

Методическое пособие по выполнению лабораторных работ составлено в соответствии с рабочей программой дисциплины ОУД.12 Естествознание для обучающихся по специальности 23.02.01 «Организация перевозок и управление на транспорте (по видам)».

Содержание

Введение	4
ПЕРЕЧЕНЬ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ	8
Раздел 1 ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ.....	9
Лабораторная работа №1 Реакции ионного обмена.....	17
Лабораторная работа №2 Основания, получение оснований и их свойства. Амфотерность.....	Ошибка! Закладка не определена.
Лабораторная работа №3 Кислоты, изучение их свойств, взаимодействие кислот с металлами	Ошибка! Закладка не определена.
Лабораторная работа №4 Соли, методы получения и свойства солей.....	Ошибка! Закладка не определена.
Лабораторная работа №5 Соли, гидролиз солей.....	Ошибка! Закладка не определена.
РАЗДЕЛ 2. ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ.....	23
Лабораторная работа №6 Алканы. Получение и свойства метана.....	Ошибка! Закладка не определена.
Лабораторная работа №7 Спирты. Растворение глицерина в воде и взаимодействие с гидроксидом меди (II).....	Ошибка! Закладка не определена.
Лабораторная работа №8 Окисление спирта в альдегид. Окисление альдегидов гидроксидом меди (II).....	29
Лабораторная работа №9 Химические свойства карбоновых кислот.....	Ошибка! Закладка не определена.
Лабораторная работа №10 Свойства жиров	Ошибка! Закладка не определена.
Лабораторная работа №11 Химические свойства глюкозы, сахарозы, крахмала.....	Ошибка! Закладка не определена.
Лабораторная работа №12 Цветные реакции на белки.....	Ошибка! Закладка не определена.
Список использованных источников.....	Ошибка! Закладка не определена.

Введение

Рабочей программой дисциплины предусмотрено проведение 9 лабораторных работ.

Целью проведения лабораторных работ 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 лабораторной работы 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 работы выполняются в оборудованном кабинете химии. Для выполнения лабораторной работы учебная группа разбивается на две подгруппы (по 12–15 человек). Некоторые опыты могут быть вынесены на демонстрационный эксперимент. Перед выполнением первой лабораторной работы 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 лабораторной работе 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 лабораторной работе 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 работ необходимо развивать познавательный интерес, самостоятельность обучающегося, обращать особое 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 работ. При оценке лабораторной работы учитываются техника ее выполнения, качество оформления лабораторного журнала, точность результатов анализа.

После каждой лабораторной работы 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 работам у обучающихся формируются следующие компетенции: ОК 1- ОК 10.

Техника безопасности:

К выполнению лабораторных работ 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. Далее перечислены основные требования техники безопасности.

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

2. К выполнению лабораторных работ обучающиеся допускаются только при наличии защитной одежды – халата.

3. 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.

4. 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.

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

6. Объемы кислот и щелочей, а также других едких и ядовитых жидкостей разрешается измерять только с помощью мерного цилиндра, автоматической пипетки или пипетки с резиновой грушей.

7. 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.

8. Все работы, связанные с выделением летучих веществ, выпариванием и кипячением растворов, содержащих кислоты и аммиак, работы с органическими растворителями, а также сжигание исследуемых веществ, производят только в вытяжном шкафу при включенной тяге и опущенном защитном экране.

9. Запрещается работать с легковоспламеняющимися веществами вблизи открытых электронагревательных приборов.

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

11. Работать следует в основном стоя; только работы, не связанные с опасностью воспламенения, разбрызгивания жидкостей, взрыва, можно выполнять сидя. Работать в лаборатории одному запрещается.

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

13. Остатки растворителей, концентрированных кислот и щелочей, а также других едких жидкостей сливают в канализацию только после нейтрализации и обезвреживания.

14. В случае воспламенения горючих жидкостей или других веществ нагревательные приборы выключают, сосуды с огнеопасными жидкостями удаляют от огня и принимают меры по ликвидации пожара.

15. В кабинете необходимо соблюдать и поддерживать порядок и чистоту. По окончании работы тщательно моют использованную посуду, убирают рабочее место, моют руки с мылом и закрывают водопроводные краны.

Первая помощь при несчастных случаях

Наиболее частые травмы – термические и химические ожоги кожи рук и порезы.

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 обработке пораженного места содой или кислотой используют ватный тампон, не допуская растекания жидкости по коже;

- 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.

ПЕРЕЧЕНЬ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

№ п/п	Наименование лабораторной работы	Кол-во часов
1	Свойства оснований	2
2	Свойства кислот	2
3	Свойства солей. Гидролиз солей различного типа	2
4	Реакции ионного обмена	2
5	Изучение свойств алканов и алкенов	2
6	Свойства спиртов	2
7	Свойства альдегидов	2
8	Свойства карбоновых кислот	2
9	Свойства углеводов	2
Итого		18

РАЗДЕЛ 1 ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Лабораторная работа № 1 Свойства оснований

Цель работы:

- Изучить свойства оснований.
- Сформировать компетенции ОК.1- ОК.10

Используемые источники: [1], [2]

Материальное обеспечение:

Оборудование:	Реактивы:
Пробирки	Гидроксид натрия, раствор
Спиртовка	Фенолфталеин
Стеклянная палочка	Лакмус
Стакан	Метилоранж
	Сульфат алюминия, раствор
	Соляная кислота, раствор

Теоретическая часть:

Физические свойства

Все основания являются твердыми веществами. В воде нерастворимы, кроме щелочей. Щелочи – это белые кристаллические вещества, мылкие на ощупь, вызывающие сильные ожоги при попадании на кожу. Поэтому они называются «едкими». При работе со щелочами необходимо соблюдать определенные правила и использовать индивидуальные средства защиты (очки, резиновые перчатки, пинцеты и др.).

Если щелочь попала на кожу необходимо промыть это место большим количеством воды до исчезновения мылкости, а затем нейтрализовать раствором борной кислоты.

Химические свойства

Химические свойства оснований с точки зрения теории электролитической диссоциации обусловлены наличием в их растворах избытка свободных гидроксид – ионов OH^- .

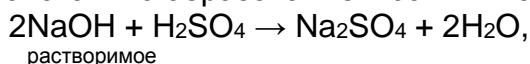
1. Изменение цвета индикаторов:

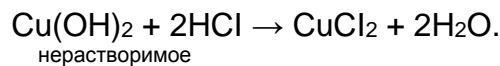
фенолфталеин – малиновый

лакмус – синий

метиловый оранжевый – желтый

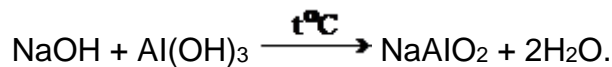
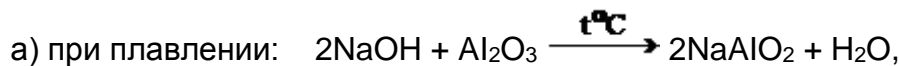
2. Взаимодействие с кислотами с образованием соли и воды (реакция нейтрализации):



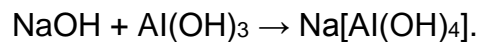


3. Взаимодействие с кислотными оксидами: $2\text{NaOH} + \text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

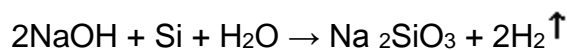
4. Взаимодействие с амфотерными оксидами и гидроксидами:



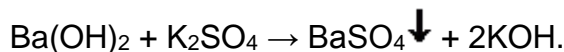
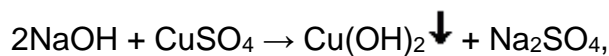
б) в растворе: $2\text{NaOH} + \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4],$



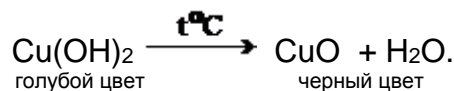
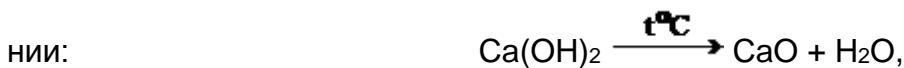
5. Взаимодействие с некоторыми простыми веществами (амфотерными металлами, кремнием и другими): $2\text{NaOH} + \text{Zn} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2 \uparrow$



6. Взаимодействие с растворимыми солями с образованием осадков:



7. Малорастворимые и нерастворимые основания разлагаются при нагревании:



Выполнение работы:

Опыт 1 Испытание раствора основания индикаторами

При диссоциации оснований образуются ионы OH^- , обуславливающие основную реакцию среды и изменение окраски индикаторов.

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 добавьте несколько капель раствора метилового оранжевого, а в другую — раствор фенолфталеина, наблюдайте за изменением окраски раствора. Результаты наблюдений запишите в отчет в виде таблицы:

Основание	Окраска индикаторов		
	Лакмус	Метилоранж	Фенолфталеин
NaOH			

Опыт 2 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. Что наблюдается? Написать уравнения реакций.

Вопросы для самопроверки:

1. Перечислите основные свойства оснований.
2. Перечислите индикаторы для определения оснований.
3. Что такое амфотерность?

Лабораторная работа № 2 Свойствам кислот

Цель работы:

- Изучить свойства кислот.
- Сформировать компетенции ОК.1- ОК.10

Используемые источники: [1], [2]

Материальное обеспечение:

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

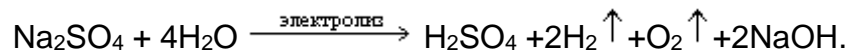
Получение

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

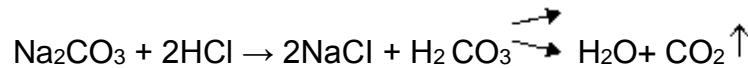
$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$ – хлороводород, газ. Растворяем его в воде, получаем HCl – хлороводородную кислоту – жидкость.

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,

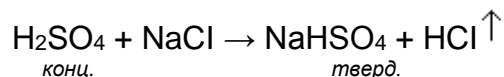
метилоранж – красный.

2. Взаимодействие с основаниями с образованием соли и воды (реакция нейтрализации): $H_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$.

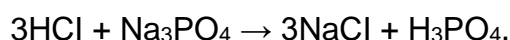
3. Взаимодействие с основными оксидами: $H_2SO_4 + Na_2O \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$.

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»:

Li K Ca Mg **Al** Ti Cr Zn Fe Ni Sn Pb H Cu Ag Au

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

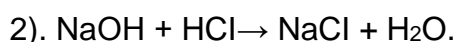
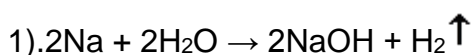
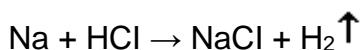
Активные	Средней активности	Малоактивные
Li K Ca Mg Al	Ti Cr Zn Fe Ni Sn Pb	Cu Ag Au

Взаимодействие металлов с хлороводородной кислотой

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

Например: $Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2 \uparrow$

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: $Cu + HCl \rightarrow$

Взаимодействие металлов с разбавленной серной кислотой

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

Например: $Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2 \uparrow$

Малоактивные металлы, расположенные в ряду напряжений правее водорода, из разбавленного раствора кислоты его не вытесняют: $Cu + H_2SO_4 \rightarrow$

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
--------------------------------------	--------------------------------------	-----------------

Например:

$$Zn + 2H_2SO_{4(K)} \rightarrow ZnSO_4 + SO_2 + 2H_2O,$$

$$4Zn + 5H_2SO_{4(K)} \rightarrow 4ZnSO_4 + H_2S + 4H_2O,$$

$$3Zn + 4H_2SO_{4(K)} \rightarrow 3ZnSO_4 + S + 4H_2O,$$

$$2H_2SO_{4(K)} + Cu \rightarrow CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O.$$

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
---	-------------------------------------	----

Например: $10\text{HNO}_3 + 4\text{Mg} \rightarrow 4\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.

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.

Например: $4\text{HNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

$10\text{HNO}_3 + 4\text{Ca} \rightarrow 4\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + 5\text{H}_2\text{O}$.

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: $\text{H}_2\text{SiO}_3 \xrightarrow{t^\circ\text{C}} \text{H}_2\text{O} + \text{SiO}_2$.

Выполнение работы:

Опыт 1 Взаимодействие кислот с металлами

В пробирку поместить кусочек цинка и прилить 1-2 мл разбавленной серной кислоты. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

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? Напишите уравнения.

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. Написать уравнение реакции.

Опыт 4 Взаимодействие соли с кислотой

В пробирку налить 1-2 мл разбавленной соляной кислоты и добавить немного раствора нитрата серебра. Что происходит? Написать уравнение реакции.

Вопросы для самопроверки:

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

Лабораторная работа № 3 Свойства солей.

Гидролиз солей различного типа

Цель работы:

- Изучить гидролиз солей.
- Сформировать компетенции ОК.1- ОК.10

Используемые источники: [1], [2]

Материальное обеспечение:

<i>Оборудование:</i>	<i>Реактивы:</i>
Пробирки	Карбонат натрия, раствор
Стеклянная палочка	Хлорид аммония, раствор
	Ацетат аммония, раствор
	Хлорид калия, раствор
	Фенолфталеин
	Лакмус

Теоретическая часть:

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.

Табл.3 – 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

Опыт 1 Гидролиз солей, образованных слабыми кислотами и сильными основаниями

В пробирку налейте примерно 1 мл раствора соли карбоната натрия. Добавьте в пробирку с раствором соли 1–2 капли фенолфталеина. Как изменилась окраска раствора? Сделайте вывод о характере среды в растворе соли. Напишите уравнения гидролиза соли в молекулярной и ионной формах.

Опыт № 2 Гидролиз солей, образованных слабыми основаниями и сильными кислотами

В пробирку налейте примерно 1 мл раствора соли хлорида аммония. С помощью индикатора (метиловый оранжевый или универсального индикатора) опре-

делите характер среды в растворе исследуемой соли. Напишите уравнения гидролиза соли в молекулярной и ионной формах.

Опыт № 3 Гидролиз солей, образованных слабыми основаниями и слабыми кислотами

В пробирку налейте примерно 1 мл раствора соли ацетата аммония. С помощью универсального индикатора определите характер среды в растворе соли. Как изменилась окраска универсальной бумаги? Напишите уравнения гидролиза соли в молекулярной и ионной формах.

Опыт №4 Гидролиз солей, образованных сильными основаниями и сильными кислотами

В пробирку налейте примерно 1 мл раствора соли хлорида калия. С помощью универсального индикатора определите характер среды в растворе соли. Как изменилась окраска универсальной бумаги? Напишите уравнения гидролиза соли в молекулярной и ионной формах, если он протекает.

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?

Лабораторная работа №4 Реакции ионного обмена

Цель работы:

- Изучить реакции ионного обмена.
- Сформировать компетенции ОК.1- ОК.10

Используемые источники: [1], [2]

Материальное обеспечение:

<i>Оборудование:</i>	<i>Реактивы:</i>
Пробирки	Гидроксид натрия, раствор
Спиртовка	Серная кислота, раствор
Стеклянная палочка	Соляная кислота, раствор
	Ацетат натрия, раствор
	Карбонат натрия, раствор
	Хлорид аммония, раствор

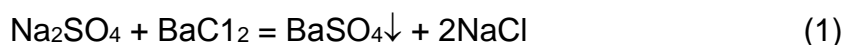
	Хлорид бария, раствор
	Хлорид железа(III), раствор
	Силикат натрия, раствор
	Фенолфталеин

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. Рассмотрим реакции ионного обмена, например, взаимодействие между растворами двух солей:



Это уравнение является молекулярным уравнением, так как формулы всех веществ записаны в виде молекул. Исходные вещества Na_2SO_4 и BaCl_2 являются сильными электролитами, т. е. в растворе находятся в виде ионов ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$; $\text{BaCl}_2 \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^-$). Сульфат бария — нерастворимая соль, которая выпадает в осадок, следовательно, ионы Ba^{2+} и SO_4^{2-} уходят из раствора. Хлорид натрия NaCl — растворимая соль, сильный электролит, в растворе находится в виде ионов ($\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$). Таким образом, с учетом диссоциации сильных электролитов уравнение реакции можно записать так:



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:

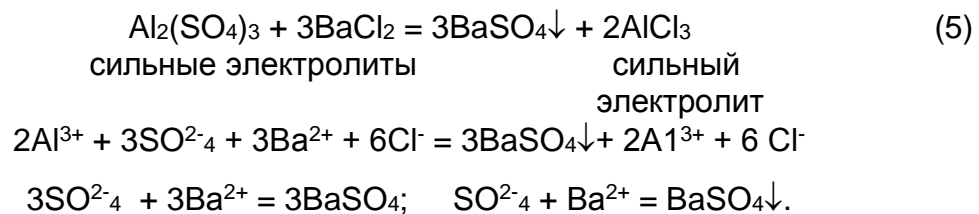


Полученное уравнение называется *сокращенным ионным уравнением*. Оно показывает, что в ходе данной реакции происходит связывание ионов SO_4^{2-} , которые находились в растворе Na_2SO_4 , и ионов Ba^{2+} , которые находились в растворе BaCl_2 , и в результате образуется нерастворимая соль BaSO_4 .

Сокращенное ионное уравнение (3) выражает сущность не только реакции (1). Напишем уравнения нескольких реакций:

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

Реакции обмена в водных растворах электролитов могут быть:



Как видим, 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 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 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 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:

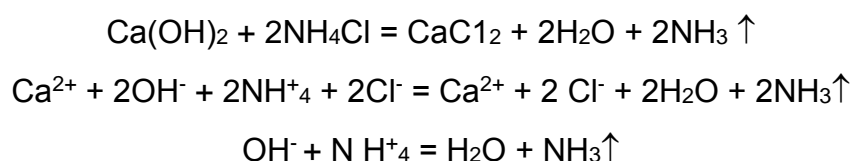
- воды H_2O ;
- слабых кислот (HNO_2 , HCN , H_2CO_3 , H_2SO_3 , CH_3COOH и др.);
- слабых оснований (NH_4OH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и др.);
- малорастворимых солей (\downarrow): AgCl , BaSO_4 , CaCO_3 , FeS и др.;
- амфотерных гидроксидов (\downarrow): $\text{Al}(\text{OH})_3$,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

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

В виде молекул также записывают:

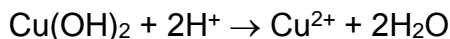
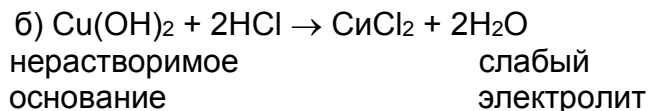
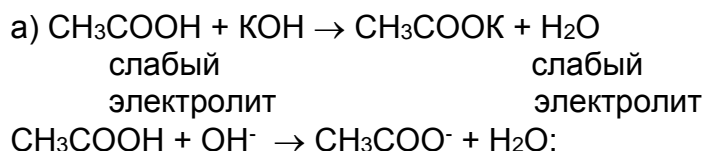
- формулы газообразных веществ (CO_2 , SO_2 , H_2 , H_2S , NH_3 и др.);
 - формулы оксидов металлов и неметаллов (Na_2O , CaO , P_2O_5 , SiO_2 , B_2O_3 и др.)
- в) *Реакции, протекающие с образованием газообразных веществ.*

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

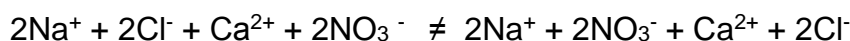
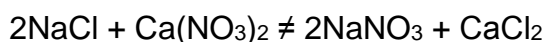


Эта реакция обмена необратима, потому что образуются газ аммиак NH_3 и малодиссоциирующее вещество вода.

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

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

- в первую – трихлорид железа / FeCl_3
- во вторую – силикат натрия / Na_2SiO_3
- в третью - хлорид бария / BaCl_2

Добавьте в них в них по такому же количеству растворов:

- в первую – едкого натрия / NaOH
- во вторую – соляной кислоты / HCl
- в третью – серной кислоты / H_2SO_4 .

Наблюдайте:

В первом случае – выпадение осадка тригидроксида железа / $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Во втором случае – метакремниевой кислоты / H_2SiO_3 .

В третьем – сульфата бария / BaSO_4 .

Напишите молекулярное и ионное уравнение протекающих реакций, направленных в сторону образования малорастворимых веществ.

Опыт 2 Образование слабых кислот и оснований

В две пробирки внести по 5-7 капель:

- в первую – раствора ацетата натрия CH_3COONa

- во вторую – хлорида аммония NH_4Cl

Добавьте в две пробирки:

В первую – несколько капель серной кислоты (1:1), перемешайте раствор стеклянной палочкой и слегка подогрейте.

Определите по запаху, что реакция протекала в сторону образования слабо уксусной кислоты.

Напишите молекулярное и ионное уравнения реакций (слабые электролиты в ионных уравнениях как в правой, так и в левой части равенства записываются в виде недиссоциированных молекул).

Во вторую – добавьте 4 н раствора щелочи (NaOH) и подогрейте раствор.

Определите по запаху выделение аммиака (NH_3). Напишите молекулярное и ионное уравнения реакций, протекающих в сторону образования слабого основания NH_4OH , и уравнение его раствора на аммиак и воду.

Опыт 3 Реакция нейтрализации

Возьмите в две пробирки по 5-7 капель 2 н раствора щелочи (NaOH) и добавьте по капле одной фенолфталеина. Под влиянием каких ионов фенолфталеин окрасился в красный цвет.

В одну пробирку добавляйте по каплям 2 н раствор уксусной кислоты до обесцвечивания раствора.

В другую - добавьте раствора соляной кислоты (или серной кислоты). Чем объясняется исчезновение гидроксид-ионов при добавлении кислоты? В каком случае обесцвечивание раствора наступило быстрее?

Напишите молекулярные и ионные уравнения реакции нейтрализации щелочи серной и уксусной кислотами.

Почему равновесие ионного процесса смещается в сторону образования воды при наличии в левой части равенства малодиссоциирующих молекул уксусной кислоты?

Вопросы для самопроверки:

1. Перечислите 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?

РАЗДЕЛ 2. ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Лабораторная работа №5 Изучение свойств алканов и алкенов

Цель работы:

- Изучить свойства предельных углеводородов на примере метана.
- Изучить свойства предельных углеводородов на примере этилена.
- Сформировать компетенции ОК.1- ОК.10

Используемые источники: [1], [2]

Материальное обеспечение:

<i>Оборудование:</i>	<i>Реактивы:</i>
Пробирки	Ацетат натрия обезвоженный
Пробка с газоотводной трубкой	Натронная известь
Штатив	Бромная вода
Спиртовка	Раствор перманганата калия
Стеклянная палочка	Серная кислота
	Этиловый спирт
	Бромная вода
	Перманганат калия 0,1 н р-р

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

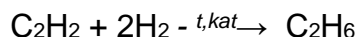
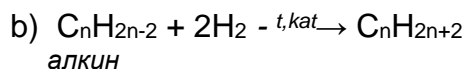
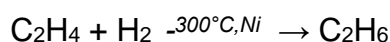
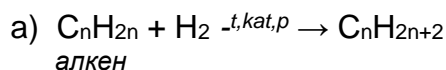
В промышленности:

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.

4. Каталитическое гидрирование алкенов и алкинов:

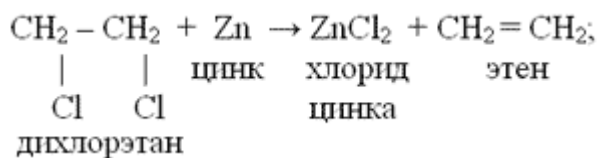
**Способы получения алкенов**

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

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

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

– дегидрогалогенирование дигалогеналканов



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

Запомните! 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 $\text{NaOH} + \text{Ca}(\text{OH})_2$).

Опыт 1 Получение метана

В сухую пробирку, снабженную пробкой с газоотводной трубкой, поместить смесь обезвоженного ацетата натрия с натронной известью (1:2), высота слоя 6 - 10 мм. Закрыть 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 0,5мл раствора KMnO_4 , а в другой 0,5мл бромной воды.

Изменяется ли окраска этих реактивов?

Почему метан не обесцвечивает раствор перманганата калия и бромную воду?

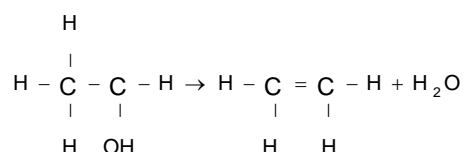
Опыт 4 Получение этилена и его горение

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:



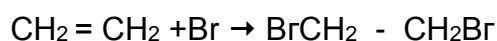
Таким образом, при взаимодействии этилового спирта с H_2SO_4 происходит дегидратация спирта:



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

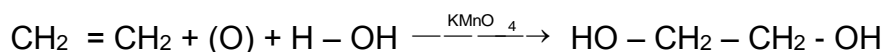
Не прекращая нагревания пробирки со смесью, опускают конец газоотводной трубки в пробирку с бромной водой. Бромная вода быстро обесцвечивается вследствие присоединения атома брома по месту двойной связи. Химизм процесса:



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.

Вопросы для самопроверки:

1. Почему углеводороды ряда метана над алканами, парафинами, насыщенными, предельными?
2. Какие связи образуют атомы углерода между собой и водородом в молекулах парафинов?
3. В какие реакции могут вступить алканы?
4. Какие углеводороды называются непредельными?
5. Как получают этилен?

Лабораторная работа № 6 Свойства спиртов

Цель работы:

- Изучить свойства одноатомных и многоатомных спиртов.
- Научиться распознавать одноатомные спирты.
- Сформировать компетенции ОК.1- ОК.10

Используемые источники: [1], [2]

Материальное обеспечение:

<i>Оборудование:</i>	<i>Реактивы:</i>
Пинцет	Этиловый спирт
Фильтрованная бумага	Глицерин
Пробирки	Натрий
Спиртовка	Фенолфталеин
Стеклянная палочка	Бихромат калия, раствор
	Бихромат калия, (кристалл)
	Серная кислота, раствор
	Серная кислота, концентрированная
	Изоамиловый спирт
	Едкий натрий, раствор
	Сульфат меди, раствор

Теоретическая часть:

При изучении химических свойств надо запомнить характерные реакции: образование алколюлятов, простых и сложных эфиров, способность к окислению, реакция дегидратации, сущность брожения этилового спирта.

Необходимо знать способы технического получения и области применения этилового, метилового, пропилового, бутилового и амилового спиртов. Технический спирт производится из не пищевого сырья (из этилена, ацетилена и из гидролизатов клетчатки).

При ознакомлении с многоатомными спиртами следует обратить внимание на этиленгликоль, глицерин, шестиатомный спирт – сорбит. Запомните способы получения глицерина: гидролизом жиров, синтезом пропилена, брожением сахаристых веществ. Усвойте химические свойства, связанные с подвижностью атомов водорода в гидроксилах, особенно при взаимодействиях глицерина с гидратами окислов тяжелых металлов. Необходимо отметить широкое применение глицерина в различных отраслях пищевой промышленности.

Выполнение работы:

Опыт 1 Образование и гидролиз алколюлятов

Предупреждение:

При работе с металлическим натрием необходимо брать его пинцетом; резать натрий на фильтрованной бумаге сухим и острым ножом; не бросать обрезки натрия в раковины, а тотчас убрать в специальные склянки, где он хранится под слоем керосина.

В 0,5 мл обезвоженного этилового спирта поместить кусочек очищенного металлического натрия величиной с горошину. Поднести пробирку отверстием к пламени горелки - выделяющийся водород воспламеняется. Оставшийся на дне беловатый осадок этилата натрия растворить в дистиллированной воде и добавить одну каплю фенолфталеина.

Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

Опыт 2 Окисление спиртов 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).

Опыт 3 Взаимодействие многоатомных спиртов с гидроксидом меди (II)

В две пробирки налить по 1 мл раствора щелочи и по несколько капель раствора сульфата меди до образования осадка гидроксида меди (II). К полученному осадку гидроксида меди, в одну пробирку прилить 0,5 мл глицерина.

Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

Вопросы для самопроверки:

1. По каким признакам приводится классификация спиртов?
2. Каковы способы получения этилового спирта из этилена и ацетилена?
3. Какова качественная реакция на многоатомные спирты?

Лабораторная работа № 7 Свойства альдегидов**Цель работы:**

- Научиться распознавать альдегиды
- Сформировать компетенции ОК.1- ОК.10

Используемые источники: [1], [2]

Материальное обеспечение:

<i>Оборудование:</i>	<i>Реактивы:</i>
Пробирки	Аммиак, раствор
Металлический штатив	Серная кислота, раствор
Газоотводная трубка	Нитрат серебра, раствор
Водяная баня	Сульфат меди, раствор
	Гидроксид натрия, раствор
	Бихромат калия (сухой)
	Этиловый спирт
	Уксуснокислый натрий обезвоженный
	Соляная кислота концентрированная

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 Образование уксусного альдегида при окислении этилового спирта*

В пробирку с газоотводной трубкой всыпать 0,5 г бихромата калия, а затем прилить 2 мл разбавленной серной кислоты и 2 мл этилового спирта. При встряхивании наблюдается разогревание и изменение цвета смеси. Закрепить пробирку наклонно в лапке штатива и присоединить газоотводную трубку, конец которой погрузить почти до дна другой пробирки-приемника, содержащей 2 мл холодной воды. Приемник поместить в стаканчик с холодной водой. После этого осторожно нагреть реакцию смесь. Отгон в приемнике имеет резкий запах уксусного альдегида. Раствор использовать для следующего опыта. Написать уравнение реакции.

Опыт 2 Восстановление альдегидом соединений двухвалентной меди

К 1 мл раствора исследуемого альдегида добавить половинный объем разбавленного раствора щелочи, а затем по каплям раствор медного купороса до образования осадка. Полученную смесь нагреть до образования красного осадка закиси меди. Написать уравнение реакции.

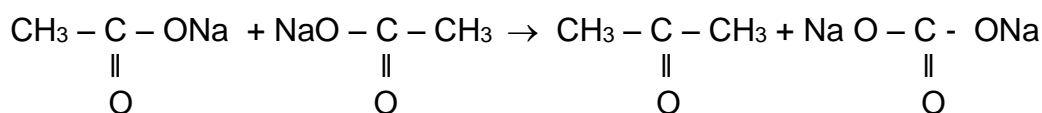
Опыт 3 Восстановление альдегидами соединений серебра

В две тщательно вымытые пробирки налить по 1 мл раствора альдегида и добавить в каждую пробирку по 1 мл свежеприготовленного аммиачного раствора окиси серебра. Нагреть пробирку на водяной бане. Что наблюдается? Написать уравнение происходящих реакций.

Опыт 4 Получение ацетона из уксуснокислого натрия

В сухую пробирку поместить около 0,1 г обезвоженного уксуснокислого натрия (высота слоя должна быть около 3 мл). Закрепить пробирку пробкой с газоотводной трубкой, нижний конец, который опустить в пробирку с 6-8 каплями воды. Держа пробирку с уксуснокислым натрием в горизонтальном положении, нагреть ее в пламени горелки. Пары ацетона конденсируются в воде, находящейся во второй пробирке. Ощущается характерный запах ацетона. После остывания первой пробирки добавить в нее 1 каплю концентрированной соляной кислоты. Происходит сильное вспенивание вследствие выделения двуокиси углерода.

Химизм процесса:



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?
4. Что такое формальдегид?

Лабораторная работа № 8 Свойства карбоновых кислот*Цель работы:*

- Изучить важнейшие реакции для карбоновых кислот различных гомологических рядов.
- Закрепить навыки обращения с кислотами.
- Сформировать компетенции ОК.1- ОК.10

Используемые источники: [1], [2]

Материальное обеспечение:

<i>Оборудование:</i>	<i>Реактивы:</i>
Штатив с пробирками	Муравьиная кислота
Пробирка с газоотводной трубкой	Уксусная кислота
Спиртовка	Масляная кислота
	Изомасляная кислота
	Диэтиловый эфир
	Перманганат калия, 2%-ный раствор
	Карбонат натрия, 10%-ный раствор
	Бромовая вода
	Азотная кислота концентрированная
	Магний металлический
	Медная стружка

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*

3 капли или несколько кристаллов каждой из испытуемых кислот взбалтывают в пробирке с 5 каплями воды. Горячие растворы охлаждают и отмечают выделение

кристаллов кислот, растворившихся лишь при нагревании.

Опыт 2 Кислотные свойства карбоновых кислот

а) Действие индикаторов.

В три пробирки помещают по капле раствора уксусной кислоты. В 1 пробирку помещают оранжевого метилового /1 каплю/, во вторую – каплю лакмуса, в третью – каплю фенолфталеина. В первой пробирке появляется красное окрашивание, а во втором – розовое, в третьей раствор остается бесцветным.

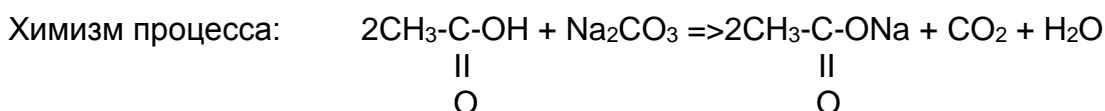
б) Взаимодействие с металлами.

В пробирку помещают 2 капли раствора уксусной кислоты и добавляют немного магния. К отверстию подносят горячую лучинку. При этом наблюдается вспышка, сопровождающаяся резким звуком, характерным для вспышки смеси водорода и воздуха.

Написать уравнение реакции.

в) действие кислоты на соль.

В пробирку наливают 2-3 капли раствора уксусной кислоты и добавляют несколько крупинок карбоната натрия. К отверстию пробирки подносят горящую лучинку. Лучинка гаснет.



Опыт 3 Окисление щавелевой кислоты

К кристаллической щавелевой кислоте добавить несколько капель раствора перманганата калия и разбавленной серной кислоты. Закрывать пробирку с газоотводной трубкой, конец которой поместить в баритовую воду. Смесь нагреть. Что наблюдается?

Написать уравнение реакции.

Опыт 4 Взаимодействие олеиновой кислоты с бромом

Налить в пробирку 0,5 мл бромной воды и добавить несколько капель олеиновой кислоты. Встряхнуть. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

Вопросы для самопроверки:

1. Как производится классификация карбоновых кислот?
2. Как доказать, что карбонильная и гидроксильная группы в молекулах влия-

ют друг на друга?

3. Как различаются по силе муравьиная и уксусная кислоты?

Лабораторная работа № 9 Свойства углеводов

Цель работы:

- Изучить свойства углеводов
- Сформировать компетенции ОК.1- ОК.10

Используемые источники: [1], [2]

Материальное обеспечение:

<i>Оборудование:</i>	<i>Реактивы:</i>
Штатив с пробирками	Глюкоза, раствор
Пробирка с газоотводной трубкой	Гидроксид натрия, раствор
Спиртовка	Сульфат меди, раствор
	Дистиллированная вода

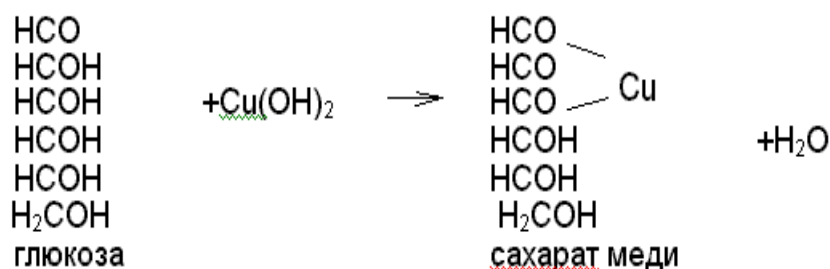
Теоретическая часть:

Химические свойства глюкозы, как и других альдоз, обусловлены присутствием в ее молекуле: а) альдегидной группы; б) спиртовых гидроксильных групп; в) полуацетального (гликозидного) гидроксильного остатка.

Выполнение работы:

Опыт 1 Доказательство наличия гидроксильных групп в глюкозе

В пробирку помещают 1 каплю раствора глюкозы и 5 капель раствора едкого натра. К полученной смеси добавляют 1 каплю раствора сульфата меди $2\text{Cu}(\text{OH})_2$ и встряхивают содержимое пробирки. Образующийся "вначале голубоватых осадок гидроксида меди $\text{Cu}(\text{OH})_2$ мгновенно растворяется, получается прозрачный раствор сахарата меди, имеющий слабую окраску: $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$



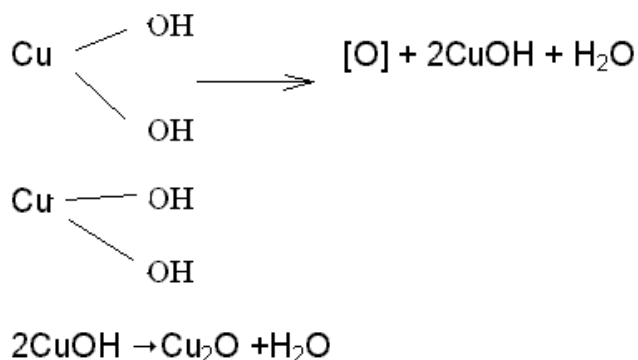
Моносахариды взаимодействуют с гидроксидом, а также с оксидами тяжелых металлов, подобно многоатомным спиртам. При этом водород гидроксильных групп замещается на металл и образуются "производные моносахаридов типа алколюатов

называемые сахарами.

Растворение гидроксида меди(II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ доказывает наличие гидроксильных групп в глюкозе.

Опыт 2 Окисление глюкозы гидроксидом меди в присутствии щелочи

К полученному в предыдущем опыте щелочному раствору сахарата меди добавляют 5 – 6 капель воды (высота слоя жидкостей должна быть 10–15мм). Содержимое пробирке нагревают над пламенем горелки, держа пробирку наклонно, так чтобы нагревалась только верхняя часть раствора, а нижняя оставалась без нагрева (для контроля). При осторожном нагревании до кипения нагретая часть синего раствора окрашивается в оранжево–желтый цвет вследствие образования гидроксида меди(I) CuOH . При более продолжительном нагревании может образоваться красный осадок оксида меди (I) Cu_2O .



Выделяющихся при восстановлении гидроксида меди кислород идет на окисление глюкозы. Окисление моносахаридов в щелочной среде протекает сложно, с разрывом молекул и образованием более простых молекул, обладающих восстановительными свойствами, н-р, формальдегида, ацетальдегида и др. соединения. В щелочной среде протекает сложно, с разрывом молекул и образованием более простых молекул, обладающих восстановительными свойствами например, формальдегида, ацетальдегида и других соединений.

Вопросы для самопроверки:

1. Какие вещества относятся к классу углеводов?
2. По какому принципу углеводы делятся на моно-, ди- и полисахариды?
3. Из каких функциональных групп состоят молекулы моносахаридов? Что такое альдозы и кетозы?

СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННЫХ ИСТОЧНИКОВ:

1. Глинка, Н.Л. Общая химия: учебное пособие / Глинка Н.Л. — Москва: КноРус, 2020. — 749 с. — (СПО). — ISBN 978-5-406-01549-0. — URL: <https://book.ru/book/935925> (дата обращения: 02.09.2020). — Текст: электронный.
2. Артеменко, А.И. Органическая химия: учебник / Артеменко А.И. — Москва: КноРус, 2018. — 528 с. — (СПО). — ISBN 978-5-406-05331-7. — URL: <https://book.ru/book/924050> (дата обращения: 02.09.2020). — Текст: электронный.