



Федеральное агентство по рыболовству
БГАРФ ФГБОУ ВО «КГТУ»
Калининградский морской рыбопромышленный колледж

Утверждаю
Заместитель начальника колледжа
по учебно-методической работе
А.И.Колесниченко

ООД.12 ХИМИЯ

Методическое пособие для выполнения лабораторных занятий
по специальности

43.02.15 Поварское и кондитерское дело

МО–43 02 15-ООД.12.ЛЗ

РАЗРАБОТЧИК	Каньшина А.С.
ЗАВЕДУЮЩИЙ ОТДЕЛЕНИЕМ	Судьбина Н.А.
ГОД РАЗРАБОТКИ	2025

МО-43 02 15-ООД.12.ЛЗ	КМРК БГАРФ ФГБОУ ВО «КГТУ»	
	ХИМИЯ	С. 2/40

Содержание

Введение	3
Перечень лабораторных занятий	5
Лабораторное занятие № 1 Ознакомление с лабораторным оборудованием и правилами техники безопасности	6
Лабораторное занятие № 2 Свойства оксидов и оснований.....	10
Лабораторное занятие № 3 Свойства кислот.....	12
Лабораторное занятие № 4 Реакции ионного обмена	17
Лабораторное занятие № 5 Окислительные свойства хроматов.....	21
Лабораторное занятие № 6 Гидролиз солей различного типа.....	23
Лабораторное занятие № 7 Изучение свойств метана и этилена	26
Лабораторное занятие № 8 Изучение свойств альдегидов	30
Лабораторное занятие № 9 Изучение свойств карбоновых кислот	32
Лабораторное занятие № 10 Качественные реакции на неорганические вещества.....	35
Список использованных источников	40

МО-43 02 15-ООД.12.ЛЗ	КМРК БГАРФ ФГБОУ ВО «КГТУ»	
	ХИМИЯ	С. 3/40

Введение

Методические указания по выполнению лабораторных занятий составлено в соответствии с рабочей программой дисциплины ООД.12 Химия для обучающихся по специальности 43.02.15 Поварское и кондитерское дело.

Рабочей программой предусмотрено 20 академических часов на проведение 10 лабораторных занятий.

Целью проведения лабораторных занятий является закрепление теоретических знаний, отработка приемов и приобретение необходимых навыков лабораторных исследований. Лабораторный практикум направлен на стимулирование познавательного интереса обучающихся и ориентирован на будущую профессиональную деятельность.

Перед проведением лабораторного занятия обучающиеся обязаны проработать соответствующий материал, уяснить цель занятия, ознакомиться с содержанием и последовательностью его проведения, а преподаватель – проверить их знания и готовность к выполнению работы, провести инструктаж по технике безопасности.

Лабораторные занятия выполняются в оборудованном кабинете химии. Для выполнения лабораторного занятия учебная группа разбивается на две подгруппы (по 12–15 человек). Некоторые опыты могут быть вынесены на демонстрационный эксперимент. Перед выполнением первого лабораторного занятия проводится вводный инструктаж по технике безопасности для учащихся об общих правилах работы и поведения в лаборатории по специальной инструкции. Отметка о проведении вводного инструктажа по технике безопасности делается в специальном журнале под роспись учащихся. При подготовке к лабораторному занятию преподаватель и лаборант проверяют исправность необходимого оборудования и комплектование рабочего места учащегося.

После выполнения опыта обучающийся должен записать результат испытания с приведением необходимых таблиц, уравнений реакций и расчетных формул. В конце отчета по лабораторному занятию обучающийся должен сделать заключение (вывод), сопоставив опытные данные с теоретическими выкладками, со справочными данными.

Записи делаются лаконично и аккуратно в специальной тетради, таблицы и графики – карандашом.

В процессе выполнения лабораторных занятий необходимо развивать познавательный интерес, самостоятельность обучающегося, обращать особое

МО-43 02 15-ООД.12.ЛЗ	КМРК БГАРФ ФГБОУ ВО «КГТУ»	
	ХИМИЯ	С. 4/40

внимание на интегративный принцип в обучении, прививать студентам умение тщательно выполнять работу, бережно относиться к лабораторной посуде и приборам, экономно расходовать реактивы, строго соблюдать меры безопасности при работе в кабинете, рационально использовать рабочее время.

Контроль и оценка знаний, обучающихся должны проводиться систематически после изучения каждой темы предмета. Это должно осуществляться путем фронтального и индивидуального опроса, тестирования, защитой контрольной задачи по результатам собеседования во время лабораторных занятий. При оценке лабораторного занятия учитываются техника ее выполнения, качество оформления лабораторного журнала, точность результатов анализа.

После каждого лабораторного занятия проводится зачет. На зачете обучающийся должен: знать теорию по данной теме; пояснить, как проводится лабораторный эксперимент; уметь проанализировать полученные результаты (в соответствии с основными требованиями к знаниям и умениям по данной теме рабочей программы).

В результате освоения материала по лабораторным занятиям у обучающихся формируются следующие компетенции: ОК 01, 02, 04, 07.

К выполнению лабораторных занятий обучающиеся допускаются только после прохождения инструктажа и обучения правилам техники безопасности и противопожарным правилам, проверки усвоения правил и соответствующего оформления допуска к работе в специальном журнале.

Правила техники безопасности. Обучающиеся несут личную ответственность за несоблюдение требований техники безопасности.

МО-43 02 15-ООД.12.ЛЗ	КМРК БГАРФ ФГБОУ ВО «КГТУ»	
	ХИМИЯ	С. 5/40

Перечень лабораторных занятий

№ п/п	Наименование лабораторного занятия	Кол-во часов
1	Ознакомление с лабораторным оборудованием и правилами техники безопасности	2
2	Свойства оксидов и оснований	2
3	Свойства кислот	2
4	Реакции ионного обмена	2
5	Окислительные свойства хроматов	2
6	Гидролиз солей различного типа	2
7	Изучение свойств метана и этилена	2
8	Изучение свойств альдегидов	2
9	Изучение свойств карбоновых кислот	2
10	Качественные реакции на неорганические вещества	2
Итого		20

МО-43 02 15-ООД.12.ЛЗ	КМРК БГАРФ ФГБОУ ВО «КГТУ»	
	ХИМИЯ	С. 6/40

Лабораторное занятие № 1 Ознакомление с лабораторным оборудованием и правилами техники безопасности

Цель работы:

- Изучить правила техники безопасности при работе в химической лаборатории (кабинете).
- Познакомиться с устройством и основными приёмами обращения с лабораторным оборудованием.
- Сформировать компетенции ОК 01, 02, 04, 07.

Используемые источники: [1], [2].

Материальное обеспечение:

Лабораторное оборудование: штатив, пробирки, спиртовка, мерный цилиндр, шпатель, химический стакан, ступка и пестик, пипетка, воронка, фильтровальная бумага

1. Изучить правила техники безопасности (кратко оформить в тетрадь)

Правила техники безопасности. Обучающиеся несут личную ответственность за несоблюдение требований техники безопасности. Далее перечислены основные требования техники безопасности.

1. При выполнении лабораторных занятий следует строго руководствоваться методическими пособиями. Любое отклонение от методики или порядка анализа возможно только с разрешения преподавателя.

2. Работая с химическими реактивами, необходимо избегать их попадания на руки. Нельзя трогать лицо и глаза руками в процессе работы. Запрещается принимать пищу в кабинете, в т.ч. жевательную резинку. После работы необходимо тщательно вымыть руки.

3. Запрещается пробовать химические вещества на вкус. Нюхать химические вещества можно, только направляя к себе пары или газы движением руки, а не вдыхая запах полной грудью.

4. Для работы можно использовать только реактивы, находящиеся в химической посуде, снабженной этикетками с названиями реактивов.

5. Запрещается наклонять над сосудом, в который наливается жидкость или в котором она нагревается (кипит), так как брызги жидкости могут попасть в лицо и глаза. Запрещается нагревать жидкости в герметически закрытой посуде.

МО-43 02 15-ООД.12.ЛЗ	КМРК БГАРФ ФГБОУ ВО «КГТУ»	
	ХИМИЯ	С. 7/40

7. При перемещении колб и химических стаканов с горячими жидкостями нужно соблюдать повышенную осторожность.

8. Запрещается включение посторонних электроприборов, в частности зарядных устройств мобильных телефонов, без разрешения преподавателя.

9. При нагревании вещества в пробирке её сначала необходимо целиком прогреть над пламенем; отверстие пробирки направлять в сторону от себя, и от соседей.

10. Соблюдать особую осторожность при работе с едкими веществами – кислотами и щелочами! При разбавлении кислоту медленно наливают тонкой струйкой в воду!!!

Первая помощь при несчастных случаях

При ожогах необходимо соблюдать следующие правила:

- при попадании кислот и щелочей на кожу и при небольшом ожоге пораженное место немедленно промывают большим количеством проточной водопроводной воды в течение 10 - 30 мин;

- при термических ожогах после обработки водой обожженное место промывают раствором перманганата калия или этиловым спиртом и смазывают мазью от ожогов;

- при химических ожогах кислотой обожженное место после обработки водой промывают 5 % - ным раствором пищевой соды. При ожоге щелочью обожженное место после обработки водой промывают 5 %-м раствором уксусной кислоты;

- при значительных площадях поражения или при попадании кислот и щелочей в глаза необходима срочная медицинская помощь.

В случае пореза рану следует обработать раствором йода или пероксида водорода.

При засорении глаз твердыми частицами не тереть глаза, не делать попыток самому удалить соринку, а немедленно обратиться к врачу.

При отравлении химическими веществами необходимо вызвать врача и одновременно приступить к оказанию первой помощи. Если отравление вызвано вдыханием ядовитых паров или газов, необходимо вынести пострадавшего на свежий воздух, если же оно произошло в результате попадания яда вовнутрь – вызвать рвоту и дать противоядие, в случае необходимости сделать искусственное дыхание. Искусственное дыхание противопоказано при отравлении хлором.

2.1 Рассмотреть и нарисовать спиртовку, обозначить её составные части

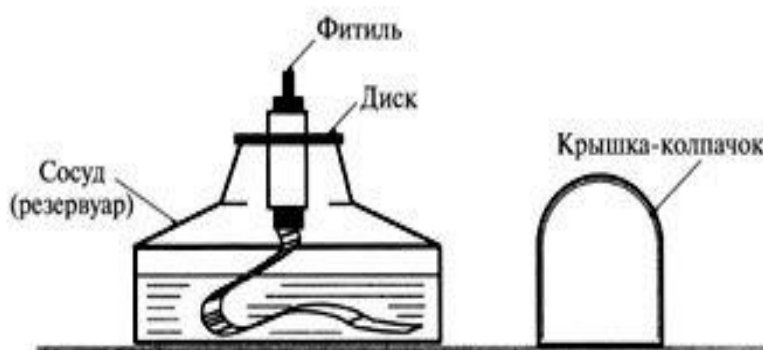


Рисунок 1 – Спиртовка

Правила работы со спиртовкой:

1. Снять колпачок
2. Проверить плотно ли прилегает диск к отверстию сосуда
3. Зажечь спиртовку горячей спичкой (**НЕЛЬЗЯ ЗАЖИГАТЬ СПИРТОВКУ ОТ ДРУГОЙ ГОРЯЩЕЙ СПИРТОВКИ!**)
4. Погасить спиртовку накрыв пламя колпачком.

2.2 Изучить строение пламени, сделать рисунок:

СТРОЕНИЕ ПЛАМЕНИ

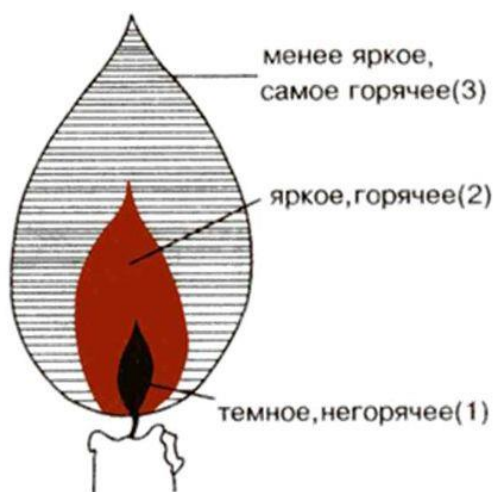
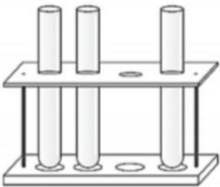


Рисунок 2 – Пламя

3. Рассмотреть и нарисовать образцы химической посуды

Таблица 1 – Назначение основного химического оборудования

Рисунок	Назначение
 Штатив с пробирками	
 Химический стакан	
 Мерный цилиндр	
 Колба коническая	
 Пипетка	

<i>Рисунок</i>	<i>Назначение</i>
 Ступка и пестик	
 Воронка	
 Шпатель	

Сформулировать вывод, обосновав необходимость соблюдения правил техники безопасности.

Лабораторное занятие № 2 Свойства оксидов и оснований

Цель работы:

- Изучить свойства оксидов на примере основного.
- Изучить свойства оснований.
- Рассмотреть амфотерность.
- Сформировать компетенции ОК 1, 2, 4, 7, ЛР 01, 04, 10, 18, 25.

Используемые источники: [1], [2]

Материальное обеспечение:

<i>Оборудование:</i>	<i>Реактивы:</i>
Пробирки	Натрий металлический
Спиртовка	Оксид кальция
Стеклянная палочка	Гидроксид натрия, раствор
Стакан	Сульфат меди (II), раствор
Пинцет	Сульфат железа (III), раствор
	Сульфат алюминия, раствор

МО-43 02 15-ООД.12.ЛЗ	КМРК БГАРФ ФГБОУ ВО «КГТУ»	
	ХИМИЯ	С. 11/40

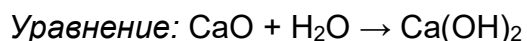
	Соляная кислота, раствор
	Фенолфталеин
	Лакмус
	Метилоранж

Выполнение работы:

Опыт 1 Взаимодействие основного оксида с водой

В пробирку внести немного (на кончике шпателя) оксида кальция, добавить воды, перемешать. К полученному раствору добавить несколько капель фенолфталеина или лакмуса.

Наблюдение: малиновый цвет. Оксид кальция (жженная известь) активно поглощает воду с выделением тепла

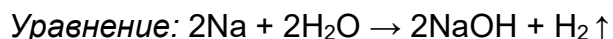


Опыт 2 Получение оснований в результате взаимодействия металла с водой.

В фарфоровую чашку или стакан налить до половины объема дистиллированной воды. Извлечь пинцетом из банки кусочек металлического натрия, очистить его фильтрованной бумагой от керосина и поместить в чашу с водой. Что наблюдается?

Нанесите стеклянной палочкой каплю раствора гидроксида натрия на полоску лакмуса, наблюдайте за окраской индикатора. В две пробирки налейте по 0,5 мл разбавленного раствора гидроксида натрия и в одну из них добавить несколько капель раствора метилового оранжевого, а в другую — раствор фенолфталеина, наблюдать за изменением окраски раствора. Результаты наблюдений записать в отчет в виде таблицы:

Основание	Окраска индикаторов		
	Лакмус	Метилоранж	Фенолфталеин
NaOH			



Опыт 3 Получение гидроксидов при взаимодействии соли со щелочью.

В три пробирки налить 1-2 мл раствора солей:

в первую – сульфат железа(III),

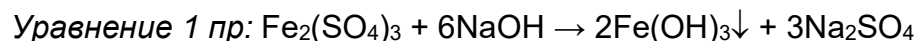
во вторую – сульфат меди(II),

в третью – сульфат магния.

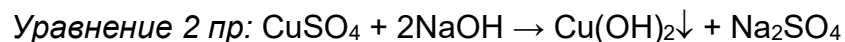
Добавить в каждую пробирку по 1-2 мл раствора щелочи.

МО-43 02 15-ООД.12.ЛЗ	КМРК БГАРФ ФГБОУ ВО «КГТУ»	
	ХИМИЯ	С. 12/40

Наблюдение 1 пр: красновато-коричневые кристаллы кубической формы



Наблюдение 2 пр: выпадение осадка ярко-голубого цвета



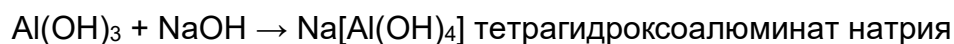
Наблюдение 3 пр: осадок представляет собой вещество белого цвета, кристаллы которого при нагревании разлагаются. Не растворяется в воде.



Опыт 4 Свойства амфотерных гидроксидов

В пробирку налить 1-2 мл раствора сульфата алюминия и добавлять по каплям раствор щелочи до образования осадка. Полученный осадок поместить в две пробирки. В одну пробирку влить немного раствора гидроксида натрия, в другую соляной кислоты.

Наблюдение: белый осадок гидроксида алюминия растворяется под действием щёлочи



Оформить вывод, описав свойства оснований и способы их получения

Вопросы для самопроверки:

1. Охарактеризовать свойства основных оксидов
2. Перечислить основные свойства оснований.
3. Перечислить применяемые индикаторы и их окраску.
4. Что такое амфотерность?

Лабораторное занятие № 3 Свойства кислот

Цель работы:

- Рассмотреть закономерности протекания реакций с кислотами.
- Сформировать компетенции ОК 1, 2, 4, 7, ЛР 01, 04, 10, 18, 25.

Используемые источники: [1], [2]

Материальное обеспечение:

<i>Оборудование:</i>	<i>Реактивы:</i>
Пробирки	Цинк мет., гранулы
Спиртовка	Серная кислота, раствор
Стеклянная палочка	Соляная кислота, 1м раствор
Фарфоровая чашка	Оксид меди(II)
	Гидроксид натрия, 1м раствор

МО-43 02 15-ООД.12.ЛЗ	КМРК БГАРФ ФГБОУ ВО «КГТУ»	
	ХИМИЯ	С. 13/40

	Нитрат серебра, раствор
	Универсальный индикатор

Теоретическая часть:

Кислотами называются сложные вещества, состоящие из атомов водорода и кислотных остатков.

С точки зрения теории электролитической диссоциации кислоты – это электролиты, диссоциирующие в водных растворах на катионы только водорода H^+ и анионы кислотных остатков.

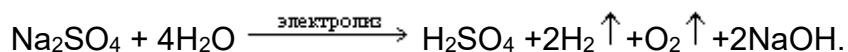
Получение

1. Бескислородные кислоты получают синтезом из простых веществ летучих соединений с последующим растворением их в воде. Например:

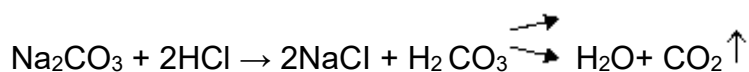
$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$ – хлороводород, газ. Растворяем его в воде, получаем HCl – хлороводородную кислоту – жидкость.

2. Растворение соответствующего оксида в воде: $P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$.

3. Электролиз растворов солей:



4. Взаимодействие растворимой соли с сильной кислотой (получают нерастворимые, легколетучие, слабые кислоты): $Na_2SiO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2SiO_3 \downarrow$



Физические свойства

Большинство неорганических кислот жидкости, смешивающиеся с водой в любых соотношениях, затвердевающие при низких температурах; фосфорная кислота - кристаллическое, похожее на лед вещество, хорошо растворяется в воде. Кремниевая кислота твердое вещество, нерастворимое в воде. Некоторые кислоты существуют только в растворе $H_2Cr_2O_7$, $HMnO_4$. Их гидратированные анионы окрашены в характерные цвета: оранжевый, фиолетовый. Наконец, такие кислоты, как хлороводородная, бромоводородная – летучие, поэтому обладают резким запахом. Кислоты имеют кислый вкус.

Химические свойства

1. Изменение цвета индикаторов:

фенолфталеин – бесцветный,

лакмус – розовый,

метилоранж – красный.

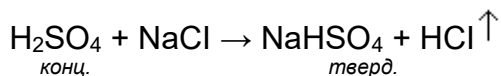
МО-43 02 15-ООД.12.ЛЗ	КМРК БГАРФ ФГБОУ ВО «КГТУ»	
	ХИМИЯ	С. 14/40

2. Взаимодействие с основаниями с образованием соли и воды (реакция нейтрализации): $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$.

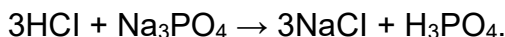
3. Взаимодействие с основными оксидами: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

4. Взаимодействие с солями:

а) менее летучие кислоты вытесняют более летучие из их солей:



б) более сильные кислоты вытесняют менее сильные из растворов их солей:



5. Взаимодействие с металлами различных кислот протекает согласно положению металлов в ряду напряжений, который характеризует окислительно-восстановительную способность электрохимической системы «металл - ион металла»:

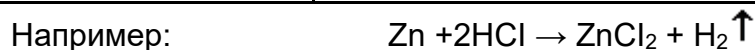


Исходя из этого, все металлы удобно разделить на три условные группы:

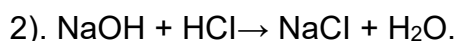
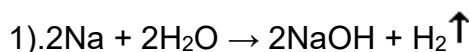
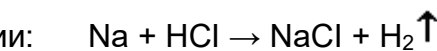
Активные	Средней активности	Малоактивные
Li K Ca Mg Al	Ti Cr Zn Fe Ni Sn Pb	Cu Ag Au

Взаимодействие металлов с хлороводородной кислотой

Активные	Средней активности	Малоактивные
Реагируют	Реагируют (пассивируется Pb)	Не реагируют



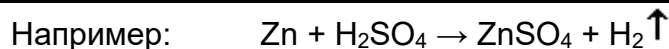
Щелочные и щелочноземельные металлы с растворами кислот взаимодействуют в две стадии:



Малоактивные металлы, расположенные в ряду напряжений правее водорода, из разбавленного раствора кислоты его не вытесняют: $\text{Cu} + \text{HCl} \rightarrow$

Взаимодействие металлов с разбавленной серной кислотой

Активные	Средней актив.	Малоактивные
Реагируют	Реагируют (пассивируется Pb)	Не реагируют



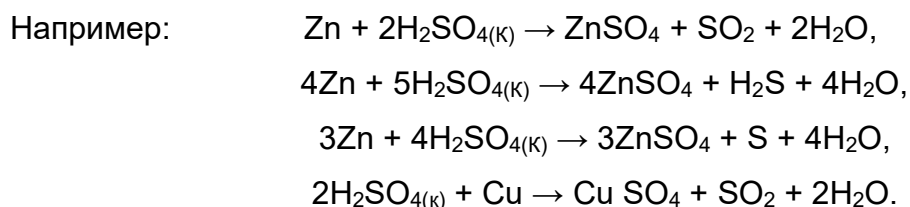
Малоактивные металлы, расположенные в ряду напряжений правее водорода, из разбавленного раствора кислоты его не вытесняют: $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

Взаимодействие металлов с концентр. Серной кислотой

Активные	Средней активности	Малоактивные
Реагируют	Реагируют (пассивируются Al, Fe)	Реагируют Cu, Hg не реагируют Ag, Au, Pt

В результате взаимодействия образуются сульфат металла, вода и один из продуктов окисления серной кислоты:

S, H ₂ S, SO ₂	S, H ₂ S, SO ₂	SO ₂
--------------------------------------	--------------------------------------	-----------------



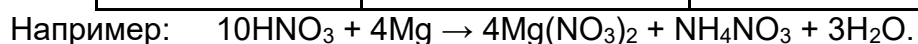
Холодная концентрированная серная кислота пассивирует Al, Fe; при нагревании пассивирующие пленки растворяются, и взаимодействие с кислотой протекает интенсивно.

Взаимодействие металлов с разбавленной азотной кислотой

Активные	Средней активности	Малоактивные
Реагируют	Реагируют (пассивируется Ti)	Реагируют Cu, Hg, Ag, не реагируют Au, Pt

В результате взаимодействия образуются нитрат металла, вода и один из продуктов окисления азотной кислоты:

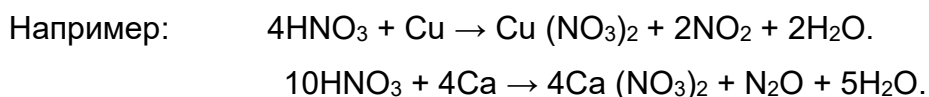
NH ₃ , NH ₄ NO ₃	N ₂ или N ₂ O	NO
---	-------------------------------------	----



Взаимодействие металлов с концентрированной азотной кислотой

Активные	Средней активности	Малоактивные
Реагируют	Реагируют (пассивируются Ti, Al, Cr, Fe)	Реагируют Cu, Hg, Ag, не реагируют Au, Pt

В результате взаимодействия образуются нитрат металла, вода и NO₂ (газ бурого цвета). При взаимодействии с кислотой активных металлов возможно выделение N₂O.



При взаимодействии азотной кислоты любой концентрации и

концентрированной серной с металлами **водород никогда не выделяется**.

Холодная концентрированная азотная кислота пассивирует следующие металлы Fe, Cr, Al, Ti, но при нагревании взаимодействие этих металлов с кислотой протекает энергично.

6. Взаимодействие с неметаллами азотной и концентрированной серной кислот:



7. При нагревании некоторые кислоты разлагаются: $H_2SiO_3 \xrightarrow{t^{\circ}C} H_2O + SiO_2$.

Выполнение работы:

Опыт 1 Взаимодействие кислот с металлами

В пробирку поместить кусочек цинка и прилить 1-2 мл разбавленной серной кислоты.

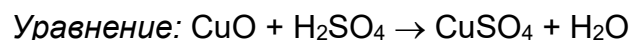
Наблюдение: цинк вытесняет водород в виде пузырьков газа



Опыт 2 Взаимодействие кислот с основными оксидами

В пробирку внесли немного оксида меди (II), добавить 1-2 мл раствора серной кислоты и нагреть до полного растворения. В какой цвет окрашивается раствор?

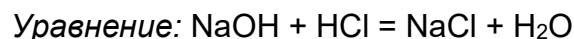
Наблюдение: в реакции образовался обмен сульфат меди голубого цвета. Кристаллогидрат сульфата меди $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ имеет исторически сложившееся название – медный купорос.



Опыт 3 Взаимодействие кислоты с основанием

В фарфоровую чашку налить примерно 5 мл 1м раствора соляной кислоты и прибавлять по каплям 1 м раствор гидроксида натрия. После прибавления каждой пропорции раствор перемешивать стеклянной палочкой и испытывать его действие на лакмус, перенося каплю раствора (этой же палочкой) на лакмусовую бумагу. Необходимо получить нейтральный раствор, который не должен изменять цвет ни синий, ни красной лакмусовой бумаги.

Наблюдение: малиновая окраска фенолфталеина исчезает под действием катионов водорода соляной кислоты (нейтрализация)



Опыт 4 Взаимодействие соли с кислотой

В пробирку налить 1-2 мл разбавленной соляной кислоты и добавить немного раствора нитрата серебра.

МО-43 02 15-ООД.12.ЛЗ	КМРК БГАРФ ФГБОУ ВО «КГТУ»	
	ХИМИЯ	С. 17/40

Наблюдение: выпадет в осадок белого цвета

Уравнение: $\text{HCl} + \text{AgNO}_3 = \text{HNO}_3 + \text{AgCl} \downarrow$

Оформить вывод, обосновав свойства кислот, используя генетическую взаимосвязь между классами неорганической химии.

Вопросы для самопроверки:

1. Что называется кислотой?
2. Какие свойства проявляют кислоты?
3. С какими металлами взаимодействуют кислоты?

Лабораторное занятие № 4 Реакции ионного обмена

Цель работы:

- Изучить особенности протекания РИО.
- Сформировать компетенции ОК 01, 02, 04, 07, ЛР 01, 04, 10, 18, 25.

Используемые источники: [1], [2].

Материальное обеспечение:

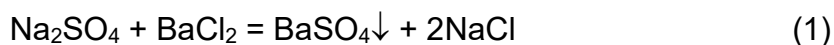
<i>Оборудование:</i>	<i>Реактивы:</i>
Пробирки	Гидроксид натрия, раствор
Спиртовка	Соляная кислота, раствор
Стеклянная палочка	Хлорид железа (III), раствор
	Сульфат меди (II), раствор
	Карбонат кальция, тв.
	Гидрокарбонат натрия (пищевая сода)
	Фенолфталеин
	Дистиллированная вода

Теоретическая часть:

Так как молекулы электролитов в растворах распадаются на ионы, то и реакции в растворах электролитов происходят между ионами.

Реакции, протекающие между ионами, называются ионными реакциями.

С участием ионов могут протекать как обменные, так и окислительно-восстановительные реакции. Например, взаимодействие между растворами двух солей:



Это уравнение является *молекулярным уравнением*, так как формулы всех веществ записаны в виде молекул.

С учетом диссоциации сильных электролитов уравнение реакции можно записать так:



МО-43 02 15-ООД.12.ЛЗ	КМРК БГАРФ ФГБОУ ВО «КГТУ»	
	ХИМИЯ	С. 18/40

Такое уравнение называется *полным ионным уравнением*.

Ионы Na^+ и Cl^- имеются и в левой, и в правой частях уравнения, т. е. эти ионы в реакции участия не принимают, их можно исключить из уравнения:



Полученное уравнение называется *сокращенным ионным уравнением*.

В уравнениях реакций ставят знак $\downarrow$, если среди продуктов реакции есть осадок — нерастворимые или малорастворимые вещества. Знак $\uparrow$ показывает газообразные и летучие соединения.

В ионных уравнениях формулы веществ записывают в виде ионов или в виде молекул.

В виде ионов записывают формулы:

- сильных кислот (HClO_4 , H_2SO_4 , HNO_3 , HI и др.);
- сильных оснований (щелочей - CsOH , NaOH , KOH , Ca(OH)_2 , Ba(OH)_2 и др.);
- растворимых в воде солей (NaBr , KNO_3 , BaCl_2 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и др.).

В виде молекул записывают формулы:

- воды H_2O ;
- слабых кислот (HNO_2 , HCN , H_2CO_3 , H_2SO_3 , CH_3COOH и др.);
- слабых оснований (NH_4OH , Cu(OH)_2 , Fe(OH)_3 и др.);
- малорастворимых солей ($\downarrow$): AgCl , BaSO_4 , CaCO_3 , FeS и др.;
- амфотерных гидроксидов ($\downarrow$): Al(OH)_3 , Zn(OH)_2 , Cr(OH)_3 и др.

Большая часть молекул слабых электролитов в растворе не диссоциирует на ионы.

В виде молекул также записывают:

- формулы газообразных веществ (CO_2 , SO_2 , H_2 , H_2S , NH_3 и др.);
- формулы оксидов металлов и неметаллов (Na_2O , CaO , P_2O_5 , SiO_2 , B_2O_3 и др.)

Реакции обмена в водных растворах электролитов могут быть: практически необратимыми, т. е. протекать до конца и обратимыми, т. е. протекать одновременно в двух противоположных направлениях.

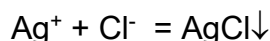
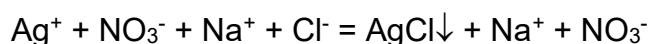
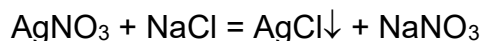
1) *Реакции между сильными электролитами в растворах протекают до конца, или практически необратимы*, когда ионы соединяются друг с другом и образуют:

а) *малорастворимые вещества*

Реакции с образованием малорастворимых веществ, выпадающих в осадок ($\downarrow$).

Составим молекулярное и ионное уравнения реакции между нитратом

серебра (I) AgNO_3 и хлоридом натрия NaCl :

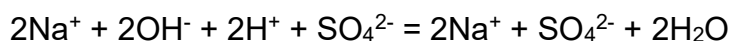
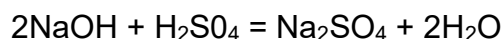


Эта реакция обмена необратима, потому что один из продуктов уходит из сферы реакции в виде нерастворимого вещества.

б) *малодиссоциирующие вещества* — слабые электролиты

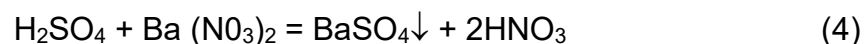
Реакции, идущие с образованием малодиссоциирующих веществ (слабых электролитов).

Молекулярное и ионное уравнения реакции нейтрализации между растворами гидроксида натрия NaOH и серной кислоты H_2SO_4 :

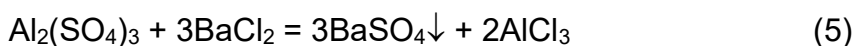
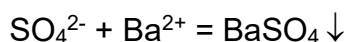
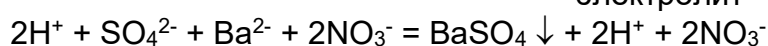


или, сокращая коэффициенты, получим: $\text{OH}^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}$.

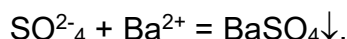
В результате реакции нейтрализации ионы водорода H^+ и гидроксид-ионы OH^- образуют малодиссоциирующие молекулы воды. Процесс нейтрализации идет до конца, т. е. эта *реакция необратима*.



сильные электролиты сильный
электролит



сильные электролиты сильный
электролит



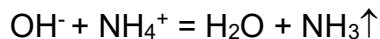
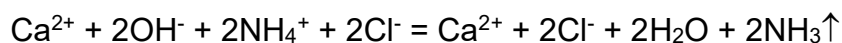
Сущность реакций (4) и (5), как и реакции (1), заключается в связывании ионов SO_4^{2-} и Ba^{2+} с образованием нерастворимой соли BaSO_4 .

в) *газообразные или летучие вещества*

Реакции, протекающие с образованием газообразных веществ.

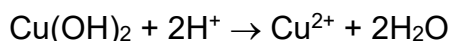
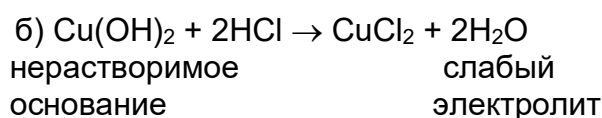
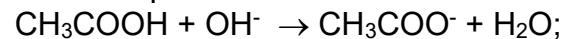
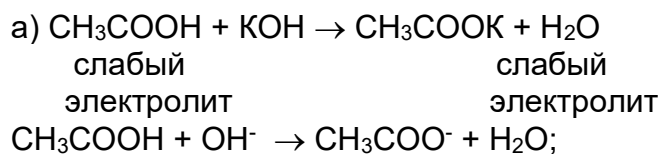
Молекулярное и ионное уравнения реакции между растворами гидроксида кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и хлорида аммония NH_4Cl :



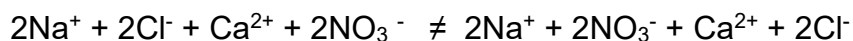
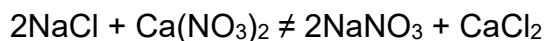


Эта реакция обмена необратима, потому что образуются газ аммиак NH_3 и малодиссоциирующее вещество вода.

2) Если среди исходных веществ имеются слабые электролиты или малорастворимые вещества, то такие реакции являются обратимыми, т. е. до конца не протекают. Например:



Если исходными веществами реакций обмена являются *сильные электролиты*, которые при взаимодействии *не образуют* малорастворимых или малодиссоциирующих веществ, то такие *реакции не протекают*. При смешивании их растворов *образуется смесь ионов*, которые не соединяются друг с другом. Например:



Уравнения таких реакций обмена не пишут.

Выполнение работы:

Опыт 1 Образование малорастворимых веществ (осадка)

В две пробирки внести по 2-3 капли следующих растворов:

- в первую – сульфат меди (II) CuSO_4 .
- во вторую - хлорид железа (III) FeCl_3

Добавить в них в них по 2-3 капли раствора гидроксида натрия NaOH.

Наблюдать:

В первом случае – образование голубого осадка $\text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$

Во втором случае – образование кирпично-красного осадка гидроксида железа (III) $\text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow$

Написать молекулярное и ионное уравнение протекающих реакций в первой и второй пробирке.

МО-43 02 15-ООД.12.ЛЗ	КМРК БГАРФ ФГБОУ ВО «КГТУ»	
	ХИМИЯ	С. 21/40

Опыт 2 Образование газообразных веществ

В две пробирки внести на кончике шпателя:

в первую – карбонат кальция CaCO_3 и 2 мл раствора соляной кислоты HCl .

- во вторую – гидрокарбонат натрия (пищевая сода) NaHCO_3 и 2 мл раствора соляной кислоты HCl .

Наблюдать:

В обеих пробирках начнётся активное выделение пузырьков углекислого газа ($\text{CO}_2\uparrow$).

Написать молекулярное и ионное уравнение протекающих реакций в первой и второй пробирке.

Опыт 3 Реакция нейтрализации (образование воды)

В пробирку налить 2-3 мл раствора щелочи (NaOH) и добавить 2-3 капли фенолфталеина. Раствор окрасился в малиновый цвет. Добавить в пробирку раствор соляной кислоты (или серной кислоты) до обесцвечивания.

Написать молекулярное и ионное уравнения реакции нейтрализации кислотами.

Вопросы для самопроверки:

1. Перечислить условия необратимости реакций.
2. Что такое реакция нейтрализации?
3. Какие реакции называются ионными реакциями?
4. Формулы каких веществ в ионных уравнениях записывают в виде ионов?
5. Формулы каких веществ в ионных уравнениях записывают в виде молекул?

Лабораторное занятие № 5 Окислительные свойства хроматов

Цель работы:

- Изучить окислительные свойства хроматов (дихроматов).
- Рассмотреть процесс перехода между хроматами и дихроматами.
- Сформировать компетенции ОК 1, 2, 4, 7, ЛР 01, 04, 10, 18, 25.

Используемые источники: [1], [2]

Материальное обеспечение:

<i>Оборудование:</i>	<i>Реактивы:</i>
Пробирки	Хромат калия, раствор
Стеклянная палочка	Дихромат калия, раствор
	Гидроксид калия, раствор
	Серная кислота, раствор

Теоретическая часть:

МО-43 02 15-ООД.12.ЛЗ	КМРК БГАРФ ФГБОУ ВО «КГТУ»	
	ХИМИЯ	С. 22/40

Соли хромовой кислоты называются хроматами, например, K_2CrO_4 - хромат калия.

Соли дихромовой кислоты называются дихроматами: $K_2Cr_2O_7$ - дихромат калия.

Хроматы образуются при взаимодействии CrO_3 или растворов хромовых кислот со щелочами: $CrO_3 + 2NaOH = Na_2CrO_4 + H_2O$

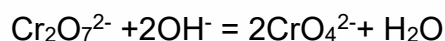
Дихроматы получают при действии на хроматы кислот:



Возможен и обратный переход при добавлении щелочей к растворам дихроматов: $Na_2Cr_2O_7 + 2NaOH = 2Na_2CrO_4 + H_2O$

Равновесия в системе хромат - дихромат можно представить следующими уравнениями в ионной форме: $2CrO_4^{2-} + 2H^+ = Cr_2O_7^{2-} + H_2O$

желтая окраска переходит в оранжевую



оранжевая окраска переходит в желтую

Таким образом, в кислых растворах существуют преимущественно дихроматы (они окрашивают растворы в оранжевый цвет), а в щелочных - хроматы (растворы желтого цвета).

Хроматы и дихроматы - сильные окислители. Особенно сильные окислительные свойства они проявляют в кислой среде:

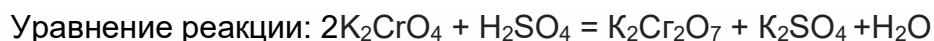


Насыщенный раствор $K_2Cr_2O_7$ в концентрированной серной кислоте - хромовая смесь, используется как окислитель для очистки стеклянной химической посуды в аналитической химии.

Выполнение работы:

Опыт 1 Превращение хромата в дихромат

К 2 мл раствора хромата калия добавить 2 мл серной кислоты. Как изменилась окраска раствора?



Опыт 2 Превращение дихромата в хромат

К 2 мл раствора дихромата калия добавить 2 мл гидроксида калия (щёлочь). Как изменилась окраска раствора?



Вопросы для самопроверки:

МО-43 02 15-ООД.12.ЛЗ	КМРК БГАРФ ФГБОУ ВО «КГТУ»	
	ХИМИЯ	С. 23/40

1. Как изменяются кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов хрома с ростом степени окисления металла?

2. Как изменяются устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства в рядах оксидов и гидроксидов хрома:



3. Какова биологическая роль хрома?

Лабораторное занятие № 6 Гидролиз солей различного типа

Цель работы:

- Изучить свойства солей.
- Рассмотреть гидролиз солей различного типа.
- Сформировать компетенции ОК 1, 2, 4, 7, ЛР 01, 04, 10, 18, 25.

Используемые источники: [1], [2]

Материальное обеспечение:

Оборудование:	Реактивы:
Пробирки	Цинк, гранулы
Спиртовка	Сульфат меди(II), раствор
Стеклянная палочка	Хлорид бария, раствор
Держатель	Сульфат натрия, раствор
	Карбонат аммония, раствор
	Дистиллированная вода
	Хлорид алюминия, порошок
	Карбонат натрия, раствор
	Хлорид калия, порошок
	Фенолфталеин
	Лакмус
	Метилоранж

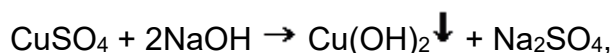
Теоретическая часть:

Соли – это сложные вещества, образованные атомами металлов и кислотными остатками.

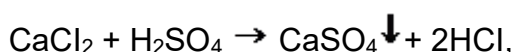
Химические свойства

1. Растворы солей взаимодействуют с металлами, расположенными в ряду напряжений левее, чем металл, входящий в состав соли: $\text{Zn} + \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Fe}$.

2. Растворимые в воде соли взаимодействуют с основаниями:



3. Соли взаимодействуют с растворами кислот:



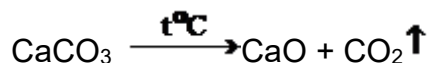
МО-43 02 15-ООД.12.ЛЗ	КМРК БГАРФ ФГБОУ ВО «КГТУ»	
	ХИМИЯ	С. 24/40

4. Водные растворы солей взаимодействуют между собой с образованием новых солей:

$$\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{NaCl},$$

5. Растворы солей взаимодействуют с неметаллами: $2\text{NaI} + \text{Br}_2 \rightarrow 2\text{NaBr} + \text{I}_2 \downarrow$

6. Многие соли при нагревании разлагаются, особенно легко – карбонаты:



7. Некоторые соли взаимодействуют с водой с образованием кристаллогидратов:

$$\text{CuSO}_4 + 5\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}.$$

белый цвет

голубой цвет

При изучении свойств солей необходимо помнить, что их свойства обусловлены наличием катиона металла.

Гидролиз — это взаимодействие солей с водой. Но если нам дан раствор соли, то это значит, что эта самая соль уже вступила во взаимодействие с водой.

Степень гидролиза — это соотношение количества подвергающейся гидролизу соли $n_{\text{гидр}}$ и общего количества растворенной соли $n_{\text{общ}}$. Обычно, ее обозначают через $h_{\text{гидр}}$ (или α):

$$h_{\text{гидр}} = (n_{\text{гидр}}/n_{\text{общ}}) \cdot 100 \%$$

Величина $h_{\text{гидр}}$ увеличивается с уменьшением силы образующих соль кислоты или основания.

Таблица 2 – Классификация солей по силе

Сильные кислоты	Кислоты средней силы	Слабые кислоты	Сильные металлы (образующие сильные основания)	Слабые основания:
HNO_3 H_2SO_4 HCl , HBr , HI HClO_4 , HMnO_4	HF H_2SO_3 H_3PO_4	H_2S H_2CO_3 H_2SiO_3 H_3BO_3 CH_3COOH и все остальные органические кислоты	Me IA и IIA (начиная с Ca): Li, Na, K, Rb, Cs, Fr	мало- и нерастворимые гидроксиды (см. таблицу растворимости) NH_4OH , т.к. легко разлагается на NH_3 (улетучивается из раствора) и H_2O

Выполнение работы:

Опыт 1 Взаимодействие соли с металлом

В пробирку налить 2-3 мл раствора сульфата меди, внести кусочек цинка и нагреть раствор до кипения.

Наблюдение: Активные металлы вытесняют из солей менее активные. Цинк заместил медь в сульфате и образовал соль. Цинк окислилась, а медь

МО-43 02 15-ООД.12.ЛЗ	КМРК БГАРФ ФГБОУ ВО «КГТУ»	
	ХИМИЯ	С. 25/40

восстановилась. На цинке медь выделилась в виде рыхлой бурой массы



Опыт 2 Взаимодействие растворов солей

В пробирку налить 1-2 мл раствора хлорида бария и прилить такой же объем сульфата натрия.

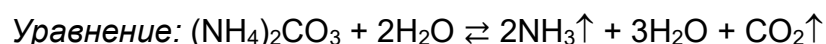
Наблюдение: белый осадок сульфата бария



Опыт № 3 Гидролиз соли, образованной слабым основанием и слабой кислотой (карбонат аммония)

В пробирку налить 3-4 мл дистиллированной воды. Опустить (если лакмусовая бумага) или добавить 2 капли лакмуса (если раствор). Потом на кончике шпателя добавить карбонат аммония.

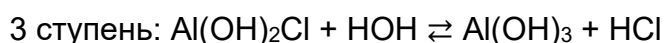
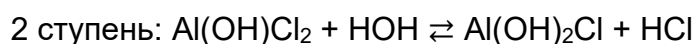
Наблюдение: лакмус синий, среда щелочная



Опыт № 4 Гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой (хлорид алюминия)

В пробирку налить 3-4 мл дистиллированной воды. Опустить (если лакмусовая бумага) или добавить 2 капли лакмуса (если раствор). Потом на кончике шпателя добавить хлорид алюминия.

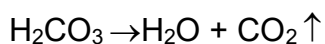
Наблюдение: лакмус красный, среда кислая



Опыт 5 Гидролиз соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой (карбонат натрия)

В пробирку налить 3-4 мл дистиллированной воды. Опустить (если лакмусовая бумага) или добавить 2 капли лакмуса (если раствор). Потом на кончике шпателя добавить карбонат натрия.

Наблюдение: лакмус синий, среда щелочная



Опыт № 6 Гидролиз соли, образованной сильным основанием и сильной кислотой (хлорид калия)

МО-43 02 15-ООД.12.ЛЗ	КМРК БГАРФ ФГБОУ ВО «КГТУ»	
	ХИМИЯ	С. 26/40

В пробирку налить 3-4 мл дистиллированной воды. Опустить (если лакмусовая бумага) или добавить 2 капли лакмуса (если раствор). Потом на кончике шпателя добавить хлорид калия.

В какой цвет окрашивается лакмус? Определите среду раствора.

Оформить вывод, обосновав свойства солей, используя генетическую взаимосвязь между классами неорганической химии; обосновать влияние сильных ионов на процесс гидролиза.

Вопросы для самопроверки:

1. Какие соли не подвергаются гидролизу?
2. Какая из указанных ниже солей подвергается гидролизу: NaClO , Na_2SiO_3 , AlCl_3 , Na_2SO_4 , Al_2S_3 , ZnSO_4 ?
3. Какую реакцию среды должны показывать водные растворы нитрата бария, нитрата аммония, цианида калия, сульфата алюминия?

Лабораторное занятие № 7 Изучение свойств метана и этилена

Цель работы:

- Изучить свойства предельных углеводородов на примере метана.
- Изучить свойства непредельных углеводородов на примере этилена.
- Сформировать компетенции ОК 1, 2, 4, 7, ЛР 01, 04, 10, 18, 25.

Используемые источники: [1], [2]

Материальное обеспечение:

Оборудование:	Реактивы:
Пробирки	Ацетат натрия обезвоженный
Пробка с газоотводной трубкой	Натронная известь
Штатив	Бромная вода
Спиртовка	Раствор перманганата калия
Стеклянная палочка	Серная кислота
	Этиловый спирт

Теоретическая часть

Алканы выделяют из природных источников (природный и попутный газ, нефть, каменный уголь).

Газообразные алканы получают из природного и попутных нефтяных газов, а твердые алканы — из нефти. Природной смесью твердых высокомолекулярных алканов является горный воск — природный битум.

Метан широко распространен в природе. Он является главной составной частью многих горючих газов как природных (80-97%), так и искусственных, выделяющихся при сухой перегонке дерева, торфа, каменного угля, а также при

МО-43 02 15-ООД.12.ЛЗ	КМРК БГАРФ ФГБОУ ВО «КГТУ»	
	ХИМИЯ	С. 27/40

крекинге нефти. Природные газы, особенно попутные газы нефтяных месторождений, помимо метана содержат этан, пропан, бутан и пентан.

В промышленности:

1. Из природного и попутного нефтяного газа

Важнейшим источником алканов в природе является природный газ, минеральное углеводородное сырье - нефть и сопутствующие ей нефтяные газы. Природный газ на 95 процентов состоит из метана. Такой же состав имеет болотный газ, образующийся в результате переработки бактериями (гниения) углеводов.

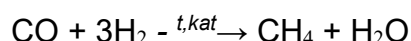
Метан называют ещё и болотным; рудничным газом.

Попутные нефтяные газы состоят в основном из этана, пропана, бутана и частично пентана. Их отделяют от нефти на специальных установках по подготовке нефти. При отсутствии газоконденсатных станций попутные нефтяные газы сжигают в факелах, что является крайне неразумной и разорительной практикой в нефтедобыче. Одновременно с газами нефть очищается от воды, грязи и песка, после чего поступает в трубу для транспортировки. Из нефти при ее разгонке (перегонке, дистилляции) отбирая последовательно все более и более высококипящие фракции получают:

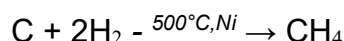
- *бензины* - т. кип. от 40 до 180 °С, (содержит углеводороды C₅-C₁₀), состоит более, чем из 100 индивидуальных соединений, нормальных и разветвленных алканов, циклоалканов, алкенов и ароматических углеводородов;
- *керосин* 180-230 °С, (C₁₁-C₁₂);
- *легкий газойль* (дизельное топливо) 230-305 °С (C₁₃-C₁₇);
- *тяжелый газойль и легкий дистиллят смазочного масла* 305-405 °С (C₁₈-C₂₅);
- *смазочные масла* 405-515 °С (C₂₆-C₃₈).

Остаток после перегонки нефти называется *асфальтом* или *битумом*.

2. Синтезом из водяного газа: $n \text{ CO} + (2n + 1) \text{ H}_2 \xrightarrow{t, \text{kat}} \text{C}_n\text{H}_{2n+2} + n \text{ H}_2\text{O}$

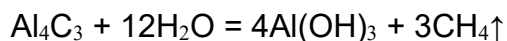


3. Синтезом из простых веществ: $n \text{ C} + (n + 1) \text{ H}_2 \xrightarrow{t, \text{kat}, p} \text{C}_n\text{H}_{2n+2}$



В лаборатории:

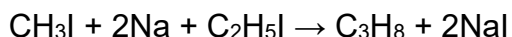
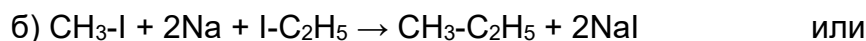
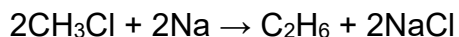
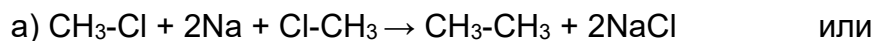
1. Гидролиз карбида алюминия (получение метана):



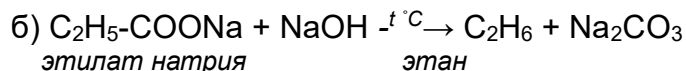
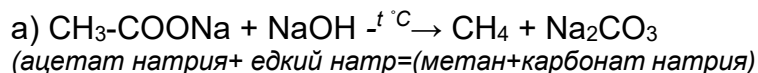
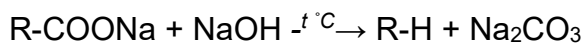
2. Реакция Вюрца (взаимодействие натрия с галогенпроизводными алканов):



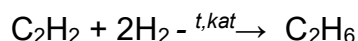
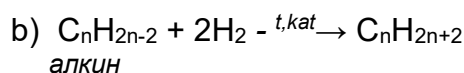
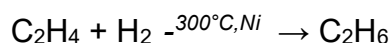
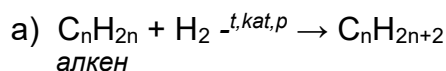
МО-43 02 15-ООД.12.ЛЗ	КМРК БГАРФ ФГБОУ ВО «КГТУ»	
	ХИМИЯ	С. 28/40



3. Термическое декарбоксилирование солей карбоновых кислот в присутствии щелочей:



4. Каталитическое гидрирование алкенов и алкинов:



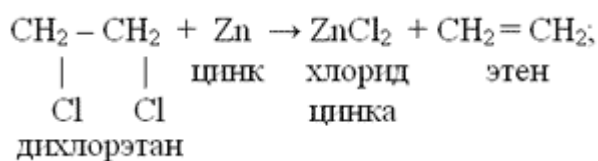
Способы получения алкенов

– крекинг алканов $\text{C}_8\text{H}_{18} \rightarrow \text{C}_4\text{H}_8 + \text{C}_4\text{H}_{10}$; (термический крекинг при 400-700 °С)
октан бутен бутан

– дегидрирование алканов $\text{C}_4\text{H}_{10} \rightarrow \text{C}_4\text{H}_8 + \text{H}_2\uparrow$; (t, Ni)
бутан бутен водород

– дегидрогалогенирование галогеналканов $\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl} + \text{KOH} \rightarrow \text{C}_4\text{H}_8 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$;
хлорбутан гидроксид калия бутен хлорид калия вода

– дегидрогалогенирование дигалогеналканов



– дегидратация спиртов $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O}$ (при нагревании в присутствии концентрированной серной кислоты).

Запомнить! При реакциях дегидрирования, дегидратации, дегидрогалогенирования и дегалогенирования нужно помнить, что водород преимущественно отрывается от менее гидрогенизированных атомов углерода (правило Зайцева, 1875 г.).

Выполнение работы:

В лаборатории метан получают нагреванием смеси ацетата натрия с натронной известью (смесь $\text{NaOH} + \text{Ca(OH)}_2$).

Опыт 1 Получение метана

В сухую пробирку, снабженную пробкой с газоотводной трубкой, поместить

МО-43 02 15-ООД.12.ЛЗ	КМРК БГАРФ ФГБОУ ВО «КГТУ»	
	ХИМИЯ	С. 29/40

смесь обезвоженного ацетата натрия с натронной известью (1:2), высота слоя 6 - 10 мм. Закрывать пробирку пробкой с газоотводной трубкой и закрепить в штативе так, чтобы пробка была немного ниже дна пробирки. Постепенно прогревать пробирку с газоотводной трубкой, начав около дна, а затем передвигая горелку дальше, чтобы могли реагировать новые порции смеси. Написать уравнение реакции.

Опыт 2 Горение метана

Поджечь выделяющийся метан у конца газоотводной трубкой. Метан горит голубоватым несветящимся пламенем.

Написать уравнение реакции горения метана.

Опыт 3 Пропускание метана через раствор перманганата калия и бромную воду

Получающийся метан пропустить в заранее приготовленные пробирки, в одной из которых 0,5 мл раствора KMnO_4 , а в другой 0,5 мл бромной воды.

Изменяется ли окраска этих реактивов?

Почему метан не обесцвечивает раствор перманганата калия и бромную воду?

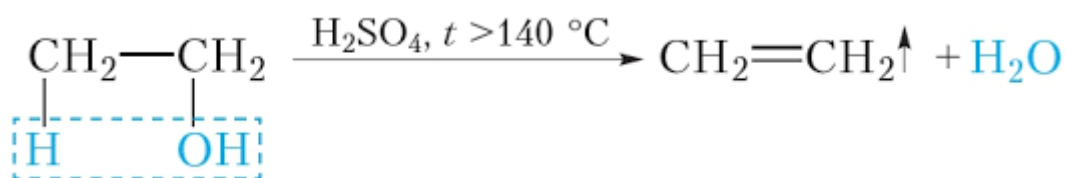
Опыт 4 Получение этилена и его горение

В сухую пробирку помещают несколько крупинок песка, и смесь спирта с концентрированной H_2SO_4 . Закрывают пробирку пробкой с газоотводной трубкой и осторожно нагревают смесь. Выделяющийся газ поджигают у конца газоотводной трубки - он горит светящимся пламенем.

Химизм процесса:



Таким образом, при взаимодействии этилового спирта с H_2SO_4 происходит дегидратация спирта:

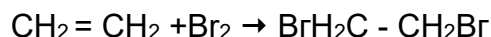


Выделяющийся этилен горит светящимся пламенем. Напишите уравнение реакции. Концентрированная кислота серная является окислителем. Дегидратация спиртов является общим способом получения непредельных углеводородов.

Опыт 5 Присоединение брома к этилену

МО-43 02 15-ООД.12.ЛЗ	КМРК БГАРФ ФГБОУ ВО «КГТУ»	
	ХИМИЯ	С. 30/40

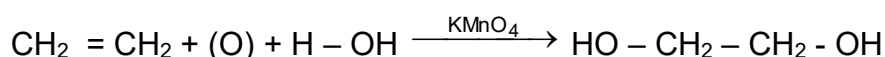
Не прекращая нагревания пробирки со смесью, опускают конец газоотводной трубки в пробирку с бромной водой. Бромная вода быстро обесцвечивается вследствие присоединения атома брома по месту двойной связи. Химизм процесса:



Реакция обесцвечивания водного раствора брома служит качественной реакцией на двойную связь.

Опыт 6 Отношение этилена к окислителям

Не прекращая нагревания пробирки со смесью, опускают конец газоотводной трубки в пробирку с раствором KMnO_4 . Раствор быстро обесцвечивается. При этом алкен окисляется в двухатомный спирт. Химизм процесса:



Эта реакция является качественной на двойную связь!

Оформить вывод, описав результаты опытов, основываясь на неопределенности этена.

Вопросы для самопроверки:

1. Почему углеводороды ряда метана над алканами, парафинами, насыщенными, предельными?
2. Как изменяются физические свойства алканов в гомологическом ряду?
3. В какие реакции могут вступить алканы?
4. Какие углеводороды называются непредельными?
5. В чём различие между σ - и π -связями в молекулах алкенов?
6. Как получают этилен?

Лабораторное занятие № 8 Изучение свойств альдегидов

Цель работы:

- Научиться распознавать альдегиды
- Сформировать компетенции ОК 1, 2, 4, 7, ЛР 01, 04, 10, 18, 25.

Используемые источники: [1], [2]

Материальное обеспечение:

Оборудование:	Реактивы:
Пробирки	Серная кислота, раствор
Спиртовка	Бихромат калия, раствор
	Этиловый спирт
	Гидроксид натрия, раствор
	Сульфат меди, раствор
	Формальдегид или формалин

МО-43 02 15-ООД.12.ЛЗ	КМРК БГАРФ ФГБОУ ВО «КГТУ»	
	ХИМИЯ	С. 31/40

	Нитрат серебра, раствор
	Аммиак, раствор 10%
	Глюкоза (кристаллическая)

Теоретическая часть:

Изучая альдегиды, необходимо помнить, что они являются продуктами окисления вторичных спиртов. При рассмотрении химических свойств альдегидов и кетонов нужно отметить их высокую химическую активность. Особое внимание следует обратить на окисление этих веществ.

Нужно знать получение, свойства и применение формальдегида и ацетальдегида. Следует обратить внимание на то, что формальдегид впервые был получен А.М.Бутлеровым из бромистого метилена. Особо обратить внимание на промышленные способы получения уксусного альдегида (по реакции М.Г. Кучерова).

Изучая кетоны, следует обратить внимание на ацетон, ознакомившись с его свойствами, со способами получения.

Выполнение работы:

Опыт 1 Получение альдегида окислением спирта хромовой смесью

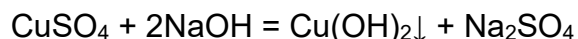
Смешать в пробирке 2 мл раствора бихромата калия, 1 мл разбавленной серной кислоты и 0,5 мл этилового спирта. Осторожно нагреть смесь – наличие реакции окисления обнаруживается по изменению цвета раствора и характерному запаху уксусного альдегида (запах яблок).

Химизм процесса:

$3\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 4\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 3\text{CH}_3\text{CHO} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ (Опишите наблюдение по данной реакции)

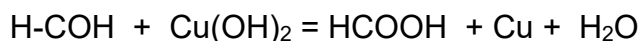
Опыт 2 Качественная реакция на альдегид с гидроксидом двухвалентной меди.

Вначале получают свежий гидроксид меди (II) путем смешивания растворов гидроксида натрия и медного купороса в небольших количествах (по 1 мл):



К полученному осадку гидроксида меди (II) прилить 1 мл формальдегида. Полученную смесь нагреть, в результате чего могут получиться два продукта реакции:

1. На стенках пробирки выделяется металлическая медь:



2. Однако чаще в результате этой реакции образуется красный осадок оксида меди (I):

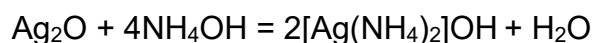


Опыт 3 Качественная реакция на альдегид с оксидом серебра (реакция «серебряного зеркала»)

В пробирку прилить 1 мл нитрата серебра и 1 мл гидроксида натрия, при этом образуется осадок оксида серебра:

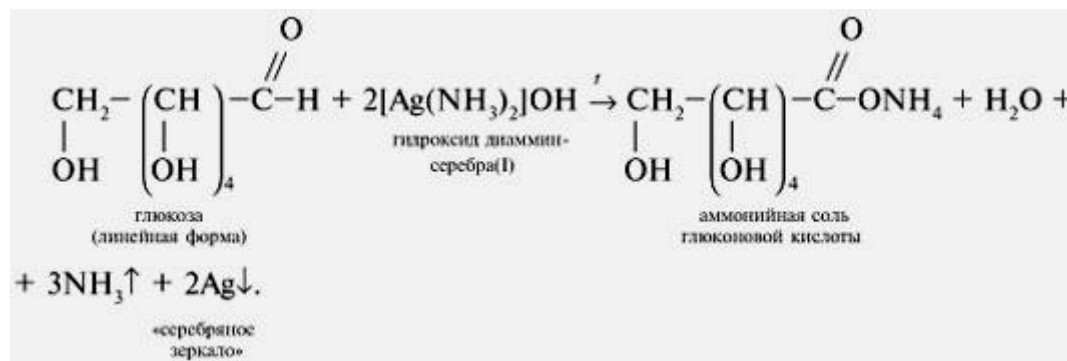


Далее прилить 10%-ный раствор аммиака до растворения осадка оксида серебра с образованием аммиаката серебра:



В раствор прибавить 3 г глюкозы и нагреть смесь.

Внимание! При нагревании будет выделяться большое количество аммиака!!!



Наблюдается слой серебра по стенкам пробирки.

Оформить вывод, описав продукты качественных реакций.

Вопросы для самопроверки:

1. По каким признакам проводится классификация альдегидов и кетонов?
2. Какими способами могут быть получены альдегиды и кетоны?
3. В чем сходство и различие химических свойств альдегидов и кетонов?

Лабораторное занятие № 9 Изучение свойств карбоновых кислот

Цель работы:

- Изучить важнейшие реакции для карбоновых кислот различных гомологических рядов.
- Закрепить навыки обращения с кислотами.
- Сформировать компетенции ОК 1, 2, 4, 7, ЛР 01, 04, 10, 18, 25.

Используемые источники: [1], [2]

МО-43 02 15-ООД.12.ЛЗ	КМРК БГАРФ ФГБОУ ВО «КГТУ»	
	ХИМИЯ	С. 33/40

Материальное обеспечение:

<i>Оборудование:</i>	<i>Реактивы:</i>
Штатив	Уксусная кислота
Стакан химический	Масляная кислота
Пробирки	Стеариновая кислота
Спиртовка	Магний металлический
Шпатель	Цинк металлический
Держатель	Оксид меди (II), порошок
	Карбонат натрия, раствор
	Олеиновая кислота
	Бромовая вода
	Метилоранж
	Фенолфталеин

Теоретическая часть:

Необходимо знать сравнительную характеристику химических свойств карбоновых кислот и химических свойств неорганических кислот, спиртов и альдегидов.

Важно разобраться в строении функциональной группы.

Нужно помнить, что из-за большой подвижности водорода в карбоксильной группе при замещении атома водорода или оксигруппы на другие атомные группировки получают производные кислот.

Выполнение работы:

Опыт 1 Растворимость в воде различных кислот

Уксусная и масляная кислота при нормальной температуре – жидкости, стеариновая кислота - твердое вещество.

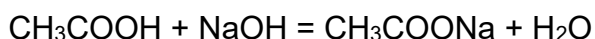
В три пробирки с водой добавить разные карбоновые кислоты. Уксусная и масляная кислоты хорошо растворяются в воде, а стеариновая кислота в воде не растворяется. Фиолетовый раствор лакмуса изменяет цвет лишь в растворах уксусной и масляной кислот. В пробирке со стеариновой кислотой лакмус остается фиолетовым.

Кислотные свойства карбоновых кислот

Опыт 2 Взаимодействие уксусной кислоты с раствором щелочи

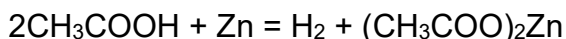
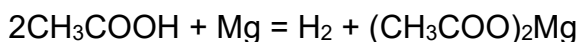
Реакция нейтрализации характерна для всех кислот. Налить в пробирку раствор гидроксида натрия (1 – 2 мл), добавить несколько капель фенолфталеина. Раствор окрашивается в малиновый цвет. Приливать в пробирку раствор уксусной кислоты до обесцвечивания раствора.

Происходит нейтрализация щелочи. Когда вся щелочь переходит в соль – малиновая окраска исчезает. В растворе образовалась соль – ацетат натрия.



Опыт 3 Взаимодействие уксусной кислоты с металлами

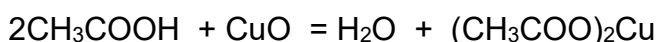
Уксусной кислоте, как и неорганическим кислотам, присущи общие свойства кислот. В две пробирки поместить кусочки магния и цинка. Прилить к ним раствор уксусной кислоты. В пробирке с магнием идет энергичная реакция – выделяется водород. В пробирке с цинком, менее активным металлом, выделение водорода едва заметно.



При взаимодействии металлов с раствором уксусной кислоты образуется водород и соли уксусной кислоты. Соли уксусной кислоты называются ацетатами.

Опыт 4 Взаимодействие уксусной кислоты с оксидами металлов

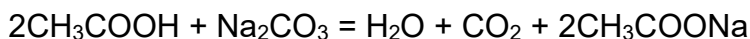
Как и неорганические кислоты, уксусная кислота реагирует с оксидами металлов. В пробирку всыпать немного порошкообразного оксида меди (II). Прилить 1 – 2 мл уксусной кислоты. При обычных условиях реакция идет очень медленно. Нагреть смесь на пламени спиртовки. Наблюдается растворение оксида меди и появление голубой окраски раствора. В пробирке образовался ацетат меди (II).



Опыт 5 Действие кислоты на соль

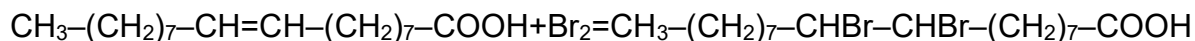
Уксусная кислота – слабая кислота. Но она способна вытеснять более слабые кислоты из их солей. К раствору карбоната натрия прилить раствор уксусной кислоты. Наблюдается обильное выделение углекислого газа.

Уксусная кислота вытеснила угольную кислоту из раствора ее соли. Угольная кислота – непрочное соединение, она распадается на углекислый газ и воду.



Опыт 6 Взаимодействие олеиновой кислоты с бромом

Олеиновая кислота относится к непредельным карбоновым кислотам. Непредельность соединений можно обнаружить с помощью качественных реакций с бромной водой или раствором перманганата калия. К олеиновой кислоте прибавить бромную воду и энергично перемешать содержимое пробирки. Происходит обесцвечивание бромной воды, следовательно, олеиновая кислота - непредельная карбоновая кислота.



Оформить вывод, описав продукты реакций.

Вопросы для самопроверки:

МО-43 02 15-ООД.12.ЛЗ	КМРК БГАРФ ФГБОУ ВО «КГТУ»	
	ХИМИЯ	С. 35/40

1. Как производится классификация карбоновых кислот?
2. Как доказать, что карбонильная и гидроксильная группы в молекулах влияют друг на друга?
3. Как различаются по силе муравьиная и уксусная кислоты?

Лабораторное занятие № 10 Качественные реакции на неорганические вещества

Цель работы:

- Познакомиться с качественными реакциями.
- Изучить способы распознавания катионов.
- Изучить способы распознавания анионов.
- Сформировать компетенции ОК 01, 02, 04, 07, ЛР 01, 04, 10, 18, 25.

Используемые источники: [1], [2]

Материальное обеспечение:

<i>Оборудование:</i>	<i>Реактивы:</i>
Пробирки	Гидроксид натрия, раствор
Спиртовка	Гидроксид кальция, раствор
Стеклянная палочка	Азотная кислота, раствор
	Соляная кислота, раствор
	Хлорид бария, раствор
	Хлорид натрия, раствор
	Хлорид аммония, раствор или тв.
	Сульфат натрия, раствор
	Сульфат магния, раствор
	Сульфат калия, раствор
	Карбонат натрия, раствор
	Нитрат серебра, раствор

Теоретическая часть:

Качественные реакции – это реакции, позволяющие доказать наличие того или иного вещества (иона) в среде или присутствие функциональной группы в веществе.

Анализируемые вещества могут находиться в различных агрегатных состояниях (твёрдом, жидком и газообразном). С точки зрения наблюдаемых эффектов все реакции обнаружения можно разделить на несколько групп: образование характерных осадков, растворение вещества, появление (изменение) окраски, выделение газов, изменение запаха, окрашивание пламени.

Таблица 3 – Качественные реакции на катионы и анионы

Катион	Воздействие или реактив	Признаки	Уравнение реакции
КАТИОНЫ (+):			

МО-43 02 15-ООД.12.ЛЗ	КМРК БГАРФ ФГБОУ ВО «КГТУ»	
	ХИМИЯ	С. 36/40

Катион	Воздействие или реактив	Признаки	Уравнение реакции
H ⁺ (кислая среда)	Индикаторы: лакмус, метиловый оранжевый	Красное окрашивание	-
Li ⁺	Пламя	Карминово-красное окрашивание	-
Na ⁺	Пламя	Желтое окрашивание	-
K ⁺	Пламя	Фиолетовое окрашивание	-
Ca ²⁺	Пламя	Кирпично-красное окрашивание	-
Sr ²⁺	Пламя	Карминово-красное окрашивание	-
Ba ²⁺	Пламя	Желто-зеленое окрашивание	-
	SO ₄ ²⁻	Выпадение белого осадка, нерастворимого в кислотах	Ba ²⁺ + SO ₄ ²⁻ → BaSO ₄ ↓
Cu ²⁺	Пламя	Зеленое окрашивание	-
	Вода	Гидратированные ионы Cu ²⁺ имеют голубую окраску	-
	ОН ⁻	Осадок голубого цвета	Cu ²⁺ + 2ОН ⁻ → Cu(OH) ₂ ↓
Pb ²⁺	S ²⁻	Выпадение черного осадка	Pb ²⁺ + S ²⁻ → PbS ↓
Ag ⁺	Cl ⁻	Белый творожистый осадок	Ag ⁺ + Cl ⁻ → AgCl ↓
Fe ²⁺	Гексацианоферрат (III) калия (красная кровяная соль) K ₃ [Fe(CN) ₆]	Выпадение синего осадка (осадок турнбулева синь)	K ⁺ + Fe ²⁺ + [Fe(CN) ₆] ³⁻ → KFe[Fe(CN) ₆] ₄ 3Fe ²⁺ + 2[Fe(CN) ₆] ³⁻ → Fe ₃ [Fe(CN) ₆] ₂
	ОН ⁻	Объемный хлопьевидный осадок белого(светло-зеленого) цвета, буреющий на воздухе в результате окисления	Fe ²⁺ + 2ОН ⁻ → Fe(OH) ₂ ↓
Fe ³⁺	Гексацианоферрат (II) калия (желтая кровяная соль) K ₄ [Fe(CN) ₆]	Выпадение синего осадка (осадок берлинская лазурь)	K ⁺ + Fe ³⁺ + [Fe(CN) ₆] ⁴⁻ → KFe[Fe(CN) ₆] ↓ 4Fe ³⁺ + 3[Fe(CN) ₆] ⁴⁻ → Fe ₄ [Fe(CN) ₆] ₃ ↓
	Роданид-ион NCS ⁻	Появление ярко-красного окрашивания	Fe ³⁺ + 3NCS ⁻ = Fe(NCS) ₃
	ОН ⁻	Объемный хлопьевидный осадок бурого цвета	Fe ³⁺ + 3ОН ⁻ → Fe(OH) ₃ ↓
Al ³⁺	Щелочь (амфотерные свойства гидроксида)	Выпадение объемного осадка белого цвета, растворяющийся в избытке щелочи и растворах кислот	Al ³⁺ + 3ОН ⁻ → Al(OH) ₃ ↓
Zn ²⁺	Щелочь (амфотерные свойства гидроксида)	Выпадение объемного осадка белого цвета, растворяющийся в избытке щелочи и растворах кислот	Zn ²⁺ + 2ОН ⁻ → Zn(OH) ₂ ↓

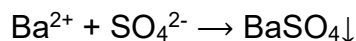
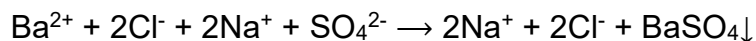
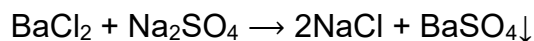
Катион	Воздействие или реактив	Признаки	Уравнение реакции
NH_4^+	Щелочь, нагревание	Запах аммиака	$\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
А Н И О Н Ы (-):			
OH^-	Индикатор Лакмус	Синее окрашивание	-
	Индикатор Фенолфталеин	Малиновое окрашивание	-
	Индикатор Метилоранж	Желтое окрашивание	-
F^-	Ca^{2+}	Белый осадок	$\text{Ca}^{2+} + 2\text{F}^- = \text{CaF}_2 \downarrow$
Cl^-	Ag^+	Белый творожистый осадок, нерастворимый в HNO_3	$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl} \downarrow$
Br^-	Ag^+	Светло-желтый осадок, нерастворимый в HNO_3	$\text{Ag}^+ + \text{Br}^- = \text{AgBr} \downarrow$
I^-	Ag^+	Желтый осадок, нерастворимый в HNO_3	$\text{Ag}^+ + \text{I}^- = \text{AgI} \downarrow$
SO_4^{2-}	Ba^{2+}	Белый осадок	$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4 \downarrow$
SO_3^{2-}	Ba^{2+}	Белый кристаллический осадок, растворимый в кислотах	$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_3^{2-} = \text{BaSO}_3 \downarrow$ $\text{BaSO}_3 \downarrow + 2\text{H}^+ = \text{Ba}^{2+} + \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
	H^+	Запах горящей серы	$\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 \uparrow$
S^{2-}	Cu^{2+}	Чёрный осадок	$\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{CuS} \downarrow$
	Pb^{2+}	Чёрный осадок	$\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{PbS} \downarrow$
	Ag^+	Чёрный осадок	$2\text{Ag}^+ + \text{S}^{2-} = \text{Ag}_2\text{S} \downarrow$
	H^+	Выделение газа с запахом тухлых яиц	$\text{S}^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{S} \uparrow$
SiO_3^{2-}	H^+	Студенистый осадок кремниевой кислоты	$2\text{H}^+ + \text{SiO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{SiO}_3 \downarrow$
CO_3^{2-}	Ca^{2+}	Белый осадок, растворимый в кислотах	$\text{CO}_3^{2-} + \text{Ca}^{2+} = \text{CaCO}_3 \downarrow$
	H^+	Выделение углекислого газа без запаха	$\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
NO_3^-	Си и концентрированная H_2SO_4	Выделяется бурый с резким запахом газ и соль голубого цвета	$2\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{HNO}_{3(\text{к})} + \text{Na}_2\text{SO}_4$ $4\text{HNO}_3 + \text{Cu} = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
PO_4^{3-}	Ag^+	Осадок желтого цвета	$3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} = \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow$

Выполнение работы:

Опыт 1 Обнаружение катиона бария

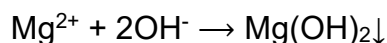
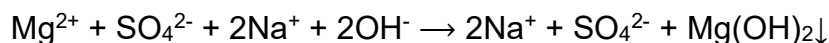
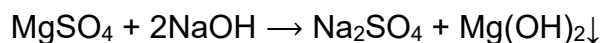
Для подтверждения того, что в хлориде бария содержится катион бария, необходимо к его раствору добавить раствор сульфата натрия, в результате реакции образуется белый осадок:

МО-43 02 15-ООД.12.ЛЗ	КМРК БГАРФ ФГБОУ ВО «КГТУ»	
	ХИМИЯ	С. 38/40



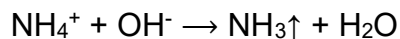
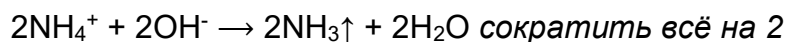
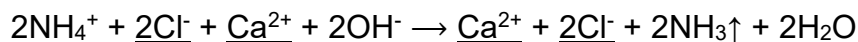
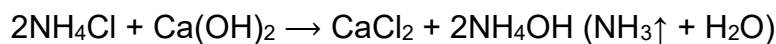
Опыт 2 Обнаружение катиона магния

Для подтверждения того, что в сульфате магния содержится катион магния, необходимо к его раствору добавить раствор гидроксида натрия, в результате реакции образуется белый осадок:



Опыт 3 Обнаружение катиона аммония

К твёрдому хлориду аммония необходимо к добавить гидроксид кальция. Для увеличения соприкосновения площади реагирующих веществ, надо ступкой растолочь компоненты. После протекания реакции будет чувствоваться запах аммиака:



Опыт 4 Качественная реакция на сульфат-анион

Поместить в пробирку 3-5 капель раствора сульфата калия K_2SO_4 и добавьте в эту же пробирку 3-5 капель раствора хлорида бария BaCl_2 . Образуется белый осадок сульфата бария. После отстаивания слейте с осадка жидкость и добавьте к осадку 2-3 капли раствора соляной кислоты. Убедиться в том, что белый осадок BaSO_4 в ней не растворяется. Вывод: обнаружить сульфат-анион можно прибавлением солей бария. Выпадает белый осадок сульфата бария, нерастворимого даже в сильных кислотах.

Написать уравнения выполненных реакций в молекулярном и ионном (полное и сокращенное) виде:

Опыт 5 Качественная реакция на карбонат-анион

К 3-5 каплям раствора карбоната натрия Na_2CO_3 добавьте 3-5 капель раствора BaCl_2 , наблюдая образование осадка BaCO_3 . После отстаивания слить с осадка жидкость и подействовать на осадок соляной (2-3 капли) или азотной кислотой, наблюдая выделение CO_2 . Уравнения реакции привести в молекулярном и ионном (полное и сокращенное) виде.

МО-43 02 15-ООД.12.ЛЗ	КМРК БГАРФ ФГБОУ ВО «КГТУ»	
	ХИМИЯ	С. 39/40

Вывод: Хлорид бария BaCl_2 осаждает ионы CO_3^{2-} в виде белого осадка BaCO_3 , который растворяется в соляной, азотной и уксусной кислотах с выделением углекислого газа.

Написать уравнения выполненных ДВУХ реакций в молекулярном и ионном (полное и сокращенное) виде:

Опыт 6 Качественная реакции на хлорид-анион

Анионы Cl^- , Br^- и I^- обнаруживаются с помощью нитрата серебра. Нитрат серебра AgNO_3 образует с галогенид-анионами белый творожистый осадок AgCl , желтоватый осадок AgBr и желтый осадок AgI . При выполнении реакции к 3-5 каплям раствора хлорида натрия NaCl добавьте 3-5 капель раствора нитрата серебра AgNO_3 наблюдая образование белого творожистого осадка AgCl .

Написать уравнения выполненных реакций в молекулярном и ионном (полное и сокращенное) виде:

Оформить вывод, описав эффекты качественных реакций.

Вопросы для самопроверки:

1. Дать определение катионам.
2. Охарактеризовать качественный и количественный состав реагентов (BaCl_2 , Na_2SO_4 , MgSO_4 , NaOH , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$).
3. Дать определение анионам.
4. Охарактеризовать качественный и количественный состав реагентов (K_2SO_4 , BaCl_2 , Na_2CO_3 , AgNO_3 , NaCl).

МО-43 02 15-ООД.12.ЛЗ	КМРК БГАРФ ФГБОУ ВО «КГТУ»	
	ХИМИЯ	С. 40/40

СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННЫХ ИСТОЧНИКОВ

1. Химия. 10-й класс. Углублённый уровень / В. В. Еремин, Н. Е. Кузьменко, В. И. Теренин, А. А. Дроздов, В. В. Лунин; под ред. В. В. Лунина. — 10-е изд., стер - Москва: Просвещение, 2023. - 448 с. - ISBN 978-5-09-107226-6. - Текст: электронный. - URL: <https://znanium.com/catalog/product/2089923>.

2. Еремин, В. В. Химия: 11-й класс (углублённый уровень): учебник / В. В. Еремин, Н. Е. Кузьменко, А. А. Дроздов, В. В. Лунин; под ред. В. В. Лунина. — 10-е изд., стер. — Москва: Просвещение, 2023. — 480 с. - ISBN 978-5-09-107469-7. - Текст: электронный. - URL: <https://znanium.com/catalog/product/2089926>.