гидроксида натрия до образования белого осадка, переходящего в зеленый. Разделите полученный осадок вместе с раствором в две пробирки. Одну из них оставьте для следующего опыта, другую энергично встряхните до образования бурого осадка. Напишите уравнения реакций: взаимодействия сульфата железа (II) с гидроксидом натрия; окисления влажного гидроксида железа (II) на воздухе.

Опыт № 4. Изучение основных свойств гидроксида железа (II).

К полученному в предыдущем опыте гидроксиду железа (II) прилейте несколько капель соляной кислоты до растворения осадка. Запишите наблюдения. Напишите уравнения реакций взаимодействия гидроксида железа (II) с соляной кислотой.

Опыт № 5. Получение гидроксида железа (III) при действии щелочи на раствор соли.

В пробирку к 3 – 4 каплям раствора хлорида железа (III) прилейте 1 – 2 капли раствора гидроксида натрия. Наблюдайте образование бурого осадка. Запишите наблюдения. Напишите уравнения реакций, происходящие при взаимодействии хлорида железа (III) с гидроксидом натрия.

Опыт № 6. Изучение основных свойств гидроксида железа (III).

К полученному в предыдущем опыте гидроксиду железа (III) прилейте несколько капель серной кислоты до растворения осадка. Запишите наблюдения. Напишите уравнения реакций.

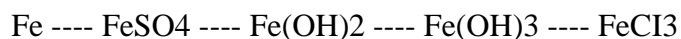
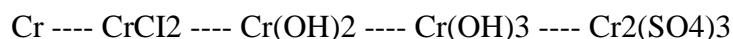


Контрольные вопросы:

1. Какой характер имеют оксиды железа (II) и (III) и соответствующие им гидроксиды?

2. Какое положение занимает хром в периодической системе элементов Д.И. Менделеева? В чем отличие электронных структур и свойств элементов главной и побочной подгрупп VI группы?

3. Напишите уравнения реакций следующих превращений:



Лабораторная работа № 5. Свойства неметаллов. Аммиак.



Цель: Изучить свойства соединений азота. Научиться проводить химические опыты, подтверждающие свойства азота и его соединений.

Оборудование: штатив с пробирками, газоотводные трубки, спиртовки, стеклянная чаша, стеклянные палочки.

Реактивы: смесь хлорида аммония и гидроксида кальция, раствор аммиака в воде, фенолфталеин, универсальная лакмусовая бумага, известковая вода, серная кислота, соляная кислота, мел, карбонат натрия, карбонат кальция.

Опыт № 1. Получение аммиака.

Насыпьте 1 г смеси (хлорид аммония + гидроксид кальция) в пробирку и закройте её пробкой с газоотводной трубкой. На конец газоотводной трубки наденьте сухую пробирку перевернутую вверх дном, закрыв её отверстие комочком ваты. Осторожно нагрейте пробирку со смесью, почувствовав резкий запах, снимите с газоотводной трубки пробирку, и не переворачивая её выньте вату и закройте отверстие большим пальцем. Затем быстро опустите в емкость с водой. Отнимите палец под водой и наблюдайте за происходящим. Почему вода поднялась в пробирке? Почему аммиак собран в перевернутую вверх дном пробирку? Напишите уравнения реакций: а). Получения аммиака, б). Растворения аммиака в воде.

Опыт № 2. Щелочные свойства гидроксида аммония.

Испытайте раствор гидроксида аммония, перенеся каплю его стеклянной палочкой на универсальную лакмусовую бумагу. Прилейте в пробирку с раствором гидроксида аммония 1 каплю фенолфталеина. На присутствие какого иона в растворе указывает изменение окраски лакмуса и фенолфталеина? К какому классу веществ надо отнести раствор аммиака в воде?

Прокипятите несколько капель водного раствора аммиака с 1 каплей фенолфталеина. Запишите наблюдения. Объясните происходящее явление. Напишите схему

электролитической диссоциации гидроксида аммония.



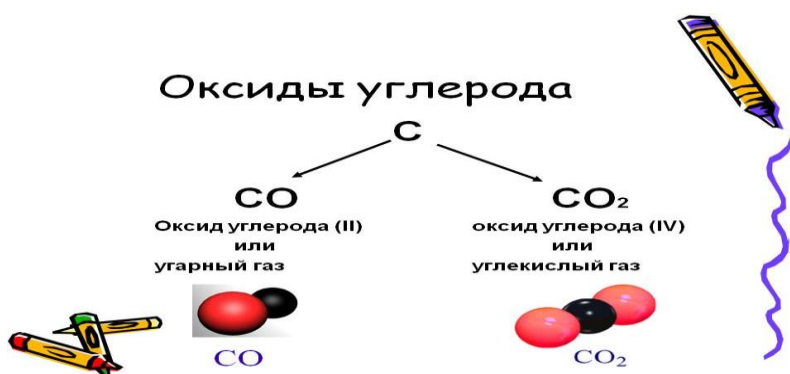
Контрольные вопросы:

1. Изобразите молекулярную, электронную и структурную формулы аммиака. Укажите физические свойства аммиака.
2. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



3. Задача: Вычислите объем аммиака (н.у.), который можно получить, нагревая 30 г хлорида аммония с гидроксидом кальция, если выход аммиака составил 92 % от теоретически возможного.

Лабораторная работа № 6. Свойства неметаллов. Углекислый газ.



Цель: Изучить свойства углерода и его соединений. Научиться проводить химические опыты, подтверждающие свойства.

Оборудование: штатив с пробирками, газоотводные трубки, спиртовки, стеклянная чаша, стеклянные палочки.

Реактивы: смесь хлорида аммония и гидроксида кальция, раствор аммиака в воде, фенолфталеин, универсальная лакмусовая бумага, известковая вода, серная кислота, соляная кислота, мел, карбонат натрия, карбонат кальция.

Опыт № 1. Получение углекислого газа.

В пробирку помещают кусочек мела и приливают раствор соляной кислоты. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.

Опыт № 4. Качественная реакция на карбонат – ион.

В две пробирки насыпьте (чтобы слегка покрылось дно пробирки) карбонат натрия и карбонат кальция. В обе пробирки прилейте по 3-4 капли раствора серной кислоты. В каждую пробирку внесите зажженную лучину. Какой газ выделяется при действии серной кислоты на карбонаты? Запишите наблюдения.

Напишите в молекулярной и ионной формах уравнения реакций, протекающих при действии

серной кислоты на карбонат натрия и карбонат кальция.

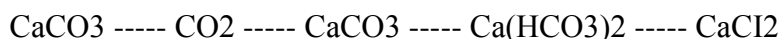
Опыт № 5. Превращение карбонатов в гидрокарбонаты и наоборот.

В пробирку с известковой водой пропустите углекислый газ до появления белого осадка, а затем- до полного его исчезновения. Полученный прозрачный раствор разделите на две части. К одной из них добавьте несколько капель известковой воды, а другую нагрейте до кипения. Отметьте образование белого осадка. Запишите наблюдения. Напишите уравнения в молекулярной и ионной формах.



Контрольные вопросы:

1. Какие простые вещества образует элемент углерод? Чем различаются их структуры?
2. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



3. Задача: Какой объем (н.у.) оксида углерода (IV) выделится при термическом разложении 500 г известняка, содержащего 10 % некарбонатных примесей?

Лабораторная работа № 7.

Решение экспериментальных задач на идентификацию неорганических веществ.

Цель: научиться распознавать неорганические вещества с помощью качественных реакций.

Оборудование: растворы иодида калия, хлорида бария, хлорида кальция, гидроксида натрия, соляной кислоты, сульфата натрия, нитрат свинца, карбоната натрия, дистиллированная вода.

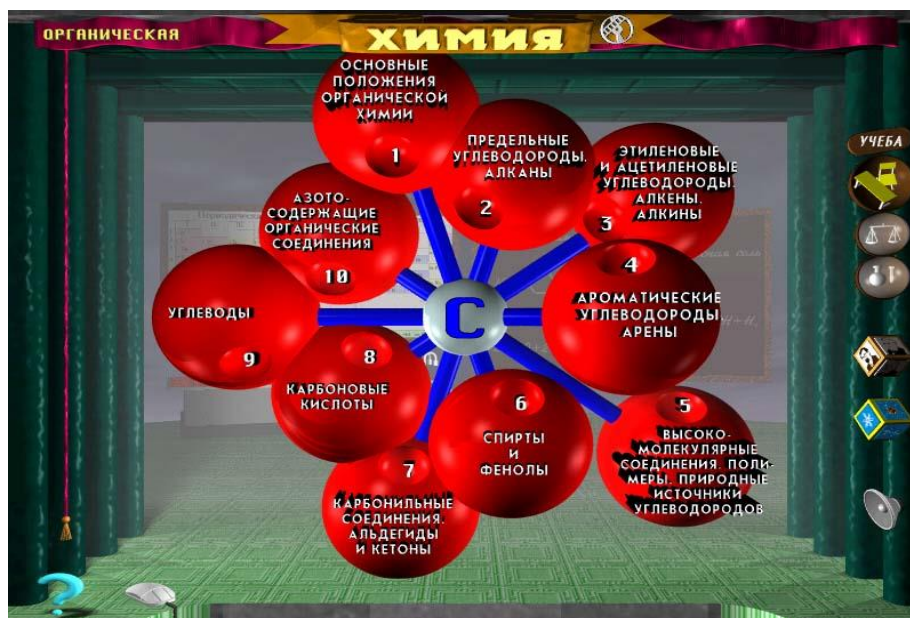
Задание: В склянках находятся растворы сульфата натрия, нитрат свинца, карбоната натрия, дистиллированная вода. Проведите качественные реакции, с помощью которых можно распознать эти вещества.

Ход работы:

1. Напишите формулы выданных веществ и проанализируйте их качественный состав.
2. Составьте план экспериментального анализа анионов и катионов в предложенных растворах солей.
3. Подберите реактивы и оборудование для выполнения опытов, соответствующих вашему плану.
4. Оформите в тетради таблицу результатов исследования веществ. В таблице укажите номера склянок с исследуемыми веществами, формулы и названия реактивов, используемых для распознавания веществ. Запишите наблюдения и выводы.
5. Выполните экспериментальную часть работы. Результаты опытов занесите в таблицу.
6. Напишите уравнения проделанных реакций, укажите их признаки.
7. Запишите результат исследования: в какой из склянок находится раствор каждого из выданных вам веществ.

Лабораторная работа № 8.

Раздел органическая химия



УГЛЕВОДОРОДЫ. Этилен и его свойства.

Цель: Изучить способы получения и химические свойства непредельных углеводородов, сформировать умения составлять уравнения реакции с участием непредельных углеводородов, сформировать навыки проведения лабораторных опытов.

Оборудование: штатив с пробирками, спиртовка, спички, газоотводная трубка, пробиркодержатель.

Реактивы: Этанол. Серная кислота (концентрированная и разбавленная). Перманганат калия. Карбид кальция. Вода. Фенолфталеин.

ХИМИЯ					
ОБОБЩЕНИЕ СВЕДЕНИЙ О ГРУППАХ УГЛЕВОДОРОДОВ					
У Г Л Е В О Д О Р О Д Ы					
ХАРАКТЕРИСТИКА	ПРЕДЕЛЬНЫЕ (алканы)	ЭТИЛЕНОВЫЕ (алкены)	ЦИКЛОПАРАФИНЫ (циклоалканы)	АЦЕТИЛЕНОВЫЕ (алкины)	АРОМАТИЧЕСКИЕ (ряда бензола) АРЕНЫ
ВИД ГИБРИДИЗАЦИИ	SP^3	SP^2	Sp^3	SP	Sp^2
УГОЛ МЕЖДУ СВЯЗЯМИ	$109^{\circ}28^0$	120°	в зависимости от формы цикла	180°	120°
ДЛИНА СВЯЗИ С-С, НМ	0,154	0,134	0,154	0,120	0,140
ОБЩАЯ ФОРМУЛА	C_nH_{2n+2}	C_nH_{2n}	C_nH_{2n}	C_nH_{2n-2}	C_nH_{2n-6}
ВИДЫ ИЗОМЕРИИ	углеродного скелета	углеродного скелета положения кратной (двойной) связи пространственная (цис-транс) изомерность циклопарафинам	углеродного скелета (размер цикла, положение заместителей) пространственная (цис-транс) изомерность этиленовым углеводородам	углеродного скелета положения кратной (тройной) связи изомерность диеновым углеводородам	углеродного скелета (положение заместителей)

Опыт № I. Получение и свойства этилена.

а). Получение этилена (работать под тягой).

В сухую пробирку наливают 1 мл концентрированной серной кислоты и 2 мл 96% - ного этилового спирта. Затем закрывают пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Газоотводную

трубку соединяют с пробиркой заполненной раствором перманганата калия, подкисленный разбавленным раствором серной кислоты. Выделяющийся этилен поджигают у конца газоотводной трубки. Он горит светящимся пламенем. Напишите уравнения получения этилена.

б). Горение этилена.

Выделяющийся этилен поджигают у конца газоотводной трубки. Он горит светящимся пламенем. Напишите уравнения горения этилена.

в). Окисление этилена перманганатом калия. Качественная реакция на двойную связь.

Выделяющийся газ этилен пропустите через содержимое пробирки со слабо подкисленным водным раствором перманганата калия. Запишите наблюдения. Дайте им объяснение. Напишите уравнения реакции окисления этилена перманганатом калия.



Контрольные вопросы:

1. Какие углеводороды называются предельными?
2. Напишите структурные формулы:
А). 2,2,3,3 – тетраметилоктан
Б). 3 – метил - 3 – этилгептен – 1
С). 4,4 – диметил – 5 – пропилнонин – 2
3. Осуществите схему превращений:
Карбид алюминия --- метан---ацетилен---этилен---хлорэтан---бутан---дивинил
4. Являются ли бутан, бутен –1, бутин – 3 изомерами? Ответ поясните.
Задача: Какой объем этилена (н.у.) можно получить при дегидратации 23 г этанола.

Лабораторная работа № 9.

УГЛЕВОДОРОДЫ. Ацетилен и его свойства.

Цель: Изучить способы получения и химические свойства непредельных углеводородов, сформировать умения составлять уравнения реакции с участием непредельных углеводородов, сформировать навыки проведения лабораторных опытов.

Оборудование: штатив с пробирками, спиртовка, спички, газоотводная трубка, пробиркодержатель.

Реактивы: Этанол. Серная кислота (концентрированная и разбавленная). Перманганат калия. Карбид кальция. Вода. Фенолфталеин.

Опыт № 1. Получение и свойства ацетилена.

а). Получение ацетилена и его горение.

В сухую пробирку помещают кусочек карбида кальция, приливают около 1 мл воды и сразу же закрывают её пробкой с газоотводной трубкой. Выделяющийся ацетилен поджигают у конца трубки и наблюдают характер пламени. Вносят в пламя фарфоровую чашечку. Объясните, почему на ней образуется черное пятно сажи? Напишите уравнение реакции получения ацетилена из карбида кальция и его горения.

б). Окисление ацетилена раствором перманганатом калия. Качественная реакция на тройную связь.

В пробирку наливают 5 капель 1%-ного раствора перманганата калия, 2 капли раствора серной разбавленной кислоты и через полученный раствор пропускают ацетилен. Наблюдаемые при этом, изменения подтвердите уравнением реакции.



Контрольные вопросы:

1. Какие углеводороды называются непредельными?
2. Напишите структурные формулы:
А). 2,2,3,3 – тетраметилоктан
Б). 3 – метил - 3 –этилгептен – 1
С). 4,4 – диметил – 5 – пропилнонин – 2
3. Осуществите схему превращений:
Карбид алюминия --- метан---ацетилен---этилен---хлорэтан---бутан---дивинил
4. Являются ли бутан, бутен –1, бутин – 3 изомерами? Ответ поясните.
Задача: Какой объем этилена (н.у.) можно получить при дегидратации 23 г этанола.

Решение задач на установление молекулярной формулы органических веществ.

Для правильного вывода формулы, отражающей истинные количества атомов в молекуле, надо знать: 1). процентное содержание элементов. Входящих в состав соединения и 2). молекулярную массу соединения.

Задачи этого типа решают следующим образом:

1 способ.

По процентному содержанию или по массовым долям элементов входящих в состав соединения находят его простейшую формулу. Затем по плотности газа определяют значение относительной молекулярной массы. Сравнение найденной молекулярной массы с массой определяемой из простейшей формулы, показывает, во сколько раз следует увеличить число атомов всех элементов, чтобы формула отвечала истинной относительной молекулярной массе соединения.

2 способ.

Исходя из относительной плотности газа, находят относительную молекулярную массу соединения. Далее по процентному составу или по массовым долям определяют массу каждого элемента, входящего в состав соединения. Делением найденной величины на относительную атомную массу элемента узнают число атомов в молекулярной формуле.

3 способ.

Для молекулы $C_x H_y O_z$ имеем массовые доли атомов:

$$W(C) = x * M(C) / M$$

$$W(H) = y * M(H) / M$$

$$W(O) = z * M(O) / M,$$

Где M – молярная масса молекулы, а $M(C)$, $M(H)$, $M(O)$ – молярные массы атомов C, H, O.

Имеем числа атомов элементов в молекуле:

$$X = w(C) * M / M(C)$$

$$Y = w(H) * M / M(H)$$

$$Z = w(O) * M / M(O).$$

Отсюда отношение между числами атомов в молекуле равно:

$$X : Y : Z = w(C) / M(C) : w(H) / M(H) : w(O) / M(O).$$

Таким образом, соотношение между числами атомов в молекуле равно отношению частных от деления массовых долей элементов на молярные массы их атомов. При этом массовые доли удобнее выражать в процентах. Вместо массовых долей можно брать пропорциональные им массы элементов для одного и того же количества вещества $C_xH_yO_z$. Полученное соотношение необходимо преобразовать до получения наименьших целых чисел x, y, z : разделив на наименьшее из них, а при необходимости домножив на нужное число. Полученная формула является простейшей для газообразных веществ, для нахождения истинной формулы необходимо знать молярную массу вещества.

Лабораторная работа № 10.

Изучение свойств спиртов, фенолов.

Цель: Изучить способы получения и химические свойства спиртов, фенолов. Выявить качественные реакции на спирты, фенолы, сформировать умения составлять уравнения реакций с участием спиртов, фенолов, научиться проводить химические опыты.

Оборудование: штатив с пробирками, спиртовка, спички, газоотводная трубка, медная проволока, кипелки.

Реактивы: растворы спиртов: этилового, бутилового, изобутилового; растворы глицерина, фенола, карбоната натрия, соляной кислоты, гидроксида натрия, серной кислоты (концентрированной), сульфата меди, перманганата калия, универсальная лакмусовая бумага, фенолфталеин.



Опыт № 1. Растворимость спиртов, отношение их к индикаторам.

В пробирки наливают по 5 капель следующих спиртов: этилового, бутилового, изобутилового. Отмечают запахи спиртов. В каждую пробирку добавляют по 0,5 мл воды и встряхивают полученную смесь. Визуально оцените растворимость спиртов в воде, и обоснуйте наблюдаемые различия.

Затем из каждой пробирки стеклянной палочкой наносят по I капле растворов на универсальную лакмусовую бумагу, а в пробирки добавляют по I капле раствора фенолфталеина. Изменяется ли окраска индикаторов?

Опыт № 2. Получение диэтилового эфира.

В пробирку налейте 1 мл этилового спирта, столько же концентрированной серной кислоты, несколько кипелок или щепотку прокаленного речного песка. Пробирку закройте пробкой с газоотводной трубкой. Смесь осторожно нагрейте до кипения. Затем прекратите нагревание и к горячей смеси осторожно добавьте еще 0,5 мл этилового спирта. После чего вновь закройте пробкой. Из газоотводной трубки будет ощущаться запах эфира, который усиливается при нагревании. Напишите уравнение реакции образования диэтилового эфира.



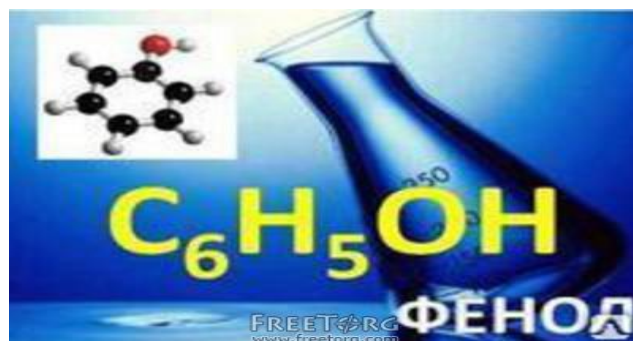
Опыт № 3. Свойства глицерина.

а). Растворение глицерина в воде.

К 6 каплям воды в пробирке прибавьте 2 капли глицерина. Взболтайте. Обратите внимание на растворимость глицерина в воде. Запишите наблюдения.

б). Образование глицерата меди.

В пробирку наливают 3-4 капли 2%-ного раствора сульфата меди и 2 мл 10 %-ного раствора гидроксида натрия. К образовавшемуся осадку голубого цвета приливают 2-3 капли глицерина и смесь встряхивают. Что при этом происходит? Напишите уравнение реакции образования глицерата меди.



Опыт № 4. Свойства фенолов.

а). Цветная реакция на фенол с хлоридом железа (III).

В пробирку наливают по I капле 5%-ного раствора хлорида железа (III) и добавляют 3 капли 5%-ного раствора фенола. Отмечают появление окрашивания (какого цвета?). Делят содержимое пробирки с раствором фенола на две части. К одной из них прибавляют 2-3 капли гидроксида натрия, а к другой - 1-2 капли соляной кислоты. Какие изменения вы наблюдаете? Запишите уравнения реакций фенолов с хлоридом железа (III).

б). Окисление фенолов.

В пробирке смешивают I каплю 5%-ного раствора карбоната натрия, I каплю 5%-ного раствора фенола и I каплю I%-ного раствора перманганата калия. Что Вы при этом наблюдаете? Объясните происходящие изменения.



Контрольные вопросы:

1. Почему простейший двухатомный спирт содержит два атома углерода, а не один? Можно ли назвать этиленгликоль и глицерин гомологами? Почему?
2. Как взаимное влияние фенильного радикала и гидроксильной группы отражается на свойствах фенола?
3. Задача: Какая масса воды и какой объем углекислого газа (н.у.) образуются при сгорании 2,3 г этилового спирта.
4. Задача: Определите массу осадка, образовавшегося при взаимодействии раствора фенола массой 20 г и массовой долей фенола 2 % с бромной водой массой 80 г.

Лабораторная работа № 11.

Альдегиды. Изучение свойств уксусного альдегида.

Карбонильные соединения
Альдегиды и кетоны

ионон

л-гидроксифенилбутанон-2

MyShared

Цель работы: изучить химические свойства и получение уксусного альдегида, научиться проводить качественные реакции на альдегидную группу. Практически подтвердить химические свойства карбоновых кислот. Сформировать умения составлять уравнения реакций с участием карбоновых кислот.

Оборудование: штатив с пробирками, спиртовка, медная проволока. Газоотводная трубка с пробкой, индикаторная бумага.

Реактивы: раствор уксусного альдегида, гидроксид натрия, сульфат меди, этиловый спирт. Аммиачный раствор оксида серебра. Кислоты: уксусная, серная кислота (концентрированная и разбавленная). Фенолфталеин. Лакмус. Метилоранж. Металлы: магний. Хлорид кальция. Соляная кислота. Раствор мыла. Этиловый спирт. Ацетат натрия

Опыт № 1. Получение уксусного альдегида окислением этилового спирта оксидом меди (II).

Стенки сухой пробирки смачивают 2-3 каплями этилового спирта. Одновременно нагревают спираль из медной проволоки в пламени горелки до образования на ее поверхности черного налета оксида меди(II). Раскаленную докрасна спираль опускают в подготовленную в начале опыта пробирку со спиртом. Эту операцию повторяют несколько раз. Какие изменения происходят с медной спиралью? Уксусный альдегид в небольшой концентрации пахнет

яблоками. Для его обнаружения из пробирки удаляют медную спираль и прибавляют 3-5 капель раствора фуксинсернистой кислоты. Что Вы при этом наблюдаете? Напишите уравнение соответствующей реакции.

Альдегиды. Свойства

Реакция **окисления** аммиачным раствором оксида серебра - «серебряное зеркало» - **качественная** реакция на альдегиды.

$$\text{CH}_3 - \underset{\text{H}}{\overset{\text{O}}{\text{C}}} + \text{Ag}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3 - \underset{\text{OH}}{\overset{\text{O}}{\text{C}}} + 2\text{Ag}\downarrow$$

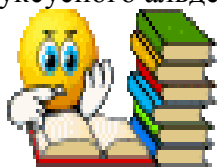

⇒


Опыт № 2. Окисление уксусного альдегида аммиачным раствором гидроксида серебра (реакция серебряного зеркала).

В чистой пробирке готовят аммиачный раствор гидроксида серебра. Для этого к 3-5 каплям 1%-ного раствора нитрата серебра прибавляют по каплям при встряхивании 5%-ный раствор до тех пор, пока образующийся вначале осадок полностью не растворится. Избыток аммиака нежелателен, так как он снижает чувствительность реакции. К полученному бесцветному раствору прибавляют 2-3 капли 5%-ного раствора уксусного альдегида и нагревают пробирку в течение нескольких минут. Какие изменения происходят в пробирке? Напишите уравнения реакций образования аммиачного раствора гидроксида серебра, и окисления им уксусного альдегида. Подберите коэффициенты.

Опыт № 3. Окисление уксусного альдегида гидроксидом меди (II) (реакция медного зеркала).

В пробирку наливают 5-6 капель 10%-ного раствора гидроксида натрия, 3-6 капель 5%-ного раствора уксусного альдегида и при встряхивании добавляют по каплям 2%-ный раствор сульфата меди (II) до появления не исчезающего голубого осадка. Затем нагревают только верхнюю часть жидкости до кипения (нижняя ее часть для сравнения должна оставаться холодной) и отмечают происходящие изменения в окраске смесей. Какие соединения меди имеет голубую, желтую и красную окраску? Напишите уравнения реакции окисления уксусного альдегида гидроксидом меди (II), подберите коэффициенты.



Контрольные вопросы:

- Задача : Из технического карбида кальция массой 20 г получили 11 г уксусного альдегида. Определите массовую долю примесей в карбиде.
- Осуществите схему превращений:
Метанол ---Бромметан --- Этан --- Хлорэтан --- Этанол ----- Этаналь
Укажите условия протекания реакций.
- В трех пробирках находятся растворы уксусного альдегида, глицерина и фенола. Как при помощи гидроксида меди (II) определить, где какое вещество?
- Задача: При взаимодействии этанола массой 9,2 г с оксидом меди (II) массой 20 г получен альдегид массой 7,04 г. Определите выход продукта реакции.

Лабораторная работа № 12.

Карбоновые кислоты. Изучение свойств уксусной кислоты.



Цель работы: изучить химические свойства и получение уксусного альдегида, научиться проводить качественные реакции на альдегидную группу. Практически подтвердить химические свойства карбоновых кислот. Сформировать умения составлять уравнения реакций с участием карбоновых кислот.

Оборудование: штатив с пробирками, спиртовка, медная проволока. Газоотводная трубка с пробкой, индикаторная бумага.

Реактивы: раствор уксусного альдегида, гидроксид натрия, сульфат меди, этиловый спирт. Аммиачный раствор оксида серебра. Кислоты: уксусная, серная кислота (концентрированная и разбавленная). Фенолфталеин. Лакмус. Метилоранж. Металлы: магний. Хлорид кальция. Соляная кислота. Раствор мыла. Этиловый спирт. Ацетат натрия

Опыт № 1. Получение и свойства уксусной кислоты.

а). Получение уксусной кислоты.

В пробирку помещают 0,5 г ацетата натрия и 1-2 мл концентрированной серной кислоты. Пробирку закрывают пробкой с газоотводной трубкой и осторожно нагревают. Идентификация уксусной кислоты проводят по запаху и по изменению цвета влажной синей лакмусовой бумаги, поднесите к отверстию газоотводной трубки. Напишите уравнение реакции получения уксусной кислоты.

б). Кислотные свойства уксусной кислоты.

В пробирку с уксусной кислотой добавьте несколько стружек магния и быстро закройте отверстие пробирки пробкой. Через несколько секунд откройте пробирку и поднесите к отверстию пробирки зажженную лучину. Запишите наблюдения. Напишите уравнение взаимодействия уксусной кислоты с магнием.

в). Диссоциация уксусной кислоты.

В три пробирки наливают по 3-5 капель 10%-ного раствора уксусной кислоты. Затем в первую пробирку добавляют 1 каплю метилового оранжевого, во вторую 1 каплю раствора синего лакмуса, а в третью - 1 каплю 1%-ного спиртового раствора фенолфталеина. Отмечают, в каких пробирках изменилась окраска. Напишите схему электролитической диссоциации для уксусной кислоты.



Контрольные вопросы:

1. Предложите схему получения уксусной кислоты на основе метана и других необходимых реагентов.
2. Приведите структурные формулы двух гомологов и двух изомеров для октановой кислоты. Назовите их.
3. Осуществите схему превращений:

Карбид кальция --- ацетилен --- этаналь --- уксусная кислота --- этилацетат --- уксусная кислота

4. Вычислите массу калиевой соли уксусной кислоты, если в реакцию с гидроксидом калия вступило 300 г 14 % раствора уксусной кислоты.

Лабораторная работа № 13.

Сложные эфиры. Жиры.

Цель работы: изучить химические свойства и получение уксусного альдегида, научиться проводить качественные реакции на альдегидную группу. Практически подтвердить химические свойства карбоновых кислот. Сформировать умения составлять уравнения реакций с участием карбоновых кислот.

Оборудование: штатив с пробирками, спиртовка, медная проволока. Газоотводная трубка с пробкой, индикаторная бумага.

Реактивы: раствор уксусного альдегида, гидроксид натрия, сульфат меди, этиловый спирт. Аммиачный раствор оксида серебра. Кислоты: уксусная, серная кислота (концентрированная и разбавленная). Фенолфталеин. Лакмус. Метилоранж. Металлы: магний. Хлорид кальция. Соляная кислота. Раствор мыла. Этиловый спирт. Ацетат натрия

Опыт № 1. Получение этилацетата (этилового эфира уксусной кислоты).

Внесите в пробирку 4 – 5 капель концентрированной уксусной кислоты и такое же количество этилового спирта. Добавьте 3 капли концентрированной серной кислоты и щепотку прокаленного речного песка. Доведите смесь до кипения. Дайте остыть полученному эфиру. Понюхайте его. Запишите наблюдения. Напишите уравнение получения этилацетата. Укажите роль серной кислоты в реакции этерификации.

Что такое мыло?

Мыла - соли высших жирных кислот, т. е. натриевые или калиевые соли стеариновой, пальмитиновой, олеиновой кислот.



Состав мыла

Твердое мыло содержит:

- 40-72 % основного вещества,
- 0,1-0,2 % свободной щелочи,
- 1-2 % свободных карбонатов Na или K,
- 0,5-1,5 % нерастворимого в воде остатка,
- различные добавки.

Жидкое мыло содержит:

- водные растворы синтетических ионных или неионогенных поверхностно-активных веществ,
- консерванты,
- отдушки,
- красители,
- соли для контроля вязкости,
- добавки для связывания ионов кальция и магния,
- различные добавки.



MyShared

Опыт № 2. Свойства мыла.

Приготовленный мыльный раствор налейте в три пробирки. В одну пробирку налейте 2 – 3 капли фенолфталеина, во вторую равный объем серной или соляной кислоты, в третью – столько же раствора хлорида кальция. Запишите наблюдения. Напишите уравнения реакций гидролиза стеарата натрия, взаимодействия стеарата натрия с серной или соляной кислотой, с хлоридом кальция.

Лабораторная работа № 14.

Углеводы. Изучение свойств глюкозы и крахмала.



Цель: Изучить способы получения и химические свойства углеводов, сформировать умения составлять уравнения реакций с участием глюкозы и крахмала. Научиться проводить химические опыты.

Оборудование: штатив с пробирками, спиртовки, спички.

Реактивы: раствор глюкозы, гидроксид натрия, сульфат меди, раствор глюкозы, аммиак, крахмальный клейстер, йод в йодиде калия, сульфат меди, гидроксид натрия.

Опыт № 1. Реакции на гидроксильные группы в моносахаридах.

Реакция глюкозы со щелочным раствором гидроксида меди (II).

В пробирку помещают 1-2 капли 1%-ного раствора глюкозы, 3-5 капель 10%-ного раствора гидроксида натрия и 1 каплю 5%-ного раствора сульфата меди(II). Образующийся вначале осадок гидроксида меди (II) (какого цвета?) при встряхивании растворяется и получается прозрачный, раствор (какого цвета?) комплексного глюкозата меди(II). Напишите уравнение реакции.

Опыт № 2. Реакция на альдегидную группу в моносахаридах.

а). Окисление глюкозы в щелочной среде гидроксидом меди (II).

В пробирке смешивают 1-2 капли 1%-ного раствора глюкозы и 5-6 капель 10% -ного раствора гидроксида натрия. Затем при встряхивании по каплям добавляют 5%-ный раствор сульфата меди(II) до начала появления не исчезающего осадка. К полученной смеси приливают около 1 мл воды так, чтобы высота слоя жидкости была 15-20 мл. Затем, держа пробирку наклонно, нагревают ее верхнюю часть до начала кипения, а нижнюю оставляют без нагрева для контроля. Что вы наблюдаете?

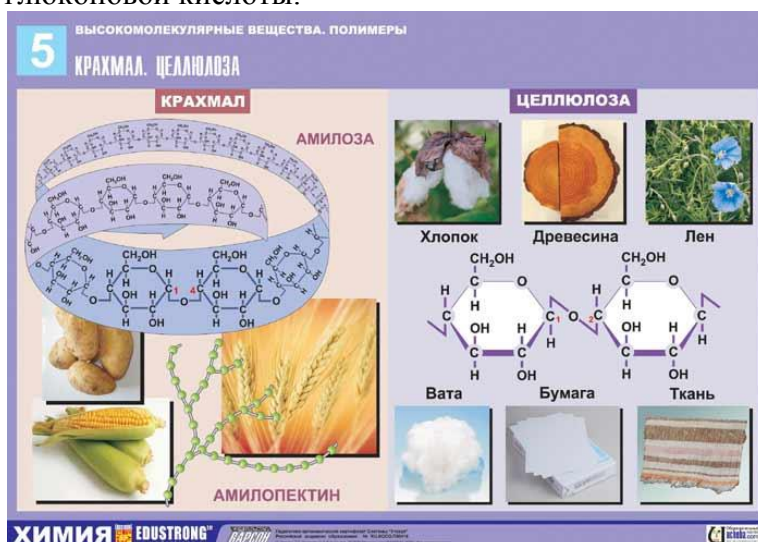
Напишите уравнение реакции окисления глюкозы гидроксидом меди (II).

б). Окисление глюкозы аммиачным раствором оксида серебра.

Сначала нужно приготовить аммиачный раствор оксида серебра. Для этого в чисто вымытой пробирке к 3-5 каплям 1%-ного раствора нитрата серебра прибавляют 2 капли 10%-ного раствора гидроксида натрия и 3-5 капель 10%-ного раствора аммиака до растворения первоначально образующегося осадка гидроксида серебра. К полученному бесцветному раствору прибавляют 1-2 капли 1%-ного раствора глюкозы, и нагревают пробирку в течение 5-10 минут. Выделяющееся в результате реакций металлическое серебро выпадает либо в виде черного осадка (если пробирку во время нагревания встряхивали), либо в виде зеркального налета на стенках пробирки. Отсюда и название реакция "серебряного зеркала".

Напишите уравнения реакций получения аммиачного раствора оксида серебра и

окисления глюкозы до глюконовой кислоты.



Опыт № 3. Реакции крахмала с йодом.

В пробирку наливают 5 капель 1%-ного раствора крахмального клейстера и I каплю раствора йода в иодиде калия, разбавленного водой до светло-желтого цвета. В какой цвет окрашивается раствор? Что происходит с окраской при нагревании раствора до кипения и после охлаждения? Запишите наблюдения.

Йодкрахмальная реакция применяется в химии для открытия как крахмала, так и йода.



Контрольные вопросы:

1. В каких формах находится глюкоза в водном растворе? Как образуются циклические формы?
2. Какие вещества катализируют процесс гидролиза полисахаридов? Почему целлюлоза не усваивается в желудочно – кишечном тракте человека?
3. Осуществите схему превращений:

Углекислый газ --- глюкоза --- Этанол --- Этаналь --- этановая кислота --- метилацетат

4. Задача: Какую массу глюкозы можно получить из крахмала массой 81 г, если массовая доля выхода составляет 75 %.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 15.

Белки. Изучение свойств белков.

Цель: изучить химические свойства белков. Практически подтвердить физические и химические свойства белков.

Оборудование: спиртовка, штатив с пробирками.

Реактивы: раствор куриного белка, растворы сульфата меди, гидроксида натрия, нитрата свинца или ацетата свинца, азотная кислота, раствор аммиака в воде.

Качественные реакции на белки

- Ксантопротеиновая реакция.
- Биуретовая реакция.
- Качественное определение серы в белках



MyShared

Опыт № 1. Цветные реакции на белки.

а). Биуретовая реакция.

В пробирку наливают 2 мл раствора яичного белка. Затем прибавляют равный объем раствора 10% едкого натра и по 1-2 капли 1% раствора сульфата меди. Появляется красно-фиолетовое или сине-фиолетовое окрашивание.

б). Ксантопротеиновая реакция.

К 2-3 мл раствора куриного белка осторожно /по стенке пробирки/ приливает 1-2 мл концентрированной азотной кислоты. Осторожно нагревает, появляется желтое окрашивание. После охлаждения в пробирку осторожно /по стенке/ приливают избыток концентрированного раствора аммиака или едкого натра - жидкость принимает оранжевое или желто-оранжевое окрашивание. Реакцию рекомендуется проводить под тягой!

в). Реакция на аминокислоты, содержащие серу /цистеин, цистин/. Реакция Фояля.

В пробирку наливают 2 мл раствора яичного белка. Добавляют 1,5 мл 20% раствора щелочи и осторожно нагревают до кипения, кипятят 1-2 мин, после чего прибавляют 2-3 капли 1% раствора ацетата свинца или нитрата свинца. В пробирке с белком появляется буровато-черное или черное окрашивание, интенсивность которого зависит от концентрации раствора белка и содержания в ней цистеина и цистина.

Опыт № 2. Свертывание белков.

Налейте в пробирку 4 капли водного раствора белка и нагрейте в пламени спиртовки до кипения. Обратите внимание на образование хлопьев в пробирке.



Контрольные вопросы:

1. Что подразумевают под первичной, вторичной, третичной структурами белков? Какие связи соответствуют каждой структуре?
2. К какому классу веществ принадлежат белки? Из атомов каких элементов состоят белки?
3. Почему нельзя обойтись без белковой пищи? Что происходит с белками пищи в организме человека?
4. Составьте схему реакции образования трипептида из аминокислоты.

Практическое занятие № 3.

РАСПОЗНАВАНИЕ ПЛАСТМАСС И ВОЛОКОН.

Цель: экспериментально идентифицировать органические соединения с помощью качественных реагентов, научиться самостоятельно составлять план и ход работы эксперимента.

Оборудование: штатив с пробирками, спиртовка.

Реактивы: гидроксид натрия, серная кислота, азотная кислота, универсальная лакмусова бумага, перманганат калия, сульфат меди, аммиачный раствор оксида серебра, вода, полиэтилен, ПВХ, хлопок, шерсть, вискоза, капрон.

Ход работы :



Задание № 1. Вам предложены образцы пластмасс.

Используя таблицу № 1 определите, какие именно пластмассы вам выданы.

Задание № 2. Вам предлагаются образцы волокон,

используя таблицу № 2 определите, какие именно волокна вам выданы.

• Виды пластмассы

- **Термопласты (термопластичные пластмассы)** — при нагреве расплавляются, а при охлаждении возвращаются в исходное состояние.
- **Реактопласты (термореактивные пластмассы)** — отличаются более высокими рабочими температурами, но при нагреве разрушаются и при последующем охлаждении не восстанавливают своих исходных свойств.
- **Газонаполненные пластмассы** — вспененные пластические



Таблица № 1. Свойства пластмасс.

№ п/п	Пласт-масса	Внешний вид	Отношение к нагреванию	Характер горения
1	Полиэтилен	Образцы полупрозрачны, эластичны, относительно мягкие, жирные на ощупь, не имеют запаха. Тонкие пленки прозрачны и мягки. Цвет может быть различным	При нагревании размягчается, из расплава можно вытянуть нити	Горит синеватым пламенем, без копоти, слабый запах расплавленного парафина. При горении образуются капли расплава. Продолжает гореть вне пламени
2	Капрон	Механически прочен. Цвет может быть различным	При нагревании размягчается, плавится, от него отделяются капли, из него можно вытягивать нити. Продукты разложения имеют неприятный запах	Почти не горит
3	Поливинилхлорид	Пленки изготовлены из пластификата, эластичны, механически прочны, могут иметь различную окраску. Изделия, изготовленные из винилпласта, - жесткие, прочные, имеют коричневый цвет	При нагревании размягчается, вытягивается в нити	Горит с обильным выделением копоти небольшим пламенем, образуя черный хрупкий шарик. При горении чувствуется острый запах хлороводорода. Вне пламени не горит
4	Полистирол	Может быть разного цвета, прозрачным или непрозрачным. Твердый, хрупкий, при постукивании звенит	При нагревании размягчается, легко вытягивается в нити	Горит с выделением копоти, распространяя едкий запах стирола. Вне пламени продолжает гореть
5	Полиметилметакрилат	Относительно твердый, механически прочный, нехрупкий. Наиболее прозрачен из всех пластмасс. Внешне похож на полистирол, но не хрупок и при постукивании не звенит	При нагревании размягчается	Горит без копоти желтым с синей каймой у краев пламенем, с характерным потрескиванием, распространяя острый запах продуктов разложения
6	Фенопласты	Механически прочные, твердые материалы с блестящей поверхностью. Имеют темно-коричневый цвет	При нагревании не размягчаются, не плавятся, не изменяют форму, при сильном нагревании разлагаются	Загораются с трудом, вне пламени гаснут, распространяя запах фенола и формальдегида
7	Целлулоид	Эластичен, может иметь различную окраску	При нагревании разлагаются	Легко загорается, очень быстро сгорает, оставляя следы золы

Таблица № 2. Свойства волокон.

№ п/п	Волокно	Характер горения	Действие растворов (при ком. температуре)*		
			HNO ₃	H ₂ SO ₄	NaOH
1	Вискозное	Горит быстро, запах жженой бумаги. После горения остаются следы золы	Растворяется, образуя бесцветный раствор	Растворяется, образуя краснокирпичный раствор	Сильно набухает и растворяется. Омыляется
2	Ацетатное	Горит быстро, образуя нехрупкий спекшийся шарик темно-бурого цвета	Растворяется	Растворяется	Образуется желтоватый оттенок
3	Хлопчатобумажное	Горит быстро, запах жженой бумаги. После горения остается серый пепел	Растворяется	Растворяется	Растворяется. Набухает не растворяясь
4	Шерсть, натуральный шелк	Горя медленно, запах жженных перьев. После горения остается хрупкий шарик черного цвета, растрескивающийся в порошок	Набухают и окрашиваются в желтый цвет	Разрушаются	Растворяются
5	Капрон	Плавится, образуя твердый блестящий шарик темного цвета, распространяя неприятный запах	Растворяется, образуя бесцветный раствор		Не растворяется
6	Лавсан	Горит коптящим пламенем с образованием темного блестящего шарика	Не растворяется**	Растворяется	Не растворяется
7	Нитрон	Горит, образуя темный рыхлый неблестящий шарик	Не растворяется	Растворяется	Не растворяется (при кипячении краснеет)
8	Хлорин	Горит небольшим коптящим пламенем, образуя черный хрупкий шарик. Вне пламени не горит	Не растворяется		Не растворяется

Лабораторная работа № 16.

Решение экспериментальных задач на идентификацию неорганических веществ.

Цель: научиться распознавать неорганические вещества с помощью качественных реакций.

Оборудование: растворы иодида калия, хлорида бария, хлорида кальция, гидроксида натрия, соляной кислоты, сульфата натрия, нитрат свинца, карбоната натрия, дистиллированная вода.

Задание: В склянках находятся растворы

1 – вариант: а). Этаналь б). глицерин в). фенол

2 – вариант: а). Уксусная кислота б). глюкоза в). белок

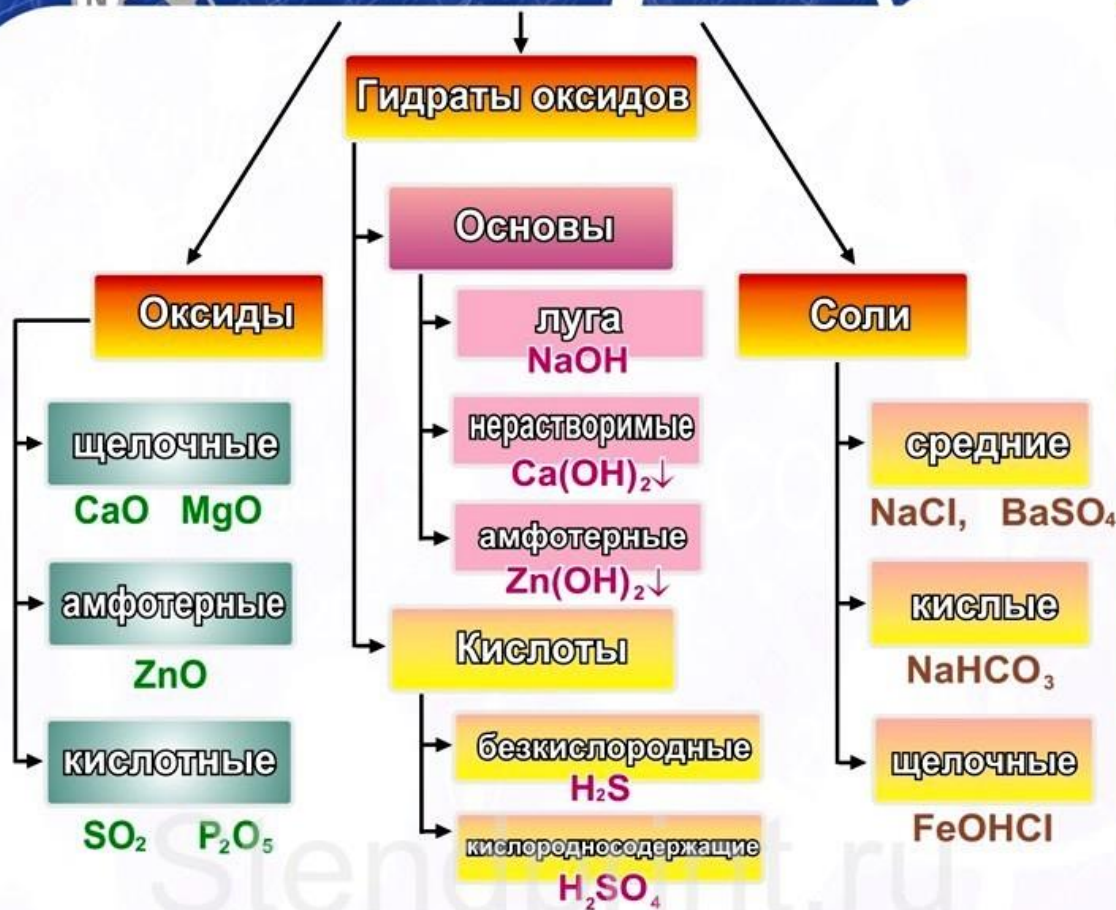
3 – вариант: а). Крахмал б). муравьиный альдегид в). этанол

Проделайте качественные реакции, с помощью которых можно распознать эти вещества.

Ход работы:

1. Напишите формулы выданных веществ и проанализируйте их качественный состав.
2. Составьте план экспериментального анализа анионов и катионов в предложенных растворах солей.
3. Подберите реактивы и оборудование для выполнения опытов, соответствующих вашему плану.
4. Оформите в тетради таблицу результатов исследования веществ. В таблице укажите номера склянок с исследуемыми веществами, формулы и названия реактивов, используемых для распознавания веществ. Запишите наблюдения и выводы.
5. Выполните экспериментальную часть работы. Результаты опытов занесите в таблицу.
6. Напишите уравнения проделанных реакций, укажите их признаки.
7. Запишите результат исследования: в какой из склянок находится раствор каждого из выданных вам веществ.

СЛОЖНЫЕ НЕОРГАНИЧЕСКИЕ ВЕЩЕСТВА



ИЗМЕНЕНИЕ ОКРАСКИ КИСЛОТНО-ЩЕЛОЧНЫХ ИНДИКАТОРОВ В ЗАВИСИМОСТИ ОТ pH РАСТВОРА

Индикаторы	Окраска индикатора в среде		
	Нейтральная [H+]=[OH-] pH=7	Кислая [H+]>[OH-] pH<7	Щелочная [OH-]>[H+] pH>7
Лакмус	Фиолетовый	Красный	Синий
Фенолфталеин	Бесцветный	Бесцветный	Малиновый
Метилоранж	Оранжевый	Розовый	Желтый

Реакция раствора	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	
	сильно-кислая	слабо-кислая		?		слабо-щелочная		сильно-щелочная								
	<							нейтральная		>						
	Усиление кислотности среды									Усиление основности среды						

РАСПОЗНАВАНИЕ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

КАТИОН	РЕАКТИВ, АНИОН, УСЛОВИЕ	РЕАКЦИЯ, УРАВНЕНИЕ	АНИОН	РЕАКТИВ, КАТИОН, УСЛОВИЕ	РЕАКЦИЯ, УРАВНЕНИЕ
H^+	лакмус	красный цвет раствора	Cl^-	раствор нитрата серебра, Ag^+	белый творожистый осадок $Ag^+ + Cl^- = AgCl \downarrow$
	метиловый оранжевый	розовый цвет раствора			
NH_4^+	раствор щелочи, OH^- , t°	выделение газа с резким запахом $NH_4^+ + OH^- = NH_3 \uparrow + H_2O$	Br^-	раствор нитрата серебра, Ag^+	желтоватый творожистый осадок $Ag^+ + Br^- = AgBr \downarrow$
Ag^+	соляная кислота, растворы хлоридов Cl^-	белый творожистый осадок $Ag^+ + Cl^- = AgCl \downarrow$	I^-	раствор нитрата серебра, Ag^+	желтый творожистый осадок $Ag^+ + I^- = AgI \downarrow$
Li^+	пламя	красное окрашивание	S^{2-}	растворимые соли меди, Cu^{2+}	черный осадок $Cu^{2+} + S^{2-} = CuS \downarrow$
Na^+	пламя	желтое окрашивание			
K^+	пламя	фиолетовое окрашивание	SO_4^{2-}	растворимые соли бария, Ba^{2+}	белый осадок $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4 \downarrow$
Ca^{2+}	пламя	кирпично-красное окрашивание	NO_3^-	H_2SO_4 (конц.), Cu	выделение бурого газа $Cu + NO_3^- + 2H^+ = Cu^{2+} + NO_2 \uparrow + H_2O$
	растворы карбонатов, CO_3^{2-}	белый осадок $Ca^{2+} + CO_3^{2-} = CaCO_3 \downarrow$			
Ba^{2+}	пламя	желто-зеленое окрашивание	PO_4^{3-}	раствор нитрата серебра, Ag^+	ярко-желтый осадок $3Ag^+ + PO_4^{3-} = Ag_3PO_4 \downarrow$
	серная кислота, растворы сульфатов SO_4^{2-}	белый осадок $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4 \downarrow$			
Cu^{2+}	пламя	зеленое окрашивание	CrO_4^{2-}	растворимые соли бария, Ba^{2+}	желтый осадок $Ba^{2+} + CrO_4^{2-} = BaCrO_4 \downarrow$
	вода	гидратированные ионы Cu^{2+} имеют голубую окраску			
Fe^{2+}	раствор щелочи, OH^-	студенистый синий осадок $Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2 \downarrow$	CO_3^{2-}	раствор кислот, H^+	выделение газа без запаха $2H^+ + CO_3^{2-} = H_2O + CO_2 \uparrow$
	р-р красной кровяной соли $K_3[Fe(CN)_6]$	зеленоватый осадок $Fe^{2+} + 2OH^- = Fe(OH)_2 \downarrow$ синий осадок (турнибулева синь) $3Fe^{2+} + 2[Fe(CN)_6]^{4-} = Fe_4[Fe(CN)_6]_3 \downarrow$			
Fe^{3+}	раствор щелочи, OH^-	бурый осадок $Fe^{3+} + 3OH^- = Fe(OH)_3 \downarrow$	OH^-	лакмус	синий цвет раствора
	раствор роданида аммония NH_4SCN , SCN^-	кроваво-красный раствор $Fe^{3+} + 3SCN^- = Fe(SCN)_3$			
	р-р желтой кровяной соли $K_4[Fe(CN)_6]$, $Fe(CN)_6^{4-}$	темно-синий осадок (берлинская лазурь) $4Fe^{3+} + 3[Fe(CN)_6]^{4-} = Fe_4[Fe(CN)_6]_3 \downarrow$			
Al^{3+}	раствор щелочи, OH^-	желеобразный белый осадок $Al^{3+} + 3OH^- = Al(OH)_3 \downarrow$		фенолфталеин	малиновый цвет раствора
				метиловый оранжевый	желтый цвет раствора



Качественные реакции органических соединений, характер пламени при горении



Фрагмент молекулы (реакционный центр)	Реактив, схема реакции	Признаки реакции
$>C=C<$ - $C\equiv C-$	бромная вода (р-р Br_2 в H_2O) $KMnO_4$	обесцвечив-ие р-ра обесцвечив-ие р-ра ↓ бурная окраска (ОП)
- $CaCH$	$[Ag(NH_3)_2]OH$ $[Cu(NH_3)_2]Cl$	↓ белый ↓ красно-коричн.
	HNO_3, H_2SO_4	св.-желт. маслянистая ж-ть с запахом миндаля
 -R	$KMnO_4$	обесцвечив-ие р-ра
- OH	Na	↑ H_2
- CH_2-OH $>CH-OH$	CuO $KMnO_4$ $K_2Cr_2O_7$	↓ красный обесцвечив-ие р-ра сине-зеленый р-р
- $C(OH)-C(OH)-$	$Cu(OH)_2$	синий р-р
	лакмус $FeCl_3$	красный р-р фиолетовый р-р
	бромная вода (Br_2 в H_2O)	обесцвечив-ие р-р ↓ белый
$\begin{matrix} O \\ \\ -C-H \end{matrix}$	$[Ag(NH_3)_2]OH$ $Cu(OH)_2$ $KMnO_4, H^+$ $K_2Cr_2O_7, H^+$	↓ серебр. зеркало красный обесцвечив-ие р-ра сине-зеленый раствор
$\begin{matrix} O \\ \\ -C-OH \end{matrix}$	лакмус $NaHCO_3$ Na спирт	красный р-р ↑ CO_2 ↑ H_2 запах сложн. эфира
NH_2 	бромная вода (Br_2 в H_2O) $CaOCl_2$ хромовая смесь HCl конц.	обесцвечив-ие р-ра ↓ белый фиолетовый р-р ↓ черная ↓ белый
$R-NH_2$ R_2-NH $(C_6H_{10}O_5)_n$ - крахмал 	HNO_3 HNO_3 р-р I_2 $CuSO_4, NaOH$	↓ N_2 характерный запах синее окрашивание фиолетовое окрашивание

Характер пламени при горении

Алканы, спирты одноатомные, сложные эфиры - бесцветное (голубое) пламя.

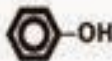


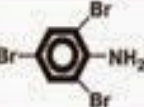
Алкены - коптящее (светящееся) пламя желтого цвета.

Арены, высшие карбоновые кислоты, жиры - коптящее пламя.

Алкины - сильно коптящее пламя.



РАСПОЗНАВАНИЕ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Вещество	Реактив, условие	Признаки реакции
$\text{CH}_2=\text{CH}_2$	Раствор KMnO_4	Обесцвечивание раствора в результате образования $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CH}_2\text{OH}$
	$\text{Br}_2(\text{aq})$	Обесцвечивание раствора в результате образования $\text{CH}_2\text{Br}-\text{CH}_2\text{Br}$
$\text{C}_2\text{H}_5-\text{OH}$	Cu прокал. (CuO)	Восстановление оксида меди (II) до Cu , Выделение паров $\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}$
$\begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}-\text{CH}_2 \\ \quad \quad \\ \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \end{array}$	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	Ярко-синий раствор глицерата меди
	$\text{Br}_2(\text{aq})$	Белый осадок 
	Раствор FeCl_3	Раствор фиолетового цвета
$\text{H}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}$	$\text{Cu}(\text{OH})_2, \text{t}^{\circ}$ $\text{Ag}_2\text{O}, \text{t}^{\circ}$	Красный осадок Cu_2O , восстановление серебра из оксида
CH_3COOH	Раствор лакмуса	Раствор красного цвета
	Раствор FeCl_3	Раствор красного цвета
	Тв. или раствор Na_2CO_3	Выделение CO_2
$\text{H}-\text{COOH}$	Раствор лакмуса	Раствор красного цвета
	Растворы $\text{KMnO}_4, \text{H}_2\text{SO}_4$	Обесцвечивание раствора KMnO_4 , выделение оксида углерода (IV)
	Раствор Na_2CO_3	Выделение CO_2
$\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$	$\text{Br}_2(\text{aq})$	Обесцвечивание раствора в результате образования $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{Br}_2\text{COOH}$
	Раствор KMnO_4	Обесцвечивание раствора
$\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$ <small>раствор мыла</small>	Растворы кислот (H^+)	Белые хлопья $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$
$\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}_6$	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	Ярко-синий раствор
	$\text{Cu}(\text{OH})_2, \text{t}^{\circ}$	Красный осадок Cu_2O
	$\text{Ag}_2\text{O}, \text{t}^{\circ}$	Восстановление серебра из оксида
$(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$ <small>крахмал</small>	Раствор I_2	Раствор синего цвета
	$\text{Br}_2(\text{aq})$	Белый осадок 
Белок яичный (раствор)	$\text{HNO}_3(\text{конц.})$	Осадок желтого цвета
	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	Раствор фиолетового цвета

