

Министерство образования и науки РФ
Государственное образовательное учреждение высшего
профессионального образования
**«Владимирский государственный университет
им. А.Г. и Н.Г. Столетовых»**
КОЛЛЕДЖ ИННОВАЦИОННЫХ ТЕХНОЛОГИЙ И
ПРЕДПРИНИМАТЕЛЬСТВА ВЛГУ

Н.Д. Почаева
Г.Н. Курнавина

**Лабораторный практикум по химии для технического и
естественнонаучного профиля.**

Введение.

Химия – фундаментальная наука о свойствах и превращениях веществах, из которых состоит матерый мир. Химия изучает состав, строение, реакционную способность и стабильность, способы и пути превращения одних веществ в другие.

Изучение химии включает в себя лекции и лабораторные работы. Лабораторные работы содержать темы по органической, неорганической и общей химии, которые полностью соответствуют рабочей программе.

Выполнение лабораторных работ способствуют развитию знаний и умений студента только тогда, когда они выполняются не механически, а после необходимой теоретической подготовки. Студент должен знать последовательность выполнения опыта, почему и как протекает химическая реакция.

Структура методического пособия.

Данное методическое пособие содержит краткое теоретическое введение, которого достаточно для определения содержания изучаемого материала.

Имеется описание лабораторных опытов, а так же определен круг теоретических вопросов, на которые студент самостоятельно должен найти ответ. Результаты лабораторных работ оформляются в виде таблицы.

В приложении содержатся справочные таблицы, которые необходимы для изучения учебного материала.

Специфика работы в химических лабораториях.

- Работа в химических лабораториях требует тщательного соблюдения техники безопасности, пожарной безопасности и охраны труда.
- В лабораториях категорически запрещается:
- курить;
- принимать пищу;
- использовать химическую посуду для пищевых целей;
- производить опыты не по теме занятия;
- пользоваться незнакомыми реактивами и реактивами, на склянках которых отсутствуют этикетки;
- работать с легковоспламеняющимися веществами вблизи открытого огня;

- выносить концентрированные кислоты, щелочи и резко пахучие вещества из-под вытяжного шкафа.

Перед выполнением лабораторной работы каждый студент должен получить допуск как по содержанию работы, так и по основам техники безопасности, результаты эксперимента необходимо показать преподавателю. Отчет по лабораторной работе подлежит теоретической защите.

Углеводороды.

Алканы.

Алканы, или парафины — алифатические предельные углеводороды, в молекулах которых атомы углерода связаны между собой простой (одинарной) (s-связью).

Таблица 1. Гомологический ряд предельных углеводородов (алканов)

Углеводороды (Алканы)	
Формула	Название
CH_4	Метан
C_2H_6	Этан
C_3H_8	Пропан
C_4H_{10}	Бутан
C_5H_{12}	Пентан
C_6H_{14}	Гексан
C_7H_{16}	Гептан

НОМЕНКЛАТУРА И ИЗОМЕРИЯ

Номенклатура. Для названия предельных углеводородов применяют в основном систематическую и рациональную номенклатуры.

Названия первых четырех членов гомологического ряда метана тривиальные: метан, этан, пропан, бутан. Начиная с пятого названия образованы от греческих числительных с

добавлением суффикса –ан (этим подчеркивается сходство всех предельных углеводородов с родоначальником этого ряда — метаном).

Общее (родовое) название предельных углеводородов — алканы. Названия по систематической номенклатуре составляют следующим образом:

1. В формуле молекулы алкана выбирают главную цепь — самую длинную.
2. Затем эту цепь нумеруют с того конца, к которому ближе расположен заместитель (радикал). Если заместителей несколько, то поступают так, чтобы цифры, указывающие их положение, были наименьшими. Заместители перечисляют по алфавиту.
3. Углеводород называют в таком порядке: вначале указывают (цифрой) место расположения заместителя, затем называют этот заместитель (радикал), а в конце добавляют название главной (самой длинной) цепи.

Если в главной цепи содержится несколько одинаковых заместителей, то их число обозначают греческим числительным, которое ставят перед названием этих заместителей. Приставки ди-, три-, тетра- и т.д. не влияют на алфавитное расположение заместителей в названии.

Изомерия.

Для алканов характерен самый простой вид изомерии — структурная изомерия.

Физические свойства.

Физические свойства. Первые четыре члена гомологического ряда метана — газообразные вещества, начиная с пентана — жидкости, а углеводороды с числом углеродных атомов 16 и выше — твердые вещества (при обычной температуре).

Химические свойства.

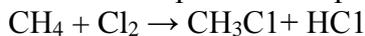
В алканах все атомы связаны между собой прочными (s-связями, а валентности углеродных атомов полностью насыщены водородом. Поэтому алканы не вступают в реакции присоединения. При обычных условиях они проявляют высокую химическую устойчивость.

Таким образом, для алканов различают два основных типа химических реакций:

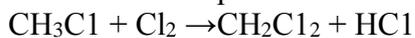
реакции замещения водорода (с разрывом связи С—Н);

реакции расщепления (с разрывом связей С—С и С—Н).

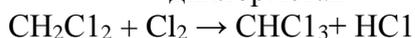
1. Галогенирование (замещение галогеном) - важная реакция алканов. Например, хлорирование метана протекает с последовательным замещением в его молекуле всех атомов водорода на хлор:



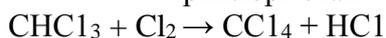
хлорметан



дихлорметан



трихлорметан



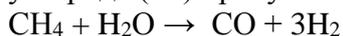
тетрахлорметан

2. Термическое разложение (разрыв связей С—С и С—Н). Известно, что алканы устойчивы только при сравнительно невысоких температурах. При нагревании алканов до 500 °С и выше, (без катализаторов или в их присутствии) они разлагаются с разрывом связей С—С и С—Н. В результате происходит образование более простых углеводородов — предельных и непредельных. Этот процесс называют крекингом.

3. Изомеризация. При этой реакции неразветвленная углеродная цепь превращается в разветвленную. Это сопровождается разрывом связей С—С:
Процесс изомеризации проходит при нагревании в присутствии катализатора ($AlCl_3$). В эту реакцию вступают только те алканы, которые в углеродной цепи содержат не менее четырех углеродных атомов.

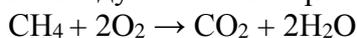
4. Реакции окисления.

При обычных условиях алканы устойчивы к действию даже сильных окислителей ($KMnO_4$, K_2CrO_4 и др.). Поэтому при добавлении к алканам водного раствора перманганата калия окраска раствора не меняется. Основным способом переработки метана является его конверсия окисление водяным паром, кислородом или оксидом углерода (IV) в присутствии катализатора и при высокой температуре:



В результате этих реакций образуется синтез-газ (водяной газ) — ценное сырье для получения многих органических соединений (углеводородов, метилового и других спиртов и т.д.).

На воздухе алканы горят с образованием оксида углерода (IV) и воды. Например:



При этом выделяется значительное количество теплоты.

Лабораторная работа №1.

Цель: Определение качественного состава органического соединения.

Оборудование и реактивы: парафиновые свечи, предметное стекло, пробирка и пробиркодержатель, спички.

Для профильного уровня: 0,2 г парафина, 1-2 г оксида меди (II), 1 г безводного сульфата меди (II), свежеприготовленный раствор гидроксида бария или гидроксида кальция, вата, газоотводная трубка, пробирка, штатив, спиртовка.

Ход работы:

Теоретическое введение.

Ответить на вопросы:

1. Какие вещества называют алканами?
2. Дайте характеристику гомологического ряда алканов по плану:
 - Общая формула
 - Родовой суффикс
 - Виды изомерии
 - Номенклатура

- Характерные реакции

Практическое выполнение работы.

1. Подожгите небольшой кусочек парафиновой свечи. В пробиркодержателе закрепите предметное стекло. Проведите несколько раз предметное стекло над пламенем свечи, так, чтобы верхняя часть пламени касалась стекла. Что наблюдаете? Наблюдение запишите в таблицу.
2. Закрепите пробирку в пробиркодержатель, остудите пробирку (не касайтесь руками). Поднесите пробирку отверстием над пламенем свечи, примерно 2-3 см. Держите в течение нескольких минут. (Постарайтесь, чтобы пламя свечи не касалось пробирки!) Что наблюдаете? Наблюдение запишите в таблицу.

Вывод: Какие вещества появились в результате горения парафиновой свечи? О чем это свидетельствует.

3. Соберите прибор согласно рисунку 1. Смесь 1-2 г оксида меди (II) и 0,2 г парафина хорошо перемешайте и поместите на дно пробирки. Сверху насыпьте ещё немного оксида меди (II). В верхнюю часть пробирки введите в виде пробки небольшой кусочек ваты и насыпьте на неё тонкий слой белого порошка сульфата меди(II). Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. При этом конец газоотводной трубки должен упираться в комочек ваты с сульфатом меди (II). Нижний конец газоотводной трубки должен быть погружен в пробирку с раствором гидроксида бария или гидроксида кальция. Нагрейте пробирку в пламени спиртовку. Если пробирка плотно закрыта, то через несколько секунд из газоотводной трубки начнут выходить пузырьки газа. Как только раствор гидроксида бария или гидроксида кальция помутнеет, пробирку с ней следует удалить и продолжить нагревание, пока пары воды не достигнут белого порошка сульфата меди (II) и не вызовут его посинение. После изменения окраски сульфата меди (II) следует прекратить нагревание.

Вывод: Появление каких веществ свидетельствует помутнение раствора гидроксида бария или гидроксида кальция, а также посинение белого порошка сульфата меди (II). О наличии, каких элементов в составе парафина можно вести речь?

Оформление работы.

Результаты работы оформляются в виде таблицы:

Что делаю?	Что наблюдаю?	Примечание.
		<i>Разместите рисунок</i>

		<i>лабораторной установки.</i>
Вывод:		

Алкены.

Алкены это непредельные углеводороды с общей формулой C_nH_{2n} имеющие одну двойную связь.

Изомерия

Алкены проявляют **структурную изомерию углеродного скелета : изомерия положения кратной связи и межклассовая изомерия.**

А так же проявляется **пространственная изомерия**, связанная с различным положением заместителей относительно двойной связи, вокруг которой невозможно внутримолекулярное вращение.

Физические свойства.

Физические свойства некоторых алкенов. Первые три представителя гомологического ряда алкенов (этилен, пропилен и бутилен) — газы, начиная с C_5H_{10} (амилен, или пентен-1) — жидкости, а с $C_{18}H_{36}$ — твердые вещества. С увеличением молекулярной массы повышаются температуры плавления и кипения.

Химические свойства.

Химические свойства алкенов определяются наличием в их молекулах двойной связи, для них характерны реакции присоединения.

Реакций присоединения.

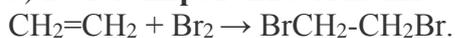
1) **Гидрогалогенирование.** При взаимодействии алкенов с галогеноводородами (HCl, HBr) образуются алкилгалогениды:



2) **Гидратация.** При взаимодействии алкенов с водой в присутствии минеральных кислот (серной, фосфорной) образуются спирты. Минеральные кислоты выполняют роль катализаторов и являются источниками протонов. Присоединение воды также идет по правилу Марковникова:

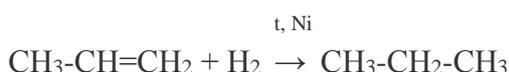


3) **Галогенирование.** Алкены обесцвечивают бромную воду:

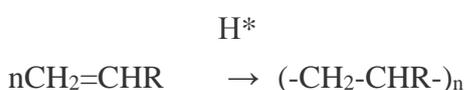


Эта реакция является качественной на двойную связь.

4) **Гидрирование.** Присоединение водорода происходит под действием металлических катализаторов:



5) **Полимеризация** алкенов и их производных в присутствии кислот



где R = H, CH₃, Cl, C₆H₅ и т.д.

Реакции окисления. При мягком окислении алкенов водным раствором перманганата калия (реакция Вагнера) образуются двухатомные спирты:

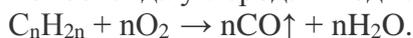


В результате протекания этой реакции фиолетовый раствор перманганата калия быстро обесцвечивается и выпадает коричневый осадок оксида марганца (IV). Эта реакция, как и реакция обесцвечивания бромной воды, является качественной на двойную связь. По продуктам окисления можно установить положение двойной связи в исходном алкене.

Как и все другие углеводороды, алкены горят, и при обильном доступе воздуха образуют диоксид углерода и воду:



При ограниченном доступе воздуха горение алкенов может приводить к образованию монооксида углерода и воды:



Лабораторная работа № 2.

Цель. Получение и изучение свойств этилена. Изучение свойств бензола.

Оборудование и реактивы: Кусочки полиэтилена, 5 % подкисленный раствор перманганата калия, 5% раствор бромной воды, бензол, этанол, кусочки пемзы или песок, пробирки, спиртовка, спички, штатив или пробиркодержатель.

Ход работы:

Теоретическое введение.

Ответить на вопросы:

1. Какие вещества называют алкенами?
2. Дайте характеристику гомологического ряда алкенов по плану:
 - Общая формула
 - Родовой суффикс
 - Виды изомерии
 - Номенклатура
 - Характерные реакции
3. Дайте характеристику бензолу по плану:
 - Формула

- Строение
- Характерные реакции

Практическое выполнение работы.

1. Соберите прибор для получения газов. Проверьте его на герметичность. В пробирку поместите несколько гранул или кусочков полиэтилена. Закройте пробкой с газоотводной трубкой. Нагрейте содержимое пробирки. Что наблюдаете? Пропустите полученный газ через подкисленный раствор перманганата калия. Что наблюдаете? Запишите уравнения проделанных реакций в графе «Что наблюдаю?» таблицы. Ответы на вопросы запишите в выводе.
2. Соберите прибор для получения газов. В пробирку поместите 2 мл концентрированной кислоты, 1 мл этанола и несколько кусочков пемзы или песка для равномерного кипения смеси. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой и нагрейте на пламени спиртовки. Выделяющийся газ пропустите через раствор бромной воды и подкисленный раствор перманганата калия. Что при этом наблюдаете? Подожгите газ у конца газоотводной трубки. Что наблюдаете? Отметьте цвет пламени. Чем отличаются реакции горения этена и этана? Как получают этен в лаборатории и промышленности? Напишите уравнения реакции в графе «Что делаю?» таблицы. Почему этен обесцвечивает растворы бромной воды и перманганата калия? Напишите уравнения реакций в графе «Что делаю?» таблицы. Ответы на вопросы запишите в графе «выводы».
3. В две пробирки налейте по 5 капель бензола. В одну из них добавьте 2 мл бромной воды, а в другую 2 мл раствора перманганата калия. Встряхните обе пробирки. Что наблюдаете? Почему не происходит обесцвечивания растворов бромной воды и перманганата калия? Ответы на вопросы запишите в графе «выводы»..

Оформление работы.

Результаты работы оформляются в виде таблицы:

Что делаю?	Что наблюдаю?	Примечание.
		<i>Разместите рисунок лабораторной установки.</i>

Вывод:		

Кислородсодержащие соединения.

Спирты.

Спиртами или алкоголями называют производные углеводородов, в молекулах которых один или несколько водородных атомов замещены на соответствующее число гидроксильных групп (—OH).

$\text{H}_3\text{C—CH}_2\text{—CH}_2\text{—OH}$ пропиловый спирт

Номенклатура. Чтобы назвать эти спирты по систематической номенклатуре, к названию алкана добавляют суффикс *-ол*, а цифрам указывают место гидроксильной группы в углеродной цепи:

$\text{H}_3\text{C—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{OH}$ бутанол-1

Изомерия этих спиртов проявляется в изменении структуры молекулы и местоположения функциональной группы (—OH).

Химические свойства спиртов определяются присутствием в их молекулах гидроксильной группы OH . Различают два основных типа реакций спиртов с участием функциональной группы —OH :

1) Реакции с разрывом связи O—H : а) взаимодействие спиртов с щелочными и щелочноземельными металлами с образованием алкоголятов; б) реакции спиртов с органическими и минеральными кислотами с образованием сложных эфиров; в) окисление спиртов под действием дихромата или перманганата калия до карбонильных соединений. Скорость реакций, при которых разрывается связь O—H , уменьшается в ряду: первичные спирты > вторичные > третичные.

2) Реакции сопровождающиеся разрывом связи C—O : а) каталитическая дегидратация с образованием алкенов (внутримолекулярная дегидратация) или простых эфиров (межмолекулярная дегидратация); б) замещение группы —OH галогеном, например при действии галогеноводородов с образованием алкилгалогенидов. Спирты являются амфотерными соединениями.

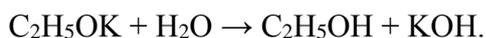
Реакции с разрывом связи O—H .

1. Кислотные свойства спиртов выражены очень слабо. Низшие спирты бурно реагируют со щелочными металлами:



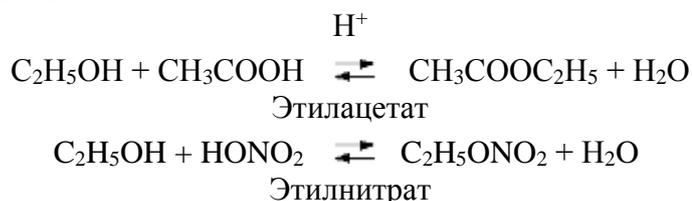
но не реагируют с щелочами. С увеличением длины углеводородного радикала скорость этой реакции замедляется.

В присутствии следов влаги соли спиртов (алкоголяты) разлагаются до исходных спиртов:



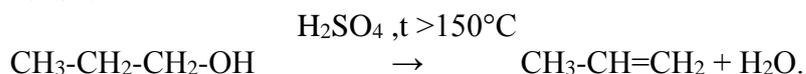
Это доказывает, что спирты — более слабые кислоты, чем вода.

2. При действии на спирты минеральных и органических кислот образуются сложные эфиры. Образование сложных эфиров протекает по механизму нуклеофильного присоединения-отщепления :

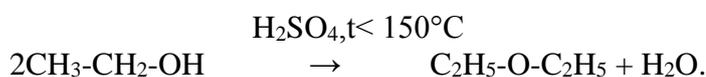


Реакции с разрывом связи С-О.

1) Реакции дегидратации протекают при нагревании спиртов с водоотнимающими веществами. При сильном нагревании происходит внутримолекулярная дегидратация с образованием алкенов:



При более слабом нагревании происходит межмолекулярная дегидратация с образованием простых эфиров:



2) Спирты обратимо реагируют с галогеноводородными кислотами (здесь проявляются слабые основные свойства спиртов):



Третичные спирты реагируют быстро, вторичные и первичные - медленно.

Лабораторная работа № 3.

Цель: Изучение свойств предельных одноатомных и многоатомных спиртов.

Оборудование и реактивы: 96% раствор этанола, глицерин, дистиллированная вода, подсолнечное масло, 10 % раствор сульфата меди (II), 10 % раствор щелочи, 5% раствора дихромата калия, 20 % раствора серной кислоты, изоамиловый спирт, медная проволока, спиртовка, пробирки, спички, держатель, пипетки.

Ход работы:

Теоретическое введение.

Ответить на вопросы:

1. Какие вещества называют спиртами?
2. Дайте характеристику гомологического ряда предельных одноатомных спиртов по плану:
 - Общая формула
 - Родовой суффикс

- Виды изомерии
 - Номенклатура
 - Характерные реакции
3. Дайте характеристику многоатомным спиртам: глицерину и этиленгликолю по плану:
- Номенклатура
 - Строение
 - Характерные реакции

Практическое выполнение работы.

1. Рассмотрите выданный в пробирке образец этилового спирта. Понюхайте его. Что ощущаете? В другую пробирку прилейте несколько капель выданного Вам спирта с помощью пипетки, добавьте 2 мл дистиллированной воды и содержимое взболтайте. Что можно сказать о растворимости этилового спирта в воде? Ответы на вопросы запишите в таблице в графе «выводы».
2. В одну пробирку налейте 2 мл дистиллированной воды, а во вторую 2 мл этилового спирта, в каждую из них добавьте 3 капли подсолнечного масла. Перемешайте содержимое пробирок. Что можно сказать о свойствах этилового спирта как растворителя? Ответы на вопросы запишите в таблице в графе «выводы».
3. На фильтровальную бумагу капните одну каплю воды и чуть поодаль одну каплю этилового спирта. Какая капля быстрее испарится? Сделайте вывод о свойствах спирта на основе этого опыта. Ответы на вопросы запишите в таблице в графе «выводы».
4. Накалите на пламени спиртовки свёрнутую в спираль медную проволоку до появления черного налёта оксида меди (II) и внесите её в этиловый спирт, находящийся в выданной вам пробирке. Что наблюдаете? Повторите операцию 4-5 раз. Понюхайте содержимое пробирки. Что ощущаете? Запишите уравнение проведённой реакции. Ответы на вопросы запишите в таблице в графе «выводы».
4. К 1 мл дистиллированной воды в пробирке прилейте 1 мл глицерина и смесь взболтайте. Затем добавьте ещё 1 мл глицерина и ещё раз перемешайте смесь. Что можно сказать о растворимости глицерина в воде? Ответы на вопросы запишите в таблице в графе «выводы».
5. К 2 мл раствора щелочи в пробирке прилейте несколько капель раствора медного купороса (сульфата меди (II)). Что наблюдаете? К полученному осадку прибавьте

по каплям глицерин и смесь взболтайте. Что наблюдаете? Ответы на вопросы запишите в таблице в графе «выводы».

6. В отдельные пробирки прилейте по 1-2 мл этилового и изоамилового спиртов. Добавьте к ним по 2 мл дистиллированной воды и взболтайте. Что наблюдаете? В чем причина разного поведения спиртов в воде? Почему изоамиловый спирт отслаивается над водой, а не этиловый? Какие органические вещества при смешивании с водой? Ответы на вопросы запишите в таблице в графе «выводы».
7. В 2 пробирки налейте по 1 мл 10% раствора сульфата меди (II) и добавьте в него 2 мл 10% раствора щелочи. Что образуется? К полученному осадку добавьте по каплям в первую пробирку 3 мл глицерина, а во вторую 3 мл этилового спирта. Взболтайте смесь. Что наблюдаете? Какая реакция лежит в основе получения гидроксида меди (II)? Напишите уравнения этой реакции в графе таблицы «Что наблюдаю?». Почему при добавлении глицерина к осадку гидроксида меди(II) осадок растворяется, а при добавлении этилового спирта этого не происходит (II)? Напишите уравнение химической реакции взаимодействия глицерина с гидроксидом меди(II). Будет ли изоамиловый спирт реагировать с гидроксида меди(II)? Почему? Ответы на вопросы запишите в таблице в графе «выводы».
8. Накалите на пламени спиртовки свёрнутую в спираль медную проволоку до появления черного налёта оксида меди (II) и внесите её в этиловый спирт, находящийся в выданной вам пробирке. Что наблюдаете? Повторите операцию 4-5 раза. Понюхайте содержимое пробирки. Что ощущаете? Запишите уравнение проведённой реакции. Ответы на вопросы запишите в таблице в графе «выводы».
9. В пробирке смешайте 2 мл 5% раствора дихромата калия, 1 мл 20 % раствора серной кислоты и 0,5 мл этанола. Отметьте цвет раствора. **Осторожно** нагрейте смесь на пламени спиртовки до начала изменения цвета. Что наблюдаете? Почему цвет с раствора меняется с оранжевого до синевато-зелёного? Напишите уравнение реакции окисления этилового спирта в графе «Что наблюдаю?» таблицы. Можно ли заменить серную кислоту в данной реакции на соляную? Ответы на вопросы запишите в таблице в графе «выводы».

Оформление работы.

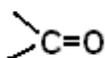
Результаты работы оформляются в виде таблицы:

Что делаю?	Что наблюдаю?	Примечание.
		<i>Разместите рисунок лабораторной установки.</i>
Вывод:		

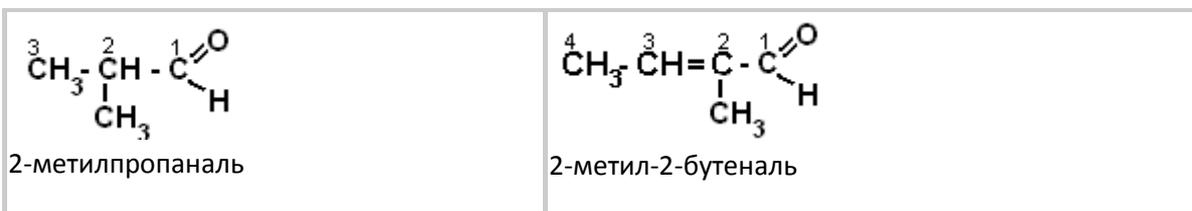
Кислородсодержащие соединения.

Альдегиды и кетоны.

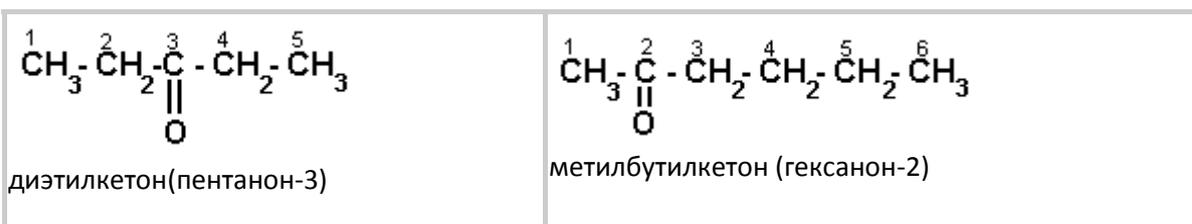
К классу альдегидов и кетонов относят органические вещества, содержащие карбонильную группу, соединенную с углеводородным радикалом:



Тривиальные названия альдегидов очень распространены, они связаны тривиальными наименованиями кислот с тем же углеродным скелетом: муравьиный альдегид, уксусный альдегид и т. д. По номенклатуре ИЮПАК наличие альдегидной группы обозначается суффиксом -аль :



Названия простых кетонов обычно составляются из названий радикалов, связанных с карбонильной группой, и слова кетон :



Изомерия.

Для альдегидов и кетонов характерна **структурная изомерия**.

изомерия углеродного скелета, начиная с C₄

межклассовая изомерия с кетонами, начиная с C₃

циклическими оксидами (с C₂)

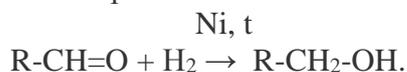
непредельными спиртами и простыми эфирами (с C₃)

Химические свойства.

Химическая активность альдегидов и кетонов определяются тем, что в состав их молекул входит карбонильная группа с полярной двойной связью. Альдегиды и кетоны — химически активные соединения, которые склонны к реакциям присоединения по связи C=O.

Важнейшие реакции присоединения:

1. Присоединение водорода (восстановление). При взаимодействии альдегидов с водородом получают первичные спирты:



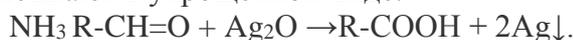
Реакции окисления.

1. Реакция "серебряного зеркала" — это окисление альдегидов аммиачным раствором оксида серебра. В водном растворе аммиака оксид серебра образует комплексное соединение

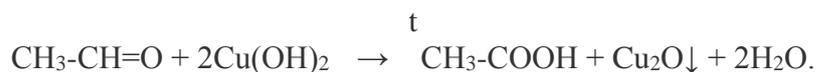
[Ag(NH₃)₂]OH, при действии которого на альдегид происходит окислительно-восстановительная реакция с образованием соли аммония:



Иногда эту реакцию записывают в упрощенном виде:



2. При окислении альдегидов гидроксидом меди (II) последний превращается в желтый гидроксид меди (I), который при нагревании разлагается с образованием оксида меди (I) красного цвета:



Данная реакция и реакция серебряного зеркала являются качественными реакциями на альдегиды. Реакции поликонденсации

Лабораторная работа № 4.

Цель: Получение и изучение свойств альдегидов и кетонов.

Оборудование и реактивы: Спиртовка, пробиркодержатель или штатив, пипетки, пробирки, раствор этанола, 10% раствора щелочи, 10% раствора сульфата меди (II), медная проволока, ацетат натрия или кальция, концентрированная соляная кислота.

Ход работы:

Теоретическое введение.

Ответить на вопросы:

1. Какие вещества называют альдегидами?
2. Дайте характеристику гомологического ряда альдегидов по плану:
 - Общая формула
 - Родовой суффикс
 - Виды изомерии

- Номенклатура
 - Характерные реакции
3. Какие вещества называют кетонами?
4. Дайте характеристику гомологического ряда кетонов по плану:
- Общая формула
 - Родовой суффикс
 - Виды изомерии
 - Номенклатура
 - Характерные реакции

Практическое выполнение работы.

1. Накалите на пламени спиртовки свёрнутую в спираль медную проволоку до появления черного налёта оксида меди (II) и внесите её в этиловый спирт, находящийся в выданной вам пробирке. Что наблюдаете? Повторите операцию 4-5 раза. Понюхайте содержимое пробирки. Какое вещество вы получили? Что ощущаете? Запишите уравнение проведённой реакции. Ответы на вопросы запишите в таблице в графе «выводы».
2. Налейте в пробирку 1 мл 10% раствора щелочи и добавьте 2 мл 10% раствора сульфата меди (II). Что наблюдаете? К образовавшемуся осадку добавьте 2 мл раствора этаноля. Смесь в пробирке нагрейте. Что наблюдаете? Запишите уравнения реакций в таблице в графе «Что делаю?». Какие вещества получились? Почему изменился цвет смеси? Ответы на вопросы запишите в таблице в графе «выводы».
3. В сухую пробирку, снабжённую газоотводной трубкой, поместите 0, 1 г безводного ацетата натрия или кальция и закрепите её в штативе горизонтально. Нижний конец газоотводной трубки поместите в пробирку с водой. Немного нагрейте пробирку с ацетатом натрия. Сначала наблюдается плавление соли, затем её вспучивание соли и выделение паров ацетона, который концентрируется в пробирке с водой. Через несколько секунд реакция прекращается. В пробирке с водой с водой ощущается запах ацетона. После того как пробирка с ацетатом натрия остынет. Добавьте в неё 1 каплю концентрированной соляной кислоты. Отметьте наблюдаемое явление. С помощью каких реакций вы получили ацетон? Запишите уравнение реакции в таблице в графе «Что делаю?». Что наблюдается при добавлении соляной кислоты в пробирку с реакционной смесью? Какой газ

выделяется? Напишите уравнение химической реакции в таблице в графе «Что делаю?». Ответы на вопросы запишите в таблице в графе «выводы».

Оформление работы.

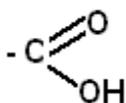
Результаты работы оформляются в виде таблицы:

Что делаю?	Что наблюдаю?	Примечание. <i>Разместите рисунок лабораторной установки.</i>
Вывод:		

Кислородсодержащие соединения.

Предельные одноосновные карбоновые кислоты.

К классу карбоновых кислот относятся соединения, содержащие карбоксильную группу



Соединения, содержащие одну карбоксильную группу, называются одноосновными карбоновыми кислотами.

Номенклатура ИЮПАК разрешает сохранять их тривиальные названия (см. таб.).

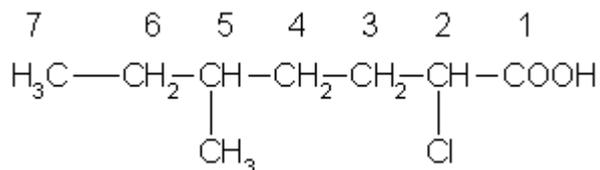
Названия и формулы некоторых карбоновых кислот	
Муравьиная	HCOOH
Уксусная	CH ₃ COOH
Пропионовая	C ₂ H ₅ COOH
Масляная	C ₃ H ₇ COOH
Изомасляная	(CH ₃) ₂ COOH
Валериановая	CH ₃ (CH ₂) ₃ COOH

Капроновая	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4\text{COOH}$
------------	---

Номенклатура.

В основе названий карбоновых кислот лежат названия соответствующих углеводородов. Наличие карбоксильной группы отражается окончанием -овая кислота. Низшие карбоновые кислоты часто имеют тривиальные названия: муравьиная, уксусная, масляная и др.

Углеводородную цепь нумеруют начиная с атома углерода карбоксильной группы, например:



2-хлор-5-метилгептановая кислота

Изомерия. У карбоновых кислот возможны следующие виды изомерии:

1. Изомерия углеродной цепи.
2. Межклассовая изомерия: например, масляной кислоте ($\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}$) изомерны метиловый эфир пропановой кислоты ($\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CO}-\text{O}-\text{CH}_3$) и этиловый эфир уксусной кислоты ($\text{CH}_3-\text{CO}-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$).

Физические свойства.

Низшие члены этого ряда при обычных условиях представляют собой жидкости, обладающие характерным острым запахом. Например, этановая (уксусная) кислота имеет характерный "уксусный" запах.

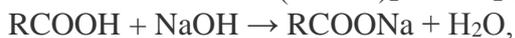
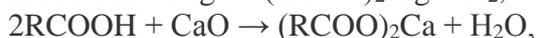
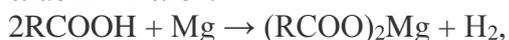
Средние представители этого гомологического ряда — вязкие, "маслообразные" жидкости; начиная с C_{10} — твердые вещества.

Химические свойства.

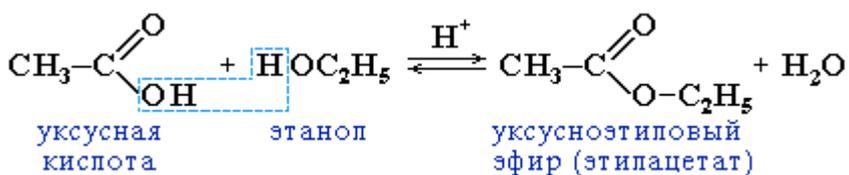
1. Карбоновые кислоты — более сильные кислоты, чем спирты, поскольку атом водорода в карбоксильной группе обладает повышенной подвижностью благодаря влиянию группы CO . В водном растворе карбоновые кислоты диссоциируют:



2. Образование солей. Карбоновые кислоты обладают всеми свойствами обычных кислот. Они реагируют с активными металлами, основными оксидами, основаниями и солями слабых кислот:



3. Образование сложных эфиров $\text{R}-\text{COOR}'$:



Лабораторная работа № 5.

Цель: Изучение свойств карбоновых кислот.

Оборудование и реактивы: пробирки, пипетки, спиртовка, пробиркодержатель или штатив, пробка с газоотводной трубкой, водяная баня, цинк, оксид меди (II), лакмус, 10% раствор щелочи, изоамиловый спирт или этанол, вода.

Ход работы:

Теоретическое введение.

Ответить на вопросы:

1. Какие вещества называют карбоновыми кислотами?
2. Дайте характеристику гомологического ряда карбоновых кислот по плану:
 - Общая формула
 - Родовой суффикс
 - Виды изомерии
 - Номенклатура
 - Характерные реакции

Практическое выполнение работы.

1. Налейте в 4 пробирки по 2 мл раствора уксусной кислоты. Осторожно понюхайте этот раствор. Что ощущаете? Вспомните, где вы применяете уксусную кислоту дома.
2. В одну пробирку с раствором уксусной кислоты добавьте несколько капель раствора лакмуса. Что наблюдаете? Затем нейтрализуйте кислоту избытком щёлочи. Что наблюдаете? Запишите уравнение проведённой реакции в таблице графе «Что делаю?»
3. В три оставшиеся пробирки с раствором уксусной кислоты добавьте: в одну – гранулу цинка, в другую- несколько крупинок оксида меди (II) и подогрейте, в

третью – кусочек мела или соды. Что наблюдаете? Запишите уравнения проведённых реакций в таблице в графе «Что делаю?»

4. Как ведёт себя кислота по отношению к индикатору? С какими веществами уксусная кислота вступает в реакции? Ответы запишите в таблице в графе «Выводы».
5. В пробирку налейте 2 мл изопентилового спирта или этанола, 2 мл уксусной кислоты, 0,5 концентрированной серной кислоты и нагрейте на водяной бане в течении нескольких минут. После охлаждения добавьте в пробирку несколько миллилитров воды. При этом выделяется слой эфира с характерным запахом. Как называется реакция взаимодействия кислот со спиртами? Напишите уравнение проделанной химической реакции в таблице в графе «Что наблюдаю?». Для чего в реакционную смесь надо добавлять концентрированную серную кислоту? Ответы запишите в таблице в графе «Выводы».

Оформление работы.

Результаты работы оформляются в виде таблицы:

Что делаю?	Что наблюдаю?	Примечание. <i>Разместите рисунок лабораторной установки.</i>
Вывод:		

Углеводы.

Глюкоза, крахмал.

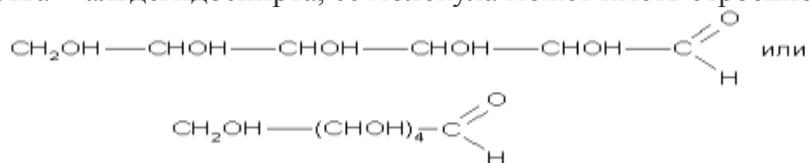
Углеводы (сахара) – органические соединения, имеющие сходное строение и свойства, состав большинства которых отражает формула $C_x(H_2O)_y$, где $x, y \geq 3$. Общеизвестные представители: глюкоза (*виноградный сахар*) $C_6H_{12}O_6$, сахароза (*тростниковый, свекловичный сахар*) $C_{12}H_{22}O_{11}$, крахмал и целлюлоза $[C_6H_{10}O_5]_n$.

Глюкоза

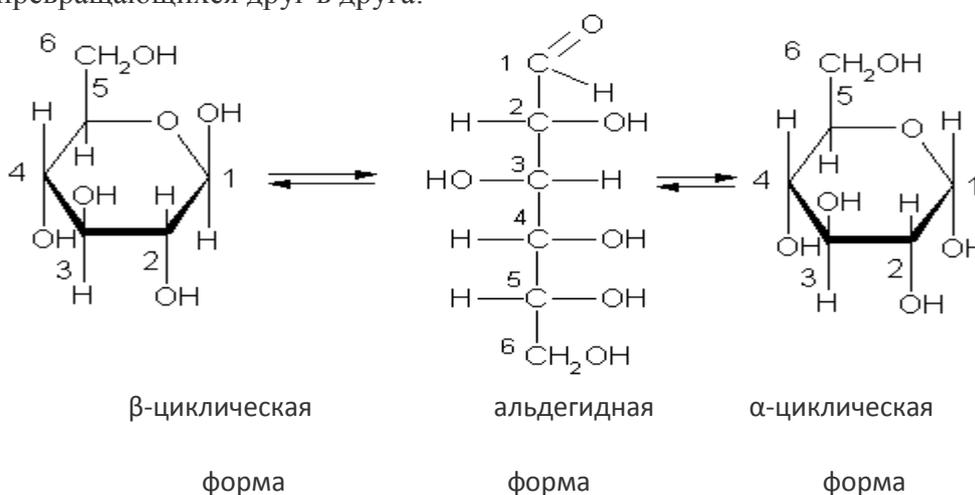
Важнейшим из моносахаридов является глюкоза $C_6H_{12}O_6$, которую иначе называют виноградным сахаром. Это белое кристаллическое вещество, сладкое на вкус, хорошо растворимое в воде. Глюкоза содержится в растительных и живых организмах, в

особенности велико ее содержание в виноградном соке (отсюда и название - виноградный сахар), в меде, а также в спелых фруктах и ягодах.

Строение глюкозы выведено на основе изучения ее химических свойств. Так, глюкоза проявляет свойства - альдегидспирта, ее молекула может иметь строение



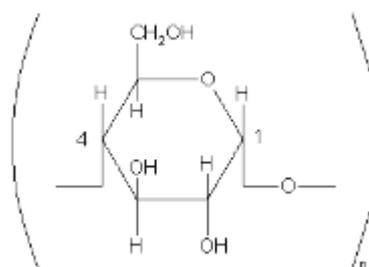
Наряду с альдегидной формой существуют циклические формы молекул глюкозы (α -циклическая и β -циклическая), которые отличаются положением гидроксильных групп относительно плоскости кольца. Циклическое строение молекулы глюкоза имеет в кристаллическом состоянии, в водных же растворах она существует в различных формах, взаимно превращающихся друг в друга:



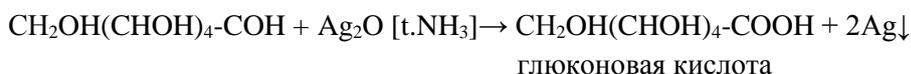
Крахмал

Крахмал образуется в растениях при фотосинтезе и откладывается в корнях и семенах. Он представляет собой белый порошок, нерастворимый в холодной воде и образующий коллоидный раствор в горячей воде.

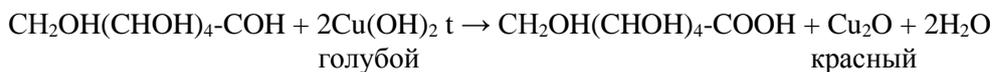
Крахмал — это природный полимер, образованный остатками α -глюкозы. Он существует в двух формах: амилоза и амилопектин. Амилоза растворима в воде и представляет собой линейный полимер, в котором остатки α -глюкозы связаны друг с другом через первый и четвертый атомы углерода. Фрагмент амилозы выглядит следующим образом:



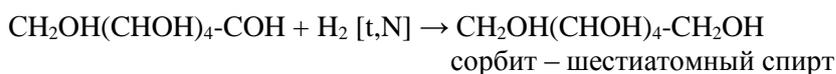
1. Реакция серебряного зеркала.



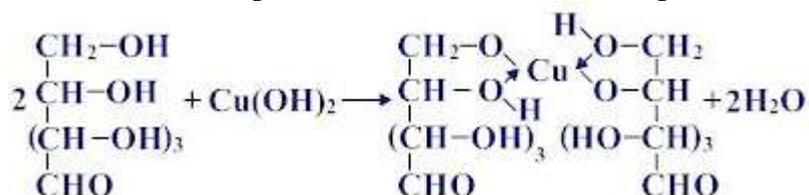
2. Окисление гидроксидом меди (II):



3. Восстановление:

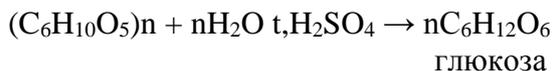


4. Качественная реакция многоатомных спиртов

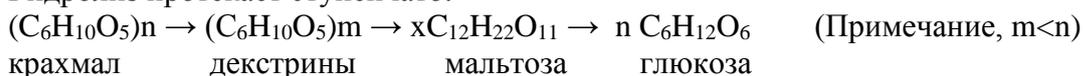


Крахмал

Гидролиз:



Гидролиз протекает ступенчато:



Качественная реакция:

Охлаждённый крахмальный клейстер + I₂ (раствор) = синее окрашивание, которое исчезает при нагревании.

Лабораторная работа № 6

Цель: Изучение свойства углеводов: глюкозы и крахмала.

Оборудование и реактивы: спиртовка, пробиркодержатель, пипетки, пробирки, раствор глюкозы, крахмал, раствор йода, 10 % раствора сульфата меди (II) и 10 % раствор щелочи.

Ход работы:

Теоретическое введение.

Ответить на вопросы:

1. Какие вещества называют углеводами? На какие группы подразделяют углеводы?
2. Дайте характеристику глюкозе по плану:
 - Общая формула
 - Родовой суффикс
 - Виды изомерии
 - Номенклатура
 - Характерные реакции

Практическое выполнение работы.

1. В пробирку с 1 мл 10 % раствора сульфата меди (II) прилейте 2 мл 10 % раствора щелочи. Что наблюдаете? Затем в эту пробирку добавьте 2 мл раствора глюкозы и смесь перемешайте. Что наблюдаете? О чем свидетельствует этот опыт?
2. Нагрейте содержимое пробирки. Что теперь наблюдаете? О чем свидетельствует этот опыт? Запишите уравнение проведённой реакции в таблице в графе «Что наблюдаю?».
3. В пробирку насыпьте немного порошка крахмала. Прилейте воды и взболтайте смесь. Что можно сказать о растворимости крахмала в воде? Нагрейте содержимое пробирки на пламени спиртовки. Что наблюдаете?
4. В пробирку с раствором крахмала добавьте каплю спиртового раствора йода. Что наблюдаете?

Оформление работы.

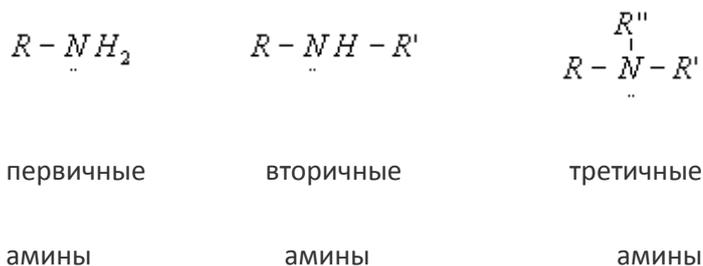
Результаты работы оформляются в виде таблицы:

Что делаю?	Что наблюдаю?	Примечание.
		<i>Разместите рисунок лабораторной установки.</i>

Вывод:

Азотсодержащие соединения. Амины, Аминокислоты, Белки.

Амины — органические соединения, которые рассматривают как производные аммиака, в котором атомы водорода (один, два или три) замещены на углеводородные радикалы. Амины делятся на первичные, вторичные, третичные в зависимости от того, сколько атомов водорода замещено на радикал:



В большинстве случаев названия аминов образуют из названий углеводородных радикалов и суффикса **амин**.

CH₃-NH₂ Метиламин

CH₃-CH₂-NH₂ Этиламин

Различные радикалы перечисляются в алфавитном порядке.

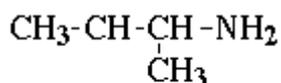
CH₃-CH₂-NH-CH₃ Метилэтиламин

Структурная изомерия

- углеродного скелета, начиная с C₄H₉NH₂:



Бутанамин - 1
(н-бутиламин)



Бутанамин - 2
(втор-бутиламин)

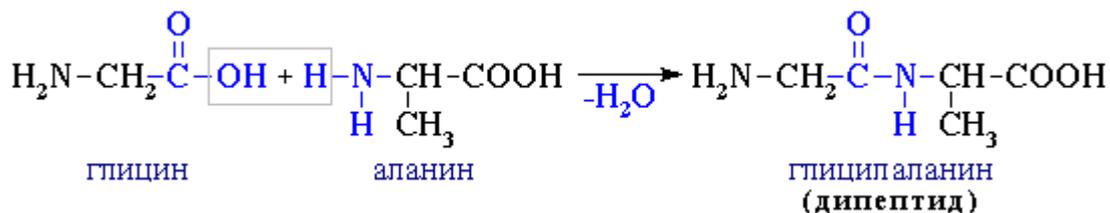
Аминокислоты.

Аминокислоты, класс органических соединений, объединяющих в себе свойства кислот и аминов, т. е. содержащих наряду с карбоксильной группой —COOH аминогруппу —NH₂.

Физические свойства. Аминокислоты представляют собой твердые кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде и малорастворимые в органических растворителях. Многие аминокислоты имеют сладкий вкус.

Химические свойства.

Межмолекулярное взаимодействие α-аминокислот приводит к образованию **пептидов**. При взаимодействии двух α-аминокислот образуется **дипептид**.



Белки.

БЕЛКИ, высокомолекулярные природные полимеры, построенные из остатков аминокислот, соединенных амидной (пептидной) связью —CO—NH—.

Лабораторная работа № 7.

Изучение свойства белков.

Оборудование и реактивы: раствор куриного или молочного белков, концентрированная азотная кислота, 10% спиртовой раствор аммиака, 10% раствор сульфата меди (II) и 10% раствор щелочи, пробирки, пипетки, спиртовка, пробиркодержатель.

Ход работы:

Теоретическое введение.

Ответить на вопросы:

1. Какие вещества называют белками?
2. Дайте характеристику гомологического ряда аминов по плану:
 - Общая формула
 - Родовой суффикс
 - Виды изомерии
 - Номенклатура

- Характерные реакции

3. Дайте характеристику гомологического ряда аминокислот по плану:

- Общая формула
- Родовой суффикс
- Виды изомерии
- Номенклатура
- Характерные реакции

Практическое выполнение работы.

1. В пробирку налейте 2 мл раствора белка и добавьте 2 мл 10 % раствора щелочи, а затем несколько капель 10% раствора сульфата меди (II). Что наблюдаете?
2. В пробирку налейте 2 мл раствора белка и нагрейте его. Что наблюдаете? Почему раствор белка при нагревании мутнеет?
3. В пробирку налейте 2 мл раствора белка и добавьте несколько капель азотной кислоты. Что наблюдаете? Нагрейте содержимое пробирки. Что наблюдаете? Охладите смесь и добавьте туда 2-3 мл нашатырного спирта. Что наблюдаете?
4. В пробирку налейте 2 мл раствора белка и добавьте несколько капель 10% раствора сульфата меди (II). Что наблюдаете?
5. Подожгите несколько шерстяных нитей. Охарактеризуйте запах горящей шерсти.

Оформление работы.

Результаты работы оформляются в виде таблицы:

Что делаю?	Что наблюдаю?	Примечание.
		<i>Разместите рисунок лабораторной установки.</i>

Вывод:

Качественные реакции на органические соединения.

Качественные реакции органических соединений

Соединение	Реактив	Наблюдаемая реакция
Алканы, Бензин перегонки	Пламя	Обычно определяют путём исключения Горят голубым пламенем
Алкены, Крекинг- бензин	1) Бромная (йодная) вода 2) Раствор KMnO_4 (H^+) 3) Горение	1) Обесцвечивание раствора 2) Обесцвечивание раствора, выпадение осадка MnO_2 (только в нейтральной среде) 3) Горят слегка желтоватым пламенем (раскалённые частицы сажи)
Алкины $\text{CH}\equiv\text{CH}$ $\text{CH}\equiv\text{C-R}$	1) $[\text{Ag}(\text{NH}_2)_2]\text{OH}$ (свежеприготовленный из раствора AgNO_3 и 2-х капель $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$) 2) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$	1) Белый осадок 2) Красный осадок
Бензол	2) Горение 3) Br_2	1) Обычно определяют методом исключения 2) Горит коптящим пламенем 3) Реакция с Br_2 в присутствии FeBr_3
Фенол	1) Бромная вода $\text{Br}_2 \cdot$	1) Обесцвечивание,

	<p>H_2O</p> <p>2) Раствор $FeCl_3$ (жёлт.)</p>	<p>выпадение белого осадка трибромфенола</p> <p>2) Тёмно-фиолетовая окраска</p>
Одноатомные спирты	<p>1) Na</p> <p>2) Горение</p> <p>3) CuO (чёрн.); t°</p>	<p>1) Выделение водорода</p> <p>2) Горит светлым голубоватым пламенем</p> <p>3) Окисление до альдегидов, образование Cu (красн.)</p>
Многоатомные спирты	<p>$Cu(OH)_2$ (свежеприготовленный из 2-х капель $CuSO_4$ и 1 мл $NaOH$)</p>	<p>Интенсивное синее окрашивание раствора – образование хелата</p>
Амины	<p>1) Лакмус</p> <p>2) $HNaI$</p>	<p>1) В водном растворе – щёлочная реакция – синее окрашивание</p> <p>2) Образуются растворимые соли с $HNaI$, после выпаривания – твёрдый осадок</p>
Анилин	<p>1) Бромная вода</p> <p>2) $HNaI$</p> <p>3) $CaCl(OCl)$ «хлорка»</p>	<p>1) Обесцвечивание бромной воды, выпадение белого осадка триброманилина</p> <p>2) При упаривании – выпадение в осадок соли гидрогалогенида анилина</p> <p>3) Окрашивание ...</p>
Альдегиды	<p>1) Ag_2O, t° (свежеприготовленный из раствора $AgNO_3$ и 2-х капель $NH_3 \cdot H_2O$)</p> <p>2) $Cu(OH)_2$, t° (свежеприготовленный из 2-х капель $CuSO_4$ и 1 мл $NaOH$)</p>	<p>1) Реакция «серебряного зеркала», образование на стенках пробирки осадка Ag</p> <p>2) Реакция «медного зеркала», выпадение красного осадка Cu_2O</p>

Карбоновые кислоты	Лакмус	Красное окрашивание (для растворимых к-т) ! <u>Муравьиная кислота</u> – реакция «серебряного зеркала» ! <u>Олеиновая кислота</u> – обесцвеч. бромной воды
Мыло	1) Лакмус 2) HCl	1) Щелочная среда в результате гидролиза – синее окрашивание 2) Белые хлопья осадка стеариновой кислоты
Крахмал	Раствор I ₂ в KI	Синее окрашивание
Белки	1) HNO (конц.) 2) К белку 2 капли CuSO ₄ , затем 1 мл NaOH	1) Жёлтое окрашивание (ксанто-протеиновая р-ия) 2) Красно-фиолетовое окрашивание (биуретовая реакция)
Cl- производные	Cu и пламя	Зелёное окрашивание пламени парами CuCl ₂
Глюкоза	Cu(OH) ₂ , t° (свежеприготовленный из 2-х капель CuSO ₄ и 1 мл NaOH) а) Без t° б) С t°	 а) Образование хелата б) Выпадение красного осадка Cu ₂ O
Сахароза	Cu(OH) ₂ взвесь	Растворение осадка

Лабораторная работа № 8.

Идентификация органических соединений.

Оборудование и реактивы: пробирки, спиртовка, пипетки, пробиркодержатель, этанол, уксусная кислота, фенол, этаналь, раствор глюкозы, раствор белка, медная проволока, 10% раствор щелочи, 10% раствор сульфата меди (II).

Ход работы:

Теоретическое введение.

Ответить на вопросы:

Какие реакции называются качественными ?

Напишите уравнения качественных реакции для органических соединений:

- Спиртов
- Углеводов
- Альдегидов
- Кислот
- Фенола

Практическое выполнение работы.

Выполните качественные реакции для органических соединений.

1. Качественная реакция на этанол: Накалите на пламени спиртовки свёрнутую в спираль медную проволоку до появления черного налёта оксида меди (II) и внесите её в этиловый спирт, находящийся в выданной вам пробирке. Что наблюдаете? Повторите операцию 4-5 раза. Понюхайте содержимое пробирки. Что ощущаете? Запишите уравнение проведённой реакции. Ответы на вопросы запишите в выводе.
2. Качественная реакция на фенол: налейте в пробирку 1 мл фенола и добавьте несколько капель раствора хлорида железа (III). Что наблюдаете?
3. Качественная реакция на этаналь: налейте в пробирку 1 мл этанала, затем добавьте 1 мл 10% раствора сульфата меди (II) и 2 мл 10 % раствора щелочи. Нагрейте на пламени спиртовки. Что наблюдаете? Запишите уравнение химической реакции.

4. Качественная реакция на карбоновые кислоты: налейте в пробирку 1 мл уксусной кислоты и добавьте несколько капель лакмус. Что наблюдаете? Проведите ещё один опыт: к 1 мл уксусной кислоты добавьте 1 мл раствора карбоната натрия? Что наблюдаете? Запишите уравнения химической реакции.
5. Качественная реакция на углеводы: налейте в пробирку 1 мл раствор глюкозы, затем добавьте 1 мл 10% раствора сульфата меди (II) и 2 мл 10 % раствора щелочи. Встряхните. Нагрейте на пламени спиртовки. Что наблюдаете? Запишите уравнение химической реакции.
6. Качественная реакция на многоатомные спирты: налейте в пробирку 1 мл раствор раствора глицерина, затем добавьте 1 мл 10% раствора сульфата меди (II) и 2 мл 10 % раствора щелочи. Встряхните. Нагрейте на пламени спиртовки. Что наблюдаете?
7. Качественная реакция на углеводы: налейте в пробирку 1 мл раствора крахмал, затем добавьте несколько капель спиртового раствор йода. Что наблюдаете?
8. Качественная реакция на белки: налейте в пробирку 2 мл раствор белка, затем добавьте 1 мл 10 % раствора сульфата меди (II).
9. Необходимо выполнить качественные реакции, которые указаны выше. Затем приступить к выполнению следующих опытов.
10. В двух пробирках без этикеток содержатся следующие вещества:
 - Этиловый спирт и муравьиная кислота
 - Растворы глюкозы и глицерина
 - Растворы формальдегида и белка
 - Растворы глюкозы и этанола
 - Раствор фенола и уксусная кислота

Предложите способ экспериментального определения содержимого каждой пробирки. После одобрения вашего предложения приступите к практическому распознаванию веществ.

Оформление работы.

Результаты работы оформляются в виде таблицы:

Что делаю?	Что наблюдаю?	Примечание.
		<i>Разместите рисунок лабораторной</i>

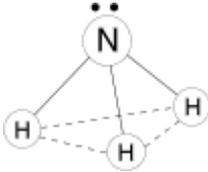
		<i>установки.</i>
Вывод:		

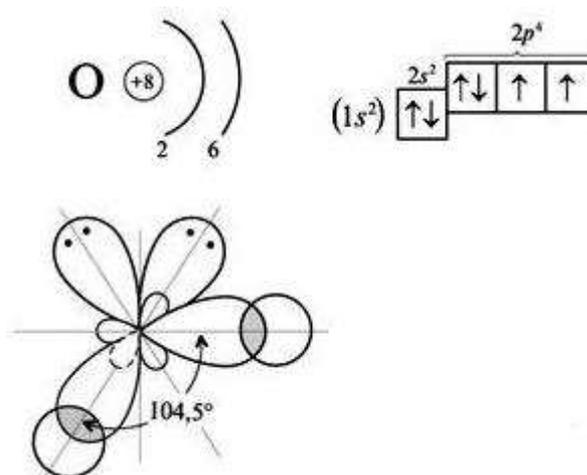
Строение вещества.

Под **химической связью** понимают такое взаимодействие атомов, которое связывает их в молекулы, ионы, радикалы, кристаллы. Или химическая связь (х. с.) — это совокупность сил, удерживающих атомы друг около друга.

1. Химическая связь между атомами, разница значений электроотрицательностей, которых больше двух — **ионная** (связь между катионами и анионами за счет электростатического притяжения).
2. Химическая связь между атомами, разница значений электроотрицательностей, которых лежит в пределах от нуля до двух. В случае, равенства значений электроотрицательностей нулю, ковалентная связь неполярная. В случае, равенства значений электроотрицательностей больше нуля, ковалентная связь полярная.
3. Химическая связь в **металлах** и сплавах - **металлическая** связь, между катионами металлов и обобществленными электронами.
4. **Водородная связь** — это химическая связь между атомами водорода одной молекулы и наиболее электроотрицательными атомами другой молекулы (O,N,S,F).

Пространственное строение молекул некоторых неорганических и органических веществ.

Аммиак NH ₃	<div style="text-align: center;">  </div> <p>Молекула аммиака имеет форму тригональной пирамиды с атомом азота в вершине. Атом азота находится в sp³- гибридном состоянии; из четырех гибридных орбиталей азота три участвуют в образовании одинарных связей N–H, а четвертая sp³ - гибридная орбиталь занята неподделенной электронной парой, она может образовать донорно-акцепторную связь с ионом водорода, образуя ион аммония NH₄⁺, а также является причиной отклонения от тетраэдрического угла в строении</p>
Вода H ₂ O	



Молекула воды имеет *угловое строение*: *представляет собой равнобедренный треугольник* с углом при вершине $104,5^\circ$.

Атом кислорода находится в sp^3 - гибридном состоянии; из четырех гибридных орбиталей кислорода две участвуют в образовании одинарных связей O–H, а две другие sp^3 - гибридные орбитали заняты неподеленными электронными парами, их действие является причиной уменьшения угла от $109,28^\circ$ до $104,5^\circ$.

Лабораторная работа № 9.

Цель: Получение, соби́рание и распознавание газов.

Оборудование и реактивы: пробирки, газоотводная трубка с пробкой, соляная кислота, цинк, пероксид водорода. Оксид марганца (IV), раствор хлорида аммония, раствор щелочи, раствор известковой воды, карбонат кальция.

Ход работы:

Теоретическое введение.

Ответить на вопросы:

1. Напишите уравнения химических реакций получения газообразных веществ:

- Водорода
 - Углекислого газа
 - Кислорода
 - Аммиака
 - Этилена
2. Дайте характеристику строения, физических и химических свойств газообразных (указанных выше) веществ по плану:
- Формула
 - Тип химической связи и кристаллической решетки.
 - Молярная масса
 - Запах
 - Цвет
 - Во сколько раз тяжелее или легче воздуха
 - С помощью каких химических реакции можно их распознать?

Практическое выполнение работы.

1. **Получение газа водорода.** В пробирку поместите две гранулы цинка и прилейте в неё 1-2 мл соляной кислоты. Что наблюдаете? Запишите уравнение химической реакции. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой, конец газоотводной трубки поместите во вторую пробирку которая перевернута вверх дном. Почему? Спустя несколько минут, не переворачивая вторую пробирку, закройте её пробкой. Затем переверните вторую пробирку, откройте пробку и поднесите зажженную спичку? Что наблюдаете? Укажите тип химической связи и тип кристаллической решетки этого газа. Обуславливают ли они его физические свойства? *(Для профильного уровня. Запишите схему образования химической связи и определите геометрическую структуру молекулы этого газа.)*
2. **Получение газа кислорода.** В пробирку объёмом 20 мл прилейте 5-7 мл раствора пероксида водорода добавьте туда немного оксида марганца (IV). Подготовьте тлеющую лучинку (подожгите её и, когда она загорится, небольшими взмахами руками погасите её). Поднесите её к пробирке. Что наблюдаете? Запишите уравнения химической реакции. Влияют ли они на физические и свойства газа?

Укажите тип химической связи и тип кристаллической решетки этого газа. Обуславливают ли они его физические свойства? *(Для профильного уровня. Запишите схему образования химической связи и определите геометрическую структуру молекулы этого газа.)*

3. **Получение углекислого газа.** В пробирку объёмом 20 мл поместите кусочек карбоната кальция и прилейте раствор уксусной или соляной кислоты. Что наблюдаете? Через 1-2 мин внесите в верхнюю часть пробирки горящую лучинку. Что наблюдаете? Запишите уравнение реакции. *(Для профильного уровня. В пробирку объёмом 20 мл поместите кусочек карбоната кальция и прилейте раствор уксусной или соляной кислоты. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Конец газоотводной трубки поместите в пробирку с прозрачным раствором известковой воды. Что наблюдаете? Запишите уравнения химических реакций.)* Укажите тип химической связи и тип кристаллической решетки этого газа. Обуславливают ли они его физические свойства? *(Для профильного уровня. Запишите схему образования химической связи и определите геометрическую структуру молекулы этого газа.)*
4. **Получение аммиака.** В пробирку прилейте 1-2 мл раствора хлорида аммония, а затем такой же объём раствора щелочи. Закрепите пробирку в держателе и осторожно нагрейте в пламени спиртовки. Что наблюдаете? Запишите уравнение химической реакции. Поднесите к отверстию пробирки влажную красную лакмусовую бумажку. Что наблюдаете? Осторожно понюхайте выделяющийся газ. Что ощущаете? Укажите тип химической связи и тип кристаллической решетки этого газа. Обуславливают ли они его физические свойства? *(Для профильного уровня. Запишите схему образования химической связи и определите геометрическую структуру молекулы этого газа.)*

Оформление работы.

Результаты работы оформляются в виде таблицы:

Что делаю?	Что наблюдаю?	Примечание. <i>Разместите рисунок лабораторной установки.</i>
Вывод:		

Химические свойства классов неорганических веществ.

Неорганические вещества подразделяются на четыре класса: оксиды, основания, кислоты, соли. Каждый из этих классов веществ обладает химическими свойствами.

Химические свойства оснований.

1) Взаимодействие с кислотными оксидами

Щёлочь + Кислотный оксид = Соль + Вода

-реакция замещения $2\text{KOH} + \text{CO}_2 = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

2) Взаимодействие с кислотами

Щёлочь + Кислота = Соль + Вода

-реакция обмена (нейтрализация): $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_3 = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

3) С растворами солей, если в результате образуется осадок

Соль (раствор) + Щёлочь = Нерастворимое основание↓ + Новая соль

-реакция обмена: $\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NaCl}$

Химические свойства нерастворимых оснований.

1) С кислотами - реакция обмена

$\text{Me}(\text{OH})_n\downarrow + \text{Кислота} = \text{Соль} + \text{вода}$

2) Разлагаются при нагревании

$\text{Me}(\text{OH})_n\downarrow = \text{MxO}_y + \text{H}_2\text{O}$

-реакция разложения: $\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$ или $2\text{Fe}(\text{OH})_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

Внимание! Валентность металла в оксиде и соответствующем гидроксиде одинаковая.

Химические свойства кислот.

1. Изменяют окраску индикаторов

2. Реагируют с металлами в ряду активности до H_2

(искл. HNO_3 – азотная кислота)

$\text{Me} + \text{КИСЛОТА} = \text{СОЛЬ} + \text{H}_2\uparrow$ (р. замещения) $\text{Zn} +$

$2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$

3. С основными (амфотерными) оксидами – оксидами металлов

$\text{Me}_x\text{O}_y + \text{КИСЛОТА} = \text{СОЛЬ} + \text{H}_2\text{O}$ (р. обмена) $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

4. Реагируют с основаниями – реакция нейтрализации

$\text{КИСЛОТА} + \text{ОСНОВАНИЕ} = \text{СОЛЬ} + \text{H}_2\text{O}$ (р. обмена) $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{NaOH} = \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$

5. Реагируют с солями слабых, летучих кислот - если образуется соль, выпадающая в осадок или выделяется газ: $2\text{NaCl}(\text{тв.}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}\uparrow$ (р. обмена)

6. Разложение кислородсодержащих кислот при нагревании (искл. H_2SO_4 ; H_3PO_4)

$\text{КИСЛОТА} = \text{КИСЛОТНЫЙ ОКСИД} + \text{ВОДА}$ (р. разложения)

Запомните! Неустойчивые кислоты (угольная и сернистая) – разлагаются на газ и воду:

$\text{H}_2\text{CO}_3 \leftrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$

$\text{H}_2\text{SO}_3 \leftrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2\uparrow$

Химические свойства солей.

1) Разложение при нагревании. При нагревании некоторых солей они разлагаются на оксид металла и кислотный оксид:

$\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$.

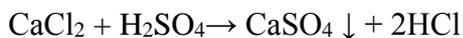
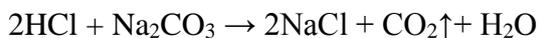
соли бескислородных кислот при нагревании могут распадаться на простые вещества:



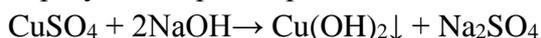
Исключение. Соли щелочных металлов:



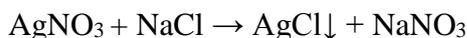
2) **Взаимодействие с кислотами:** Реакция происходит, если соль образована более слабой или летучей кислотой, или если образуется осадок.



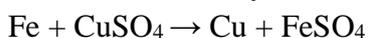
3) **Взаимодействие со щелочами.** Со щелочами реагируют соли, если при этом образуется нерастворимое основание.



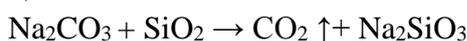
4) **Взаимодействие друг с другом.** Реакция происходит, если взаимодействуют растворимые соли и при этом образуется осадок.



5) **Взаимодействие с металлами.** Каждый предыдущий металл в ряду напряжений вытесняет последующий за ним из раствора его соли:



6) **Взаимодействие с кислотными оксидами.**



Лабораторная работа № 10.

Цель: Изучение свойств и способов получения кислот, оснований и солей.

Оборудование и реактивы: немного порошка железа, гранулы цинка, полоски меди, порошок оксида меди (II), растворы: гидроксид натрия, хлорида натрия, хлорида бария, соляной кислоты, сульфата меди(II), сульфата натрия, нитрата серебра, хлорида кальция, карбоната натрия, сульфида натрия, хлорида железа (III), сульфата железа (II). Пробирки, спиртовка, спички, пробиркодержатель, пипетки, стеклянные стаканчики.

Ход работы:

Теоретическое введение.

Ответить на вопросы:

1. Какие вещества называют кислотами, солями, основаниями?
2. Запишите уравнения химических реакций получения:
 - Нерастворимых оснований
 - Солей
3. Запишите уравнения химических реакций, отражающие химические свойства:

- Кислот
- Солей
- Оснований

Практическое выполнение работы.

Получение нерастворимых оснований.

В три пробирки налейте по 1мл: в первую, раствора сульфата меди(II), во вторую раствор хлорида железа (III), раствор сульфата железа (II). Добавьте в каждую пробирку 1 мл раствора гидроксида натрия . Что наблюдаете? *Ионные* уравнения химических реакций запишите в графе «Что наблюдаю?» таблицы.

Химические свойства оснований

Из опыта «а» полученный гидроксид меди (II) нагрейте на пламени спиртовки? Что наблюдаете? *Ионные* уравнения химических реакций запишите в графе «Что наблюдаю?» таблицы.

К полученным, в опыте «а», гидроксидам железа (II) и (III) добавьте 1 мл раствора серной кислоты. Что наблюдаете? *Ионные* уравнения химических реакций запишите в графе «Что наблюдаю?» таблицы.

Химические свойства кислот.

В 6 пробирок поместите, соответственно: в первую, несколько капель индикатора; во-вторую, гранулу цинка; в третью, полоску меди; В четвёртую, немного оксида меди (II); в пятую, гидроксида натрия; в шестую, карбоната натрия. В каждую пробирку добавьте по 2 мл соляной кислоты. Что наблюдаете? *Ионные* уравнения химических реакций запишите в графе «Что наблюдаю?» таблицы.

Получение солей

Проделайте реакции, характеризующие получение солей: сульфата бария (смешать по 1 мл растворы хлорида бария и сульфата натрия), хлорида серебра (смешать по 1 мл растворы

нитрата серебра и хлорида натрия), сульфида меди (смешать по 1 мл растворы сульфата меди и сульфида натрия), карбоната кальция (смешать по 1 мл растворы хлорида кальция и карбоната натрия). Что наблюдаете? *Ионные уравнения* химических реакций запишите в графе «Что наблюдаю?» таблицы.

Химические свойства солей.

Проделайте реакции, характеризующие химические свойства солей:

В 5 пробирки поместите соответственно: немного порошка железа, 1 мл гидроксида натрия, 1 мл хлорида натрия, 1 мл хлорида бария, 1 мл раствора соляной кислоты в каждую пробирку добавьте по 1 мл раствора сульфата меди.

Что наблюдаете? *Ионные уравнения* химических реакций запишите в графе «Что наблюдаю?» таблицы. Каким правилом нужно руководствоваться, выполняя эти реакции.

Оформление работы.

Результаты работы оформляются в виде таблицы:

Что делаю?	Что наблюдаю?	Примечание. <i>Разместите рисунок лабораторной установки.</i>
Вывод:		

Распознавание классов неорганических веществ.

Катионы и анионы неорганических веществ можно распознать с помощью качественных реакций.

КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА КАТИОНЫ

Катион	Воздействие или	Наблюдаемая реакция
--------	-----------------	---------------------

	реактив	
Li⁺	Пламя	Карминово-красное окрашивание
Na⁺	Пламя	Желтое окрашивание
K⁺	Пламя	Фиолетовое окрашивание
Ca²⁺	Пламя	Кирпично-красное окрашивание
Sr²⁺	Пламя	Карминово-красное окрашивание
Ba²⁺	Пламя SO ₄ ²⁻	Желто-зеленое окрашивание Выпадение белого осадка, не растворимого в кислотах: Ba ²⁺ + SO ₄ ²⁻ → BaSO ₄ ↓
Cu²⁺	Вода	Гидратированные ионы Cu ²⁺ имеют голубую окраску
Pb²⁺	S ²⁻	Выпадение черного осадка: Pb ²⁺ + S ²⁻ → PbS ↓
Ag⁺	Cl ⁻	Выпадение белого осадка; не растворимого в HNO ₃ , но растворимого в конц. NH ₃ • H ₂ O: Ag ⁺ + Cl ⁻ → AgCl ↓
Fe²⁺	гексациано-феррат (III) калия (красная кровяная соль), K ₃ [Fe(CN) ₆]	Выпадение синего осадка: K ⁺ + Fe ²⁺ + [Fe(CN) ₆] ³⁻ → KFe[Fe(CN) ₆] ₄
Fe³⁺	1) гексацианоферрат (II) калия (желтая кровяная соль) K ₄ [Fe(CN) ₆] 2) роданид-ион SCN ⁻	Выпадение синего осадка: K ⁺ + Fe ³⁺ + [Fe(CN) ₆] ⁴⁻ → KFe[Fe(CN) ₆] ₄ ↓ Появление ярко-красного окрашивания за счет образования комплексных ионов Fe(SCN) ²⁺ , Fe(SCN) ⁺ ₂
Al³⁺	щелочь (амфотерные свойства гидроксида)	Выпадение осадка гидроксида алюминия при приливании первых порций щелочи и его растворение при дальнейшем приливании
NH₄⁺	щелочь, нагрев	Запах аммиака: NH ₄ ⁺ + OH ⁻ → NH ₃ ↑ + H ₂ O
H⁺ (кислая среда)	Индикаторы: лакмус, метиловый оранжевый	красное окрашивание красное окрашивание

КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА АНИОНЫ

Анион	Реактив	Наблюдаемая реакция
SO₄²⁻	Ba ²⁺	Выпадение белого осадка, нерастворимого в

		кислотах: $Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4 \downarrow$
NO_3^-	1) добавить конц. H_2SO_4 и Си, нагреть "2) смесь $H_2SO_4 + FeSO_4$	Образование голубого раствора, содержащего ионы Cu^{2+} , выделение газа бурого цвета (NO_2) Возникновение окраски сульфата нитрозо-железа (II) $[Fe(H_2O)_5NO]^{2+}$. Окраска от фиолетовой до коричневой (реакция «бурого кольца»)
PO_4^{3-}	ионы Ag^+	Выпадение светло-желтого осадка в нейтральной среде: $3Ag^+ + PO_4^{3-} \rightarrow Ag_3PO_4 \downarrow$
CrO_4^{2-}	ионы Ba^{2+}	Выпадение желтого осадка, не растворимого в уксусной кислоте, но растворимого в HCl : $Ba^{2+} + CrO_4^{2-} \rightarrow BaCrO_4 \downarrow$
S^{2-} ,	ионы Pb^{2+}	Выпадение черного осадка: $Pb^{2+} + S^{2-} \rightarrow PbS \downarrow$
CO_3^{2-}	ионы Ca^{2+}	выпадение белого осадка, растворимого в кислотах: $Ca^{2+} + CO_3^{2-} = CaCO_3 \downarrow$
CO_2	известковая вода $Ca(OH)_2$	$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 \downarrow + H_2O$, $CaCO_3 + CO_2 + H_2O \rightarrow Ca(HCO_3)_2$ Выпадение белого осадка и его растворение при пропускании CO_2
SO_3^{2-}	ионы H^+	Появление характерного запаха SO_2 : $2H^+ + SO_3^{2-} \rightarrow H_2O + SO_2 \uparrow$
F^-	ионы Ca^{2+}	Выпадение-белого осадка: $Ca^{2+} + 2F^- \rightarrow CaF_2 \downarrow$
Cl^-	ионы Ag^+	Выпадение белого осадка, не растворимого в HNO_3 , но растворимого в конц. $NH_3 \cdot H_2O$: $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl \downarrow$ $AgCl + 2(NH_3 \cdot H_2O) \rightarrow [Ag(NH_3)_2]^+ + Cl^- + 2H_2O$
Br^-	ионы Ag^+	Выпадение светло-желтого осадка, не растворимого в HNO_3 : $Ag^+ + Br^- = AgBr \downarrow$ осадок темнеет на свету
I^-	ионы Ag^+	Выпадение желтого осадка, не растворимого в HNO_3 и NH_3 конц.: $Ag^+ + I^- \rightarrow AgI \downarrow$ осадок темнеет на свету
OH^- (щелочная среда)	индикаторы: лакмус фенолфталеин	синее окрашивание малиновое окрашивание

Лабораторная работа № 11.

Цель: Распознавание классов неорганических веществ.

Оборудование и реактивы: Пробирки, пипетки, стеклянный стаканчик с водой; кристаллические вещества без надписей: сульфат аммония, нитрат меди (II), хлорид

железа (III); **растворы без надписей**: карбонат калия, сульфат калия, сульфат алюминия; растворы гидроксида натрия, хлорида бария, соляная кислота; **растворы без надписей**: хлорид натрия, хлорид алюминия, хлорид железа (III); растворы с надписями: хлорида бария, сульфата магния, карбоната аммония. Хлорида железа (III), сульфата железа (III), серной кислоты.

Ход работы:

Теоретическое введение.

Ответить на вопросы:

1. Какие вещества называют: кислотами, оксидами, солями, основаниями ?
2. С помощью каких качественных реакций можно обнаружить:
 - Анионы: Сульфата, хлорида, сульфида, карбоната, гидроксида;
 - Катионы: Водорода, бария, серебра, железа (III), железа (II), меди (II), цинка, алюминия, аммония.

Практическое выполнение работы.

1. Прделайте реакции, подтверждающие качественный состав следующих веществ: хлорида бария, сульфата магния, карбоната аммония, хлорида железа (III), сульфата железа (II), серной кислоты, сульфата меди(II). Запишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.
2. Составьте общую схему анализа распознавания веществ.
3. В трёх пробирках даны кристаллические вещества без надписей: сульфат аммония, нитрат меди (II), хлорид железа (III). Опытным путём определите, какие вещества находятся в каждой из пробирок. Составьте уравнения соответствующих реакций в молекулярном, полном ионном и сокращённом ионном виде.
4. В трёх пробирках даны растворы без надписей: карбонат калия, сульфат калия, сульфат алюминия. Опытным путём определите, какие вещества находятся в каждой из пробирок. Составьте уравнения соответствующих реакций в молекулярном, полном ионном и сокращённом ионном виде.
5. В трёх пробирках даны растворы без надписей: хлорид натрия, хлорид алюминия, хлорид железа (III). Опытным путём определите, какие вещества находятся в каждой из пробирок. Составьте уравнения соответствующих реакций в молекулярном, полном ионном и сокращённом ионном виде.

Оформление работы.

Результаты работы оформляются в виде таблицы:

Что делаю?	Что наблюдаю?	Примечание.
Вывод:		

Гидролиз.

Гидролизом солей называется обменная реакция взаимодействия ионов соли с водой с образованием малодиссоциированных соединений и сопровождающаяся изменением ионного равновесия воды, что отражается на характере среды.

Гидролиз солей является обратимой химической реакцией. Количественными характеристиками его являются степень гидролиза η и константа гидролиза. Степень гидролиза соли выражается отношением числа гидролизованных молекул к общему числу молекул соли в растворе. Степень гидролиза увеличивается с повышением температуры и разбавлением.

Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой (NaCl , KCl , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, Na_2SO_4 и др.), гидролизу в растворе не подвергаются, т.к. не образуется слабодиссоциированных соединений (катионы сильных оснований и анионы сильных кислот не могут связывать ионы воды). Реакция растворов этих солей остается практически нейтральной, $\text{pH} = 7$.

Гидролизу подвергаются соли, образованные: а) сильным основанием и слабой кислотой; б) сильной кислотой и слабым основанием; в) слабым основанием и слабой кислотой.

а) Гидролиз солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой протекает всегда по аниону, заряд которого определяет число теоретических ступеней гидролиза. Реакция среды их водных растворов - щелочная ($\text{pH} > 7$).

б) Гидролиз солей, образованных сильной кислотой и слабым основанием протекает всегда по катиону, заряд которого определяет число теоретических ступеней гидролиза. Реакция среды их водных растворов кислая ($\text{pH} < 7$).

в) Гидролиз солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой протекает одновременно по катиону и по аниону, образуя сразу два слабых электролита. Реакция среды водного раствора такой соли устанавливается путем сравнения констант диссоциации образующихся слабых электролитов. Если константы диссоциации основания и кислоты близки, то реакция раствора остается практически нейтральной, если же они различаются на несколько порядков, то среда может быть слабокислой или слабощелочной - в зависимости от силы кислоты и основания.

Полный и необратимый гидролиз солей. Некоторые соли, образованные слабыми летучими кислотами и многокислотными гидроксидами не могут находиться в виде водных растворов из-за полного необратимого взаимодействия с водой, сопровождающегося одновременным выделением газа и выпадением осадка.

Лабораторная работа № 12.

Цель: Изучение различных случаев гидролиза солей.

Оборудование и реактивы: пипетки, пробирки; растворы: индикатора универсального или лакмуса, фенолфталеина, 0,2 н и 0,1 н карбоната натрия, хлорида калия, сульфата или хлорида алюминия, гидроксида натрия и соляной кислоты, 0,2 н гидрокарбоната натрия, 0,1 н сульфата алюминия.

Ход работы:

Теоретическое введение.

Ответить на вопросы:

1. Какой процесс называется гидролизом ?
2. Охарактеризуйте различные случаи гидролиза: приведите молекулярные, полные и сокращённые ионные уравнения.
3. Чем измеряется кислотность среды. Дайте характеристику.

Практическое выполнение работы.

1. Налейте в 3 пробирки, соответственно, по 2 мл раствора хлорида алюминия (или сульфата цинка), карбоната натрия, хлорида калия, гидроксида натрия и соляной кислоты. Прилейте к ним по 1-2 капли индикатора лакмуса. Какие изменения наблюдаются в растворе? Объясните наблюдаемое явление и напишите уравнения реакции. Напишите уравнения гидролиза в молекулярном, ионном виде.
2. Сравнение гидролиза средних и кислых солей: в две пробирки налейте по 5 капель раствора карбоната натрия и гидрокарбоната натрия, соответственно, и добавьте к ним по 1 капле фенолфталеина. Почему окраска индикатора в этих растворах различна? Напишите уравнения гидролиза в молекулярном, ионном виде.
3. К 3 каплям сульфата алюминия добавьте 3 капли карбоната натрия. Образующийся в результате реакции карбонат алюминия тут же подвергается гидролизу с выпадением осадка. Составьте уравнение реакции образования карбоната алюминия и уравнение его гидролиза в молекулярном и ионном виде.

Оформление работы.

Результаты работы оформляются в виде таблицы:

Что делаю?	Что наблюдаю?	Примечание.
Вывод:		

Металлы и их соединения.

В периодической системе из 110 известных элементов 88 – металлы. В XX веке при помощи ядерных реакций были получены радиоактивные металлы, которых не существует в природе. В современной металлургии получают более 60 металлов, на основе которых – 5000 сплавов.

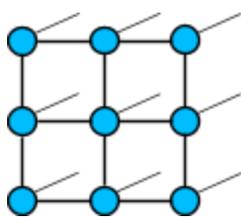
Положение металлов в периодической таблице

Если в периодической таблице элементов Д.И.Менделеева провести диагональ от бериллия к астату, то слева внизу по диагонали будут находиться элементы-металлы (к ним же относятся элементы побочных подгрупп), а справа вверху – элементы-неметаллы. Элементы, расположенные вблизи диагонали (Be, Al, Ti, Ge, Nb, Sb и др.), обладают двойственным характером.

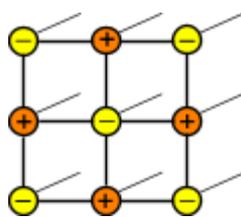
К элементам - металлам относятся s - элементы I и II групп, все d- и f - элементы, а также p- элементы главных подгрупп: III (кроме бора), IV (Ge, Sn, Pb), V (Sb, Bi) и VI (Po). Наиболее типичные элементы – металлы расположены в начале периодов (начиная со второго).

Общие свойства металлов

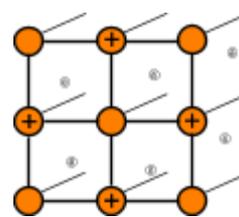
Виды кристаллических решеток



атомная



ионная



металлическая

Кристаллические решетки металлического типа содержат в узлах положительно заряженные ионы и нейтральные атомы; между ними передвигаются относительно свободные электроны.

Общие физические свойства

Объясняются особым строением кристаллической решетки - наличием свободных электронов ("электронного газа").

1) Пластичность - способность изменять форму при ударе, вытягиваться в проволоку, прокатываться в тонкие листы. В ряду —Au,Ag,Cu,Sn,Pb,Zn,Fe→ уменьшается.

2) Блеск, обычно серый цвет и непрозрачность. Это связано со взаимодействием свободных электронов с падающими на металл квантами света.

3) Электропроводность.

Объясняется направленным движением свободных электронов от отрицательного полюса к положительному под влиянием небольшой разности потенциалов. В ряду — Ag, Cu, Al, Fe → уменьшается.

При нагревании электропроводность уменьшается, т.к. с повышением температуры усиливаются колебания атомов и ионов в узлах кристаллической решетки, что затрудняет направленное движение "электронного газа".

4) Теплопроводность. Закономерность та же. Обусловлена высокой подвижностью свободных электронов и колебательным движением атомов, благодаря чему происходит быстрое выравнивание температуры по массе металла. Наибольшая теплопроводность - у висмута и ртути.

5) Твердость. Самый твердый – хром (режет стекло); самые мягкие – щелочные металлы – калий, натрий, рубидий и цезий – режутся ножом.

6) Плотность. Она тем меньше, чем меньше атомная масса металла и чем больше радиус его атома (самый легкий - литий ($\rho=0,53$ г/см³); самый тяжелый – осмий ($\rho=22,6$ г/см³). Металлы, имеющие $\rho < 5$ г/см³ считаются "легкими металлами".

7) Температуры плавления и кипения. Самый легкоплавкий металл – ртуть (т.пл. = -39°C), самый тугоплавкий металл – вольфрам (т.пл. = 3390°C).

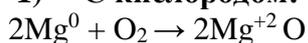
Металлы с т.пл. выше 1000°C считаются тугоплавкими, ниже – низкоплавкими.

Общие химические свойства металлов

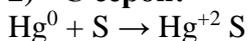
Сильные восстановители: $Me^0 - n\bar{e} \rightarrow Men^+$

I. Реакции с неметаллами

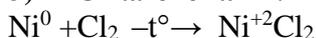
1) С кислородом:



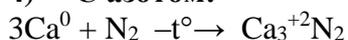
2) С серой:



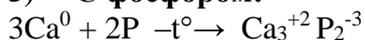
3) С галогенами:



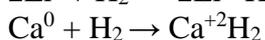
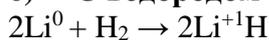
4) С азотом:



5) С фосфором:

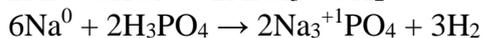
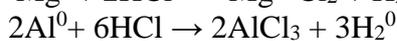
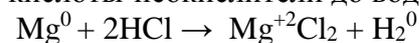


6) С водородом (реагируют только щелочные и щелочноземельные металлы):



II. Реакции с кислотами

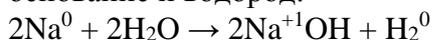
1) Металлы, стоящие в электрохимическом ряду напряжений до H восстанавливают кислоты-неокислители до водорода:



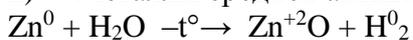
Восстановление металлами кислот-окислителей смотри в разделах: "окислительно-восстановительные реакции", "серная кислота", "азотная кислота".

III. Взаимодействие с водой

1) Активные (щелочные и щелочноземельные металлы) образуют растворимое основание и водород:



2) Металлы средней активности окисляются водой при нагревании до оксида:



- 3) Неактивные (Au, Ag, Pt) - не реагируют.
- 4) Вытеснение более активными металлами менее активных металлов из растворов их солей:
- $$\text{Cu}^0 + \text{Hg}^{+2}\text{Cl}_2 \rightarrow \text{Hg}^0 + \text{Cu}^{+2}\text{Cl}_2$$
- $$\text{Fe}^0 + \text{Cu}^{+2}\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cu}^0 + \text{Fe}^{+2}\text{SO}_4$$

Лабораторная работа № 13.

Изучение свойств металлов и их соединений.

Оборудование и реактивы: пробирки, пипетки, спиртовка, пробиркодержатель, спички; порошок железа, гранулы цинка, полоска меди, растворы: соляной кислоты, сульфата меди (II), сульфата железа(II), хлорида цинка, гидроксида натрия (концентрированный), серной кислоты.

Ход работы:

Теоретическое введение.

Ответить на вопросы:

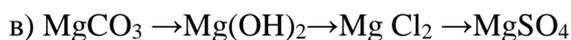
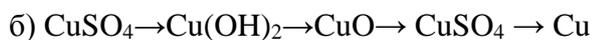
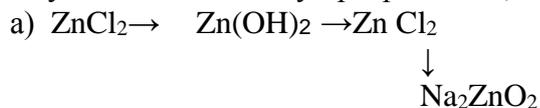
1. Какие вещества называют металлами?
2. Дайте характеристику металлы главной подгруппы периодической таблицы химических элементов.
3. Какими физическими свойствами обладают металлы?
4. Какими химическими свойствами обладают металлы? Приведите примеры уравнений химических реакций.
5. Какие существуют способы получения металлов? Приведите примеры уравнений химических реакций.
6. Где нашли своё применение металлы их соединения?

Практическое выполнение работы.

1. В три пробирки соответственно поместите порошок железа, гранулы цинка, полоску меди. Добавьте в каждую по 2 мл раствора соляной кислоты. Что наблюдаете? Напишите уравнения химических реакций в графе «Что наблюдаю?» таблицы.
2. В две пробирки поместите: в первую, порошок железа; во вторую, полоску меди; В первую пробирку добавьте 2 мл раствора сульфата меди (II), а во вторую, 2 мл раствора сульфата железа(II). Что наблюдаете? Напишите

уравнения химических реакций в графе «Что наблюдаю?» таблицы. Объясните наблюдаемое явление.

3. Осуществите цепочку превращений, запишите уравнения химических реакций:



Оформление работы.

Результаты работы оформляются в виде таблицы:

Что делаю?	Что наблюдаю?	Примечание.
Вывод:		

Скорость химической реакции и химическое равновесие.

Скорость химической реакции (v) характеризуется изменением концентрации реагирующих веществ (моль/л или моль/см³) в единицу времени (сек., мин., ч.). Для гомогенной (однородной) системы скорость химической реакции измеряется количеством веществ, вступивших в реакцию или образовавшихся в результате реакции за единицу времени в единице объема системы. Для гетерогенной системы скорость химической реакции измеряется количеством веществ, вступивших в реакцию или образовавшихся в результате реакции за единицу времени на единице поверхности раздела фаз.

Факторы, влияющие на скорость химической реакции

- 1) Природа реагирующих веществ (характер связи в молекулах реагентов);
- 2) Концентрация реагентов;
- 3) Температура;
- 4) Катализатор;
- 5) Давление (для газов);
- 6) Излучение (ИК-, УФ-, рентгеновское, радиоактивное и др.);
- 7) Площадь поверхности раздела фаз (для гетерогенных реакций).

Влияние концентрации реагирующих веществ выражается законом действия масс: при постоянной температуре скорость химической реакции, протекающей в однородной среде, пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, возведенных в степени их стехиометрических коэффициентов.

Например, для обратимой гомогенной реакции, выражающейся уравнением $aA + bB \leftrightarrow cC + dD$, в соответствии с законом действия масс, можно записать выражение скорости прямой и обратной реакций:

$$V_{\text{пр.}} = k_1 \cdot C_A^a \cdot C_B^b \quad \text{и} \quad V_{\text{обр.}} = k_2 \cdot C_C^c \cdot C_D^d$$

где k_1 и k_2 – константы скоростей прямой и обратной реакций.

Физический смысл константы скорости заключается в том, что она показывает численное значение скорости химической реакции, с которой реагируют вещества при их концентрации (или произведении концентраций), равной единице. Константа скорости реакции зависит от природы реагентов, температуры, наличия катализатора, но не зависит от концентрации реагентов.

Химическое равновесие

Химические реакции по признаку обратимости делятся на **необратимые и обратимые**.

К необратимым реакциям относятся такие реакции, которые протекают до тех пор, пока один из реагентов полностью не израсходуется. Признаками необратимых реакций, протекающих в растворах, являются: а) выпадение осадка, б) образование газа, в) образование слабого электролита.

Обратимыми реакциями называются такие реакции, которые протекают одновременно в двух взаимно противоположных направлениях. Для подобных реакций вместо знака равенства пользуются противоположно направленными стрелками (\leftrightarrow).

С течением времени скорость любой реакции, измеряется по убывающим концентрациям исходных веществ, будет уменьшаться, так как по мере взаимодействия веществ их концентрации уменьшаются (скорость прямой реакции). Если реакция является обратимой, то по мере увеличения концентрации продуктов ее скорость будет возрастать (скорость обратной реакции). Как только скорости прямой и обратной реакций становятся одинаковыми, в системе устанавливается химическое равновесие и дальнейшее изменение концентраций всех веществ, находящихся в системе, прекращается.

Количественной характеристикой состояния равновесия является **константа химического равновесия K** , которая определяется отношением констант скоростей прямой и обратной реакцией

$$K = \frac{k_1}{k_2}$$

В подавляющем большинстве случаев константы скоростей прямой и обратной реакций не равны. Константа равновесия – постоянная при данной температуре величина и определяет соотношение между равновесными концентрациями продуктов реакции и исходных веществ, возведенных в степени их стехиометрических коэффициентов.

Например, для процесса $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$

$$K = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3}$$

Квадратной скобкой обозначена концентрация каждого вещества в момент равновесия, так называемая **равновесная концентрация**.

Константа равновесия зависит от природы реагирующих веществ и температуры.

Катализатор не влияет на состояние равновесия. Присутствие катализатора в системе лишь изменяет время его достижения. В состоянии равновесия система может находиться до тех пор, пока не изменится хотя бы одно из внешних воздействий: температура, концентрация одного из реагентов, давление (для газов). Изменения, происходящие в равновесной системе в результате внешних воздействий, определяются **принципом**

подвижного равновесия (принцип Ле-Шателье): внешнее воздействие на систему, находящуюся в состоянии равновесия, приводит к смещению этого равновесия в направлении, при котором эффект произведенного воздействия ослабляется.

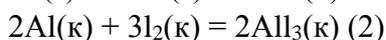
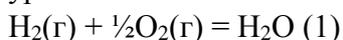
На смещение равновесия оказывает влияние:

1) изменение температуры: эндотермический процесс ускоряется в большей степени при повышении температуры и, наоборот, при понижении температуры ускоряется экзотермический процесс;

2) изменение давления (для реакций, протекающих в газовой фазе): при повышении давления равновесие реакции смещается в направлении образования веществ, занимающих меньший объем, и, наоборот, понижение давления способствует процессу, сопровождающемуся увеличением объема. Если реакция протекает без изменения объема, то изменение давления в системе не оказывает влияние на химическое равновесие.

3) изменение концентрации: увеличение концентрации исходных веществ приводит к увеличению скорости прямой реакции, при этом протекающий в системе процесс завершится, когда скорости прямой и обратной реакций станут равны и установится новое равновесие. Уменьшение концентрации одного из продуктов реакции (вывод из системы) приводит к смещению равновесия в сторону его образования.

Критерием принципиальной осуществимости реакций является неравенство $\Delta G_{p, T} < 0$. Но это неравенство не является еще полной гарантией фактического течения процесса в данных условиях, не является достаточным для оценки кинетических возможностей реакции. Так, $\Delta G^{\circ}_{298, \text{H}_2\text{O}(\text{г})} = -228,59$ кДж/моль, а $\Delta G^{\circ}_{298, \text{AlI}_3(\text{к})} = -313,8$ кДж/моль и, следовательно, при $T = 298$ К и $p = 1,013 \cdot 10^5$ Па возможны реакции, идущие по уравнениям:



Однако эти реакции при стандартных условиях идут только в присутствии катализатора (платины для первой и воды для второй). Катализатор как бы снимает кинетический "тормоз", и тогда проявляется термодинамическая природа вещества. Скорость химических реакций зависит от многих факторов, основные из которых – концентрация (давление) реагентов, температура и действие катализатора. Эти же факторы определяют и достижение равновесия в реагирующей системе.

Лабораторная работа № 14.

Цель: Изучение факторов влияющие на скорость химической реакции и химическое равновесие.

Оборудование и реактивы: пробирки, спиртовка, спички, пробиркодержатель, пипетки; тиосульфат натрия -1Н раствор, серная кислота-2н, порошок оксида меди, 10% раствор соляной кислоты, 0,3% раствор крахмала, водный насыщенный раствор йода.

Ход работы:

Теоретическое введение.

Ответить на вопросы:

1. Что такое скорость химической реакции?
2. В чем сущность закона действующих масс?
3. Какие факторы и как влияют на скорость химической реакции?
4. В чём сущность правила Вант-Гоффа?
5. Дайте определение химическому равновесию.
6. Какие факторы и как влияют на химическое равновесие?
7. В чём сущность принципа Ле-Шателье?

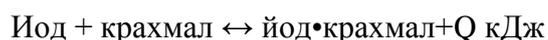
Практическое выполнение работы.

1. Поместите в 2 пробирки по небольшому количеству оксида меди. В первую добавьте 2 мл 10% раствора соляной кислоты, во вторую, так же , 2 мл 10% раствора соляной кислоты и подогрейте на пламени спиртовки. Что наблюдаете? В какой из двух пробирок реакция прошла быстрее? Почему? Запишите уравнение химической реакции.
2. Поместите в 2 пробирки по небольшому количеству оксида меди. В первую добавьте 2 мл 10% раствора соляной кислоты, во вторую, так же , 2 мл 0,1% раствора соляной кислоты. Что наблюдаете? В какой из двух пробирок реакция прошла быстрее? Почему? Запишите уравнение химической реакции.
3. Поместите в 2 пробирки по небольшому количеству порошка цинка и гранулу цинка, соответственно. В обе пробирки добавьте 2 мл 10% раствора соляной кислоты. Что наблюдаете? В какой из двух пробирок реакция прошла быстрее? Почему? Запишите уравнение химической реакции.
4. Возьмите 3 сухие конические пробирки. Внесите в первую – 4, во вторую -8, в третью 12 капель 1 н раствора тиосульфата натрия. Для получения равного объёма во всех пробирках добавить в первую-8, во вторую -4 капли дистиллированной воды. В третью пробирку воды добавлять не надо. Таким образом, в пробирках получаются разные концентрации тиосульфата натрия. Условно их обозначим : С-первая пробирка, 2С-вторая пробирка, 3С – третья пробирка. Добавьте в первую пробирку одну каплю 2н раствора серной кислоты и начните отсчёт времени о момента добавления кислоты до появления в растворе заметной опалесценции, вызванной помутнением раствора в связи с выделением серы, согласно уравнению химической реакции: $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{S} \downarrow + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$, аналогично провести опыт со второй

и третьей пробиркой. Данные занести в таблицу. Начертите график зависимости «Скорости реакции от условной концентрации веществ» Сделайте вывод.

№	Число капель $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Число капель воды	Число капель H_2SO_4	Общий объём раствора	Относительная концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Время течения реакции τ , с	Скорость реакции в условных единицах $v=1/\tau$

4. Влияние температуры на химическое равновесие. Налейте в пробирку 2 мл раствора крахмала. Добавьте 2 капли раствора йода и наблюдаете синее окрашивание. Нагрейте данную пробирку в пламени спиртовки. Что происходит? Затем остудите под струей воды данную пробирку, что происходит? Дайте пояснение. Уравнение химической реакции крахмала и йода выглядит так:



5. Влияние концентрации на химическое равновесие. В четыре пробирки налить равные объемы хлорида железа (III) к нему добавить равное количество роданида калия. Получится раствор красного цвета. В нем идет обратимая реакция: $\text{FeCl}_3 + 3\text{KSCN} \rightarrow \text{Fe}(\text{SCN})_3 + 3\text{KCl}$

Первую пробирку оставьте для сравнения. Во вторую добавьте несколько кристалликов хлорида железа. В третью – несколько кристалликов роданида калия, в четвертую несколько кристалликов хлорида калия. Отметьте изменение интенсивности окраски в каждом случае, сравнивая с раствором в контрольной пробирке. Запишите наблюдения в таблицу. Объясните смещение равновесие при изменении концентрации реагирующих веществ, применив принцип Ле Шателье-Брауна.

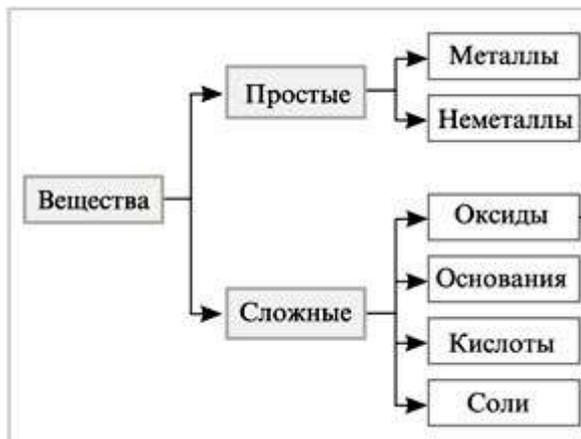
Оформление работы.

Результаты работы оформляются в виде таблицы:

Что делаю?	Что наблюдаю?	Примечание.
Вывод:		

Классы неорганических веществ и типы химических реакций.

Неорганические вещества по составу делятся, на простые и сложные. Сложные делятся на четыре класса.



Оксиды - это сложные вещества, состоящие из двух химических элементов, один из которых кислород, с валентность равной 2. Лишь один химический элемент - фтор, соединяясь с кислородом, образует не оксид, а фторид кислорода OF_2 .

Основания - это сложные вещества, состоящие из атома металла, связанного с одной или несколькими гидроксильными группами - OH . Общая формула: $Me^{+n}(OH)_n$

Кислоты - сложные вещества, состоящие из одного или нескольких атомов водорода, способных замещаться на атома металлов, и кислотных остатков.

Соли - сложные вещества, состоящие из атомов металлов (иногда входит водород или гидроксильная группа) и кислотных остатков.

КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

№ п/п	Признак классификации	Тип реакции	Пример
1.	Соотношение исходных и конечных веществ	Соединения	$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$
		Разложения	$2H_2O = 2H_2 + O_2$
		Замещения	$CuCl_2 + Zn = Cu + ZnCl_2$
		Обмена	$NaOH + HCl = NaCl + H_2O$
		Изомеризации	Бутан ® изобутан
		Аллотропного превращения	$3O_2 = 2O_3$

2.	Наличие окислительно-восстановительного процесса	Окислительно-восстановительная	$Zn+2HCl = ZnCl_2+H_2$
		Без изменения степени окисления	$CaCO_3=CaO+CO_2$
3.	Тепловой эффект	Эндотермическая	$2HgO=2Hg+O_2-Q$
		Экзотермическая	$CH_4+2O_2= CO_2+H_2O+Q$
4.	Участие катализатора	Каталитическая	$C_2H_2+HOH \xrightarrow{HgCl_2} CH_3COH$
		Некаталитическая	$2Ca+O_2=2CaO$
5.	Обратимость реакции	Обратимая	$SO_2+H_2O \leftrightarrow H_2SO_3$
		Необратимая	$BaCl_2+Na_2SO_4 =2NaCl+BaSO_4\downarrow$
6.	Исходное состояние реагирующей системы	Гомогенная	$N_2+O_2=2NO$
		Гетерогенная	$P_2O_5+3H_2O =2H_3PO_4$
7.	Механизм реакции (для органических веществ)	Радикальный	$CH_4+Cl_2= CH_3Cl+HCl$
		Ионный	$CH_3Br+ NaOH \rightarrow CH_3OH + NaBr$

Лабораторная работа № 14.

Цель: Решение экспериментальных задач по неорганической химии.

Оборудование и реактивы: пипетки, пробирки, пробиркодержатели, спиртовки, спички; порошки железа, меди, алюминия; растворы: соляной, серной и азотной кислот; раствор щёлочи, пероксида водорода.

Ход работы:

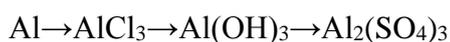
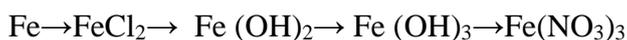
Теоретическое введение.

Ответить на вопросы:

1. На какие классы подразделяют неорганические вещества? Дайте определение каждому классу веществ.
2. Что такое генетический ряд классов неорганических веществ?
3. Приведите примеры генетических рядов металлов (2) и не металлов (2).
4. Напишите уравнения реакций для приведённых вами генетических рядом металлов и неметаллов.
5. На какие типы подразделяют химические реакции.

Практическое выполнение работы.

Осуществите практически следующие превращения:



Запишите уравнения химических реакций, укажите тип химической реакции.

Оформление работы.

Результаты работы оформляются в виде таблицы:

Что делаю?	Что наблюдаю?	Примечание.
Вывод:		

Окислительно – восстановительные реакции

ОВР – реакции, протекающие с изменением степеней окисления элементов, образующих молекулы реагирующих веществ.

Процесс окисления – процесс отдачи электронов

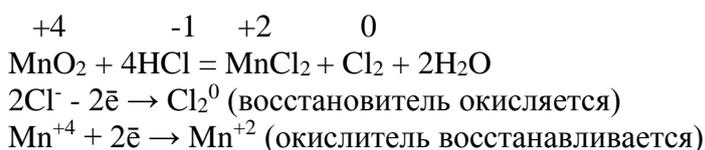
Процесс восстановления – процесс принятия электронов

Окислитель – принимает электроны, восстанавливается и понижает степень окисления

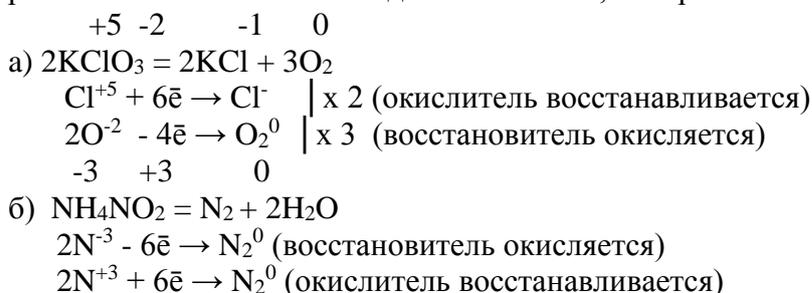
Восстановитель – отдаёт электроны, окисляется и повышает степень окисления

Типы ОВР

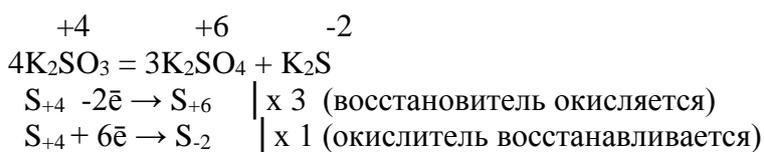
1. **Межмолекулярные** – реакции, в которых атомы окислителя и восстановителя, входят в состав молекул различных исходных веществ.



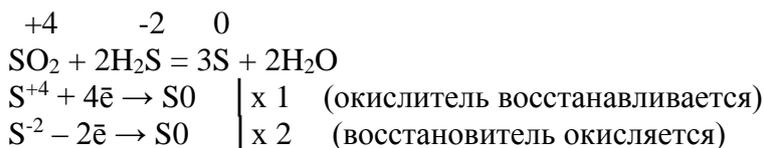
2. **Внутримолекулярные** – реакции, в которых атомы окислителя и восстановителя, входят в состав молекулы одного и того же исходного вещества и являются атомами различных элементов или одного элемента, но с различной степенью окисления.



3. **Самоокисления-самовосстановления (диспропорционирования)** – реакции, в которых атомы окислителя и восстановителя входят в состав одного и того же исходного вещества, являются атомами одного и того же элемента и имеют одинаковую степень окисления.



4. **Контрпропорционирования** – реакции, в которых атомы окислителя и восстановителя входят в состав различных исходных веществ, но являются атомами одного элемента в различной степени окисления, при этом образуются молекулы одного и того же продукта.



Лабораторная работа № 15.

Осуществление окислительно-восстановительных реакций.

Оборудование и реактивы: пробирки, пипетки, спиртовка. Пробка, пробиркодержатель, спички; растворы: перманганата калия, (концентрированный) гидроксида натрия, сульфита натрия, серной кислоты (разбавленный и конц) , азотной кислоты (разбавленный и конц), сульфата железа (II), порошок меди, гранулу цинка, иодида калия, крахмальный клейстер, роданида аммония.

Ход работы:

Теоретическое введение.

Ответить на вопросы:

1. Какие реакции называются окислительно-восстановительными ?
2. Какие вещества называются: окислитель, восстановитель?
3. Что такое степень окисления?
4. Какие процессы называются: окисление, восстановление?
5. Охарактеризуйте на примере окислительно-восстановительной реакции метод электронного баланса (пример получить у преподавателя).

Практическое выполнение работы.

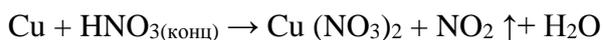
Осуществите окислительно-восстановительные реакции:

1. **Восстановление йода из йодида.** К 4 каплям раствора иодида калия прилить 4 капли раствора азотной кислоты. Что наблюдаете? Для открытия йода к полученному раствору прилить крахмальный клейстер. Составьте электронный баланс для данной реакции. Укажите окислитель, восстановитель. Процесс окисления и восстановления, число переданных и принятых электронов.

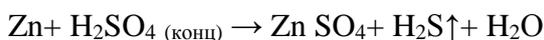


2. **Окисление меди концентрированной азотной кислотой.** В пробирку поместите маленький кусочек меди и 2 капли концентрированной азотной кислоты. Отметить что наблюдается? **Осторожно! Опыт проделать в вытяжном шкафу.** Составьте электронный баланс для данной реакции.

Укажите окислитель, восстановитель. Процесс окисления и восстановления, число переданных и принятых электронов.



3. **Окисление цинка концентрированной серной кислотой.** В пробирку поместите 1 гранулу цинка и 4 капли концентрированной серной кислоты. **Осторожно! Опыт проделать в вытяжном шкафу.** Подогрейте! Отметить что наблюдается? Составьте электронный баланс для данной реакции. Укажите окислитель, восстановитель. Процесс окисления и восстановления, число переданных и принятых электронов.



4. **Восстановление перманганата калия в кислой среде.** 4 капли перманганата калия поместите в пробирку, подкислите 2 каплями серной кислоты и прилейте 4 капли раствора сульфата железа (II). Что наблюдаете? Для открытия ионов Fe^{+3} к полученному раствору прилейте 1 каплю роданида аммония, должен образоваться раствор красного цвета. Составьте электронный баланс для данной реакции. Укажите окислитель, восстановитель. Процесс окисления и восстановления, число переданных и принятых электронов.



5. **Восстановление перманганата калия в щелочной среде.** К 4 каплям перманганата калия поместите в пробирку, добавьте 4 каплями концентрированного раствора гидроксида натрия или гидроксида калия и 6 капель раствора сульфита натрия. Что наблюдаете? Составьте электронный баланс для данной реакции. Укажите окислитель, восстановитель. Процесс окисления и восстановления, число переданных и принятых электронов.



Оформление работы.

Результаты работы оформляются в виде таблицы:

Что делаю?	Что наблюдаю?	Примечание.
------------	---------------	-------------

Вывод:		

Энергетика химических процессов.

Химическая реакция заключается в разрыве одних и образовании других связей, поэтому она сопровождается выделением или поглощением энергии в виде теплоты, света, работы расширения образовавшихся газов.

Химические реакции протекают с выделением или поглощением энергии, чаще всего в виде теплоты. Реакции, при которых теплота выделяется, называются экзотермическими, поглощается – эндотермическими. Количество теплоты, выделяющееся или поглощающееся при химической реакции, протекающей при постоянной температуре, называется тепловым эффектом реакции. При постоянном давлении тепловой эффект реакции равен изменению энтальпии (ΔH).

Тепловой эффект реакции выражается в единицах энергии – килоджоулях (кДж) или килокалориях (ккал) ($1 \text{ ккал} = 4,1868 \text{ кДж}$).

Наука, которая изучает тепловые эффекты химических реакций, называется термохимией, а уравнения химических реакций, в которых указывается тепловой эффект, – термохимическими уравнениями.

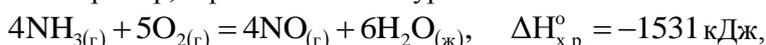
Тепловой эффект реакции (ΔH) зависит от природы реагирующих веществ, от количества этих веществ и их агрегатного состояния, от температуры.

Для сопоставления энергетических эффектов различных реакций и для проведения термохимических расчетов используют стандартные тепловые эффекты (обозначаются ΔH_T°).

Под стандартным понимается тепловой эффект реакции, осуществляемой в условиях, когда все участвующие в реакции вещества находятся в заданных стандартных состояниях (давление 101 кПа).

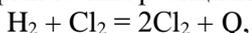
В термохимических уравнениях необходимо указывать агрегатные состояния веществ с помощью буквенных индексов, а тепловой эффект реакции (ΔH°) записывать отдельно, через запятую.

Например, термохимическое уравнение



показывает, что данная химическая реакция сопровождается выделением 1531 кДж теплоты, если давление 101 кПа, и относится к тому числу молей каждого из веществ, которое соответствует стехиометрическому коэффициенту в уравнении реакции.

При экзотермических реакциях, когда тепло выделяется, ΔH отрицательно. При эндотермических реакциях (тепло поглощается) и ΔH положительно.



где Q — количество выделенной теплоты. Если использовать энтальпию (характеристику энергосодержания системы), то это уравнение следует записать иначе:



Важнейшей величиной в термохимии является стандартная теплота образования (стандартная энтальпия образования). Стандартной теплотой (энтальпией) образования сложного вещества называется тепловой эффект (изменение стандартной энтальпии) реакции образования одного моля этого вещества из простых веществ в стандартном состоянии. Стандартная энтальпия образования простых веществ в этом случае принята равной нулю.

В термохимии часто используют уравнения, в которых тепловой эффект относят к одному молю образовавшегося вещества, применяя в случае необходимости дробные коэффициенты.

Например, $\frac{1}{2} \text{H}_{2(\text{г})} + \frac{1}{2} \text{Cl}_{2(\text{г})} = \text{HCl}_{(\text{г})}$, $\Delta H_{\text{х.р.}}^0 = -92 \text{ кДж}$.

Тепловой эффект данной химической реакции равняется энтальпии образования $\text{HCl}_{(\text{г})}$, т.е. $\Delta H_{\text{обр.}(\text{HCl}_{(\text{г})})}^0 = -92 \text{ кДж/моль}$.

В основе термохимических расчетов лежит закон Гесса. Тепловой эффект (ΔH) химической реакции (при постоянных Р и Т) не зависит от пути ее протекания, а зависит от природы и физического состояния исходных веществ и продуктов реакции.

$$\Delta H_{\text{х.р.}} = \sum \Delta H_{\text{обр}}^{\text{прод}} - \sum \Delta H_{\text{обр}}^{\text{исх}}$$

Следствия из закона Гесса

1. Тепловые эффекты прямой и обратной реакций равны по величине и противоположны по знаку.
2. Тепловой эффект химической реакции (ΔH) равен разности между суммой энтальпий образования продуктов реакции и суммой энтальпий образования исходных веществ, взятых с учетом коэффициентов в уравнении реакции.

Лабораторная работа № 16.

Изучение термохимических реакций.

Оборудование и реактивы: пробирки, пипетки, спиртовка, стакан, калориметр; 1,5 г соли нитрата калия, гранулированный цинк, 1М раствор соляной кислоты, 1М раствор гидроксида калия.

Ход работы:

Теоретическое введение.

Ответить на вопросы:

1. Какие реакции называют термохимическими?
2. На какие группы подразделяются термохимические реакции?
3. Что такое тепловой эффект реакции?
4. В чём сущность закона Гесса? Каковы следствия закона Гесса?

Практическое выполнение работы.

1. Гранулу цинка поместите в пробирку и залейте 2 мл 1М раствора соляной кислоты. Через 3-5 мин потрогайте дно пробирки, что ощущаете? Запишите термохимическое уравнение реакции и определите её тип.
2. В пробирку поместите 1мл раствора щёлочи и прилейте 2 мл 1М раствора соляной кислоты. Потрогайте дно пробирки, что ощущаете? Запишите термохимическое уравнение реакции и определите её тип.

3. Зажгите спиртовку. Что наблюдаете? Какой процесс происходит? Запишите термохимическое уравнение реакции и определите её тип.
4. В чистый внутренний стакан калориметра налить 100 мл воды, опустить термометр и замерить температуру с точностью до 0,2⁰ С. Поместите в стакан 1,5 г соли (нитрата калия или хлорида натрия) и **ОСТОРОЖНО** перемешивайте термометром до полного растворения соли, наблюдая за изменением температуры. Отметьте максимальное изменение температуры. Тепловой эффект растворения соли рассчитайте по формуле:

$$\Delta H^0 = [c \cdot (m_{\text{воды}} + m_{\text{соли}}) \cdot \Delta t \cdot M_{\text{соли}}] / (m_{\text{соли}} \cdot 10^3)$$

Где: c - 4,184 Дж/г•К, теплоёмкость раствора (воды);

$m_{\text{воды}}$ и $m_{\text{соли}}$ – масса воды и соли соответственно;

Δt – изменение температуры;

$M_{\text{соли}}$ - молярная масса соли.

Оцените значение теплового эффекта физико-химического процесса растворения соли.

Оформление работы.

Результаты работы оформляются в виде таблицы:

Что делаю?	Что наблюдаю?	Примечание.
Вывод:		

Ионные реакции в растворе

Реакции ионного обмена - это реакции между ионами, образовавшимися в результате диссоциации электролитов.

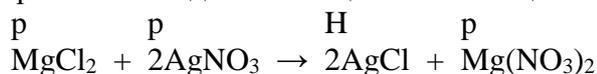
Правила составления ионных уравнений реакций

1. Нерастворимые в воде соединения (простые вещества, оксиды, некоторые кислоты, основания и соли) не диссоциируют.
2. В реакциях используют растворы веществ, поэтому даже малорастворимые вещества находятся в растворах в виде ионов.
3. Если малорастворимое вещество образуется в результате реакции, то при записи ионного уравнения его считают нерастворимым.
4. Сумма электрических зарядов ионов в левой и в правой части уравнения должна быть одинаковой.

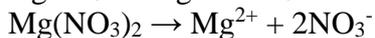
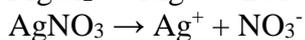
Порядок составления ионных уравнений реакции

1. Записывают молекулярное уравнение реакции

$$\text{MgCl}_2 + 2\text{AgNO}_3 \rightarrow 2\text{AgCl} + \text{Mg}(\text{NO}_3)_2$$
2. Определяют растворимость каждого из веществ с помощью таблицы растворимости



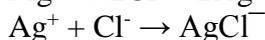
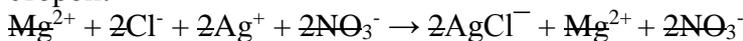
3. Записывают уравнения диссоциации растворимых в воде исходных веществ и продуктов реакции:



4. Записывают полное ионное уравнение реакции

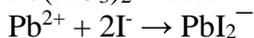
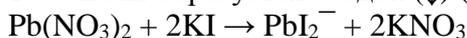
$$\text{Mg}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{Ag}^+ + 2\text{NO}_3^- \rightarrow 2\text{AgCl} + \text{Mg}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$$

5. Составляют сокращенное ионное уравнение, сокращая одинаковые ионы с обеих сторон:

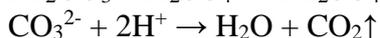
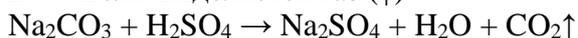


Условия необратимости реакций ионного обмена

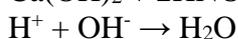
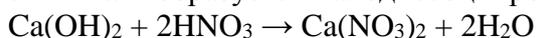
1. Если образуется осадок (\downarrow) (смотри таблицу растворимости)



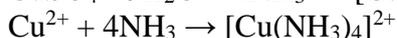
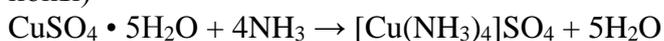
2. Если выделяется газ (\uparrow)



3. Если образуется малодиссоциированное вещество (H_2O)



4. Если образуются комплексные соединения (малодиссоциированные комплексные ионы)



В тех случаях, когда нет ионов, которые могут связываться между собой с образованием осадка, газа, малодиссоциированных соединений (H_2O) или комплексных ионов реакции обмена обратимы.

Лабораторная работа № 17

Изучение ионных процессов.

Оборудование и реактивы: пробирки, пипетки, спиртовка, спички, пробиркодержатель; растворы: хлорида магния, гидроксид натрия, сульфат калия, карбонат натрия, нитрат цинка, фосфат калия, сульфид натрия, карбонат калия, соляная кислота, азотная кислота, хлорид цинка, серная кислота, сульфат меди (II), хлорид железа (III).

Ход работы:

Теоретическое введение.

Ответить на вопросы:

1. Какие реакции называют «реакциями ионного обмена»?
2. Какие условия необходимы для того, чтобы реакция ионного обмена прошла до конца? Приведите по 2 примера на каждый случай.

Практическое выполнение работы.

1. В шесть пробирок поместите раствор хлорида магния. В каждую из пробирок, последовательно прилейте следующие растворы: гидроксид натрия, сульфат калия, карбонат натрия, нитрат цинка, фосфат калия, сульфид натрия. Составьте уравнения химических реакций, протекающих до конца, в молекулярном, ионном и сокращённом ионном виде.
2. Даны растворы: а) карбонат калия и соляная кислота, б) сульфид натрия и серная кислота, в) хлорид цинка и азотная кислота, г) сульфат меди (II) и азотная кислота. Слейте попарно эти растворы, немного нагрейте и осторожно определите по запаху, в каких случаях реакции протекают до конца и почему. Составьте уравнения химических реакций, протекающих до конца, в молекулярном, ионном и сокращённом ионном виде.
3. Пользуясь растворами на столе, получите: гидроксид железа (III), сульфид меди (II), карбонат магния. Составьте уравнения химических реакций, протекающих до конца, в молекулярном, ионном и сокращённом ионном виде.

Оформление работы.

Результаты работы оформляются в виде таблицы:

Что делаю?	Что наблюдаю?	Примечание.

Вывод:

Содержание.

Введение.

Лабораторная работа №1.

Определение качественного состава органического соединения.

Лабораторная работа № 2.

Получение и свойства этилена. Изучение свойств бензола.

Лабораторная работа № 3.

Изучение свойства спиртов.

Лабораторная работа № 4. Получение и изучение свойств альдегидов и кетонов.

Лабораторная работа № 5. Изучение свойств карбоновых кислот.

Лабораторная работа № 6 Изучение свойства углеводов: глюкозы и крахмала.

Лабораторная работа № 7. Изучение свойства белков.

Лабораторная работа № 8. Идентификация органических соединений.

Лабораторная работа № 9. Получение, собирание и распознавание газов.

Лабораторная работа № 10. Изучение свойств и способов получения кислот, оснований и солей.

Лабораторная работа № 11. Распознавание классов неорганических веществ.

Лабораторная работа № 12. Изучение различных случаев гидролиза солей.

Лабораторная работа № 13. Изучение свойств металлов и их соединений.

Лабораторная работа № 14. Решение экспериментальных задач по неорганической химии.

Лабораторная работа № 15. Осуществление окислительно-восстановительных реакций.

Лабораторная работа № 16. Изучение термохимических реакций.

Лабораторная работа № 17. Изучение ионных процессов.

Использованная литература:

Печатные издания.

1. Химия. 10 класс: Учеб. для общеобразоват. учреждений/Х46 О.С.Габриелян, Ф.Н. Маскаев, С.Ю.Пономарев, В.И. Теренин; под ред. В.И.Теренина.-2-е изд., перераб. И доп.-М.:Дрофа, 2001.-304 с.:ил. ISBN 5-7107-4710-6
2. Габриелян О.С. Г12 Химия. 11 класс: Учеб. для общеобразоват. учреждений/ О.С.Габриелян, Г.Г.Лысова;.-2-е изд., перераб. И доп.-М.:Дрофа, 2002.-368 с.:ил. ISBN 5-7107-5429-3
3. Габриелян О.С. Г12 Химия. 10 класс.: Базовый уровень:Учеб. для общеобразоват. учреждений/ О.С.Габриелян.-5-е изд., стереотип. -М.:Дрофа, 2009.-191 с.:ил. ISBN 978-5-358-06909-1
4. Габриелян О.С. Г12 Химия. 11 класс.: Базовый уровень:Учеб. для общеобразоват. учреждений/ О.С.Габриелян.-4-е изд., стереотип. -М.:Дрофа, 2009.-223 с.:ил. ISBN 978-5-358-06571-0
5. Лабораторный практикум по химии. Л12:Рейтинг-система организации работы студента/М.В.Ольшевский, В.В. Гурылев, С.В. Диденко и др.; Под ред. М.В. Ольшевского; Владимир, 1999. 112 с. . ISBN 5-89368-159-2

Интернет-издания

1. Himhelp.ru Химический сервер <http://www.himhelp.ru/section25/section17/section95/>
2. Alhimikov.net <http://www.alhimikov.net/organika/Page-7.html>
3. Slovari.yandex.ru
<http://slovari.yandex.ru/~%D0%BA%D0%BD%D0%B8%D0%B3%D0%B8/%D0%91%D0%A1%D0%AD/%D0%9D%D1%83%D0%BA%D0%BB%D0%B5%D0%B8%D0%BD%D0%BE%D0%B2%D1%8B%D0%B5%20%D0%BA%D0%B8%D1%81%D0%BB%D0%BE%D1%82%D1%8B/>
4. Интерактивный мультимедиа учебник. Органическая Химия. © 1998—2012 Г.И. Дерябина, Г.В. Кантария <http://www.chemistry.ssu.samara.ru/chem6/index6.htm>.
5. Химуля.com , образовательный сайт учителя химии Пчёлкиной Г.В. ГОУ «Коми республиканский лицей при СыктГУ». <https://sites.google.com/site/himulacom/>

7. Chemistry.narod.ru Таблица растворимости.

<http://www.chemistry.narod.ru/tablici/rastvorimost.htm>

8. Школьный сектор- school-sector.relarn.ru [http://school-](http://school-sector.relarn.ru/nsm/chemistry/Rus/Data/Text/Ch2_8-1.html)

[sector.relarn.ru/nsm/chemistry/Rus/Data/Text/Ch2_8-1.html](http://school-sector.relarn.ru/nsm/chemistry/Rus/Data/Text/Ch2_8-1.html) .

9. Chemguru.ru Решение задач по химии. [http://www.chemguru.ru/information/40-](http://www.chemguru.ru/information/40-himicheskaja-kinetika-i-ravnovesie)

[himicheskaja-kinetika-i-ravnovesie](http://www.chemguru.ru/information/40-himicheskaja-kinetika-i-ravnovesie)

Приложение.

1. Таблица значений электроотрицательностей химических элементов по Полингу.

Электроотрицательность (χ) химических элементов по Л. Полингу¹

№	Элемент	χ	№	Элемент	χ	№	Элемент	χ
1	H	2,20	33	As	2,18	65	Tb	–
2	He	–	34	Se	2,55	66	Dy	1,22
3	Li	0,98	35	Br	2,96	67	Ho	1,23
4	Be	1,57	36	Kr	–	68	Er	1,24
5	B	2,04	37	Rb	0,82	69	Tm	1,25
6	C	2,55	38	Sr	0,95	70	Yb	–
7	N	3,04	39	Y	1,22	71	Lu	1,0
8	O	3,44	40	Zr	1,33	72	Hf	1,3
9	F	3,98	41	Nb	1,6	73	Ta	1,5
10	Ne	–	42	Mo	2,16	74	W	1,7
11	Na	0,93	43	Tc	2,10	75	Re	1,9
12	Mg	1,31	44	Ru	2,2	76	Os	2,2
13	Al	1,61	45	Rh	2,28	77	Ir	2,2
14	Si	1,90	46	Pd	2,20	78	Pt	2,2
15	P	2,19	47	Ag	1,93	79	Au	2,4
16	S	2,58	48	Cd	1,69	80	Hg	1,9
17	Cl	3,16	49	In	1,78	81	Tl	1,8
18	Ar	–	50	Sn	1,96	82	Pb	1,8
19	K	0,82	51	Sb	2,05	83	Bi	1,9
20	Ca	1,00	52	Te	2,1	84	Po	2,0
21	Sc	1,36	53	I	2,66	85	At	2,2
22	Ti	1,54	54	Xe	2,60	86	Rn	–
23	V	1,63	55	Cs	0,79	87	Fr	0,7
24	Cr	1,66	56	Ba	0,89	88	Ra	0,9
25	Mn	1,55	57	La	1,10	89	Ac	1,1
26	Fe	1,83	58	Ce	1,12	90	Th	1,3
27	Co	1,88	59	Pr	1,13	91	Pa	1,5
28	Ni	1,91	60	Nd	1,14	92	U	1,7
29	Cu	1,90	61	Pm	–	93	Np	1,3
30	Zn	1,65	62	Sm	1,17	94	Pu	1,3
31	Ga	1,81	63	Eu	–			
32	Ge	2,01	64	Gd	1,20			

¹ Данные из справочного издания: CRS Handbook of Chemistry and Physics, 87th Edition / Ed. D. R. Lide. – Taylor & Francis: CRC Press, 2007. – P. 9.77.

2. Периодическая система химических элементов им. Д.И.Менделеева.

		Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева										VII	VIII			
I		II		III		IV		V		VI		(H)	2 He		 Периодический закон открыт Д.И. Менделеевым в 1869 г.	
1	1	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne							
2	2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne							
3	3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar							
4	4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni					
5	5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd					
6	6	Cs	Ba	La*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt					
7	7	Fr	Ra	Ac**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds					
8	8	Ra	Uub	(Uut)	(Uuq)	(Uup)	(Uuh)	(Uus)	(Uuo)							
9	9	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn							
10	10	Fr	Ra	Ac**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds					
11	11	Rg	Uub	(Uut)	(Uuq)	(Uup)	(Uuh)	(Uus)	(Uuo)							

* Лантаноиды

Ce 58	Pr 59	Nd 60	Pm 61	Sm 62	Eu 63	Gd 64	Tb 65	Dy 66	Ho 67	Er 68	Tm 69	Yb 70	Lu 71
140,12	140,9077	144,24	[142]	150,36	151,96	157,25	158,9254	162,50	164,9304	167,26	168,9342	173,04	174,967
церий	примесий	неодим	прометий	самарий	европий	гадолиний	тербий	диurioий	гольмий	эрбий	тулий	иттербий	лютеций

** Актинοиды

Th 90	Pa 91	U 92	Np 93	Pu 94	Am 95	Cm 96	Bk 97	Cf 98	Es 99	Fm 100	Md 101	No 102	Lr 103
232,0381	[231]	238,0289	[237]	[244]	[243]	[247]	[247]	[251]	[252]	[257]	[258]	[259]	[260]
торий	протактиний	уран	нептуний	плутоний	амерсий	курий	берклий	калifornий	эйнштейний	фермий	менделеевий	нобий	лоренсий

Целое число в скобках – массовое число наиболее устойчивого изотопа

3. Таблица растворимости.

Катионы	Анионы										
	OH ⁻	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	NO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻
H ⁺	P	P	P	P	P	M	P	-	H	P	P
Na ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
K ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
NH ₄ ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Mg ²⁺	H	PK	P	P	P	M	P	H	PK	P	PK
Ca ²⁺	M	HK	P	P	P	M	P	H	PK	M	PK
Sr ²⁺	M	HK	P	P	P	P	P	H	PK	PK	PK
Ba ²⁺	P	PK	P	P	P	P	P	H	PK	HK	PK
Sn ²⁺	H	P	P	P	M	PK	P	H	H	P	H

Pb ²⁺	Н	Н	М	М	М	ПК	Р	Н	Н	Н	Н
Al ³⁺	Н	М	Р	Р	Р	Г	Р	Г	НК	Р	ПК
Cr ³⁺	Н	Р	Р	Р	Р	Г	Р	Г	Н	Р	ПК
Mn ²⁺	Н	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Н	Н	Р	Н
Fe ²⁺	Н	М	Р	Р	Р	Н	Р	Н	Н	Р	Н
Fe ³⁺	Н	Р	Р	Р	-	-	Р	Г	Н	Р	ПК
Co ²⁺	Н	М	Р	Р	Р	Н	Р	Н	Н	Р	Н
Ni ²⁺	Н	М	Р	Р	Р	ПК	Р	Н	Н	Р	Н
Cu ²⁺	Н	М	Р	Р	-	Н	Р	Г	Н	Р	Н
Zn ²⁺	Н	М	Р	Р	Р	ПК	Р	Н	Н	Р	Н
Cd ²⁺	Н	Р	Р	Р	Р	ПК	Р	Н	Н	Р	Н
Hg ²⁺	Н	Р	Р	М	НК	НК	Р	Н	Н	Р	Н
Hg ₂ ²⁺	Н	Р	НК	НК	НК	ПК	Р	Н	Н	М	Н
Ag ⁺	Н	Р	НК	НК	НК	НК	Р	Н	Н	М	Н

Условные обозначения:

Р	вещество хорошо растворимо в воде
М	малорастворимо
Н	практически нерастворимо в воде, но легко растворяется в слабых или разбавленных кислотах
ПК	нерастворимо в воде и растворяется только в сильных неорганических кислотах
НК	нерастворимо ни в воде, ни в кислотах
Г	полностью гидролизуеться при растворении и не существует в контакте с водой
-	вещество вообще не существует

4. Стандартные теплоты (энтальпии) образования ΔH°_{298} некоторых веществ

Вещество	Состояние	ΔH°_{298} , кДж/моль	Вещество	Состояние	ΔH°_{298} , кДж/моль
C_2H_2	г	+226,75	CO	г	-110,52
CS_2	г	+115,28	CH_3OH	г	-201,17
NO	г	+90,37	C_2H_5OH	г	-235,31
C_6H_6	г	+82,93	H_2O	г	-241,83
C_2H_4	г	+52,28	H_2O	ж	-285,84
H_2S	г	-20,15	NH_4Cl	к	-315,39
NH_3	г	-46,19	CO_2	г	-393,51
CH_4	г	-74,85	Fe_2O_3	к	-822,10
C_2H_6	г	-84,67	$Ca(OH)_2$	к	-986,50
HCl	г	-92,31	Al_2O_3	к	-1669,80