

Документ подписан простой электронной подписью

Информация о владельце:

ФИО: Худин Александр Николаевич

Должность: Ректор

Дата подписания: 17.10.2021 09:30:11

Уникальный программный ключ:

08303ad8de1c60b987361de7085acb509ac3da143f415362ffaf0ee37e73fa19

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Курский государственный университет»

Колледж коммерции, технологий и сервиса

Методические рекомендации по выполнению
лабораторных и практических работ
по учебной дисциплине «Естествознание»
Раздел «Химия»
для студентов 1 курса специальности
43.02.15 Поварское и кондитерское дело



Разработчик: Т.И. Панкова -
преподаватель колледжа коммерции,
технологий и сервиса ФГБОУ ВО
«Курский государственный университет»

Курск 2021

Методические рекомендации по выполнению лабораторных и практических работ по дисциплине «Естествознание» (раздел «Химия») для обучающихся по специальности 43.02.15 Поварское и кондитерское дело.

Методические рекомендации разработаны с целью оказания методической помощи обучающимся для самостоятельной подготовки и выполнению лабораторных и практических работ по дисциплине «Естествознание» (раздел Химия). В них содержится изложение основных моментов техники безопасности в лаборатории, теоретический материал и весь лабораторный практикум.

СОДЕРЖАНИЕ

Введение	4
Раздел 1. ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ В ЛАБОРАТОРИИ ХИМИИ.....	5
1.1. Общие правила проведения работ.....	5
1.2. Правила техники безопасности.....	5
1.3. Меры первой помощи при несчастных случаях.....	6
Раздел 2. ЛАБОРАТОРНЫЕ И ПРАКТИЧЕСКИЕ РАБОТЫ.....	7
1. Лабораторная работа № 1. Скорость реакции. Факторы, влияющие на скорость реакции.....	7
2. Лабораторная работа № 2. Генетическая связь между классами неорганических соединений.....	9
3. Лабораторная работа № 3. Взаимодействие металлов с растворами кислот и солей.....	12
4. Практическая работа № 1. Химические свойства карбоновых кислот.	15
5. Практическая работа № 2. Решение экспериментальных задач по органической химии	18
Список литературы и интернет-ресурсов по химии.....	25

Введение

В результате освоения раздела «Химия» в курсе учебной дисциплины «Естествознание» обучающийся должен уметь:

- приводить примеры экспериментов и наблюдений, обосновывающих зависимость свойств вещества от структуры молекул, зависимость скорости химической реакции от температуры и катализаторов,

- выдвигать гипотезы и предлагать пути их проверки, делать выводы на основе экспериментальных данных, представленных в виде графика, таблицы или диаграммы;

- работать с естественно-научной информацией, содержащейся в сообщениях СМИ, интернет-ресурсах, научно-популярной литературе: владеть методами поиска, выделять смысловую основу и оценивать достоверность информации

- использовать приобретенные знания и умения в практической деятельности и повседневной жизни для безопасного использования материалов и химических веществ в быту.

В результате химии обучающийся должен знать:

- смысл понятий: естественно-научный метод познания, химическая реакция, макромолекула;

- вклад великих ученых в формирование современной естественно-научной картины мира.

Согласно рабочей программе на выполнение лабораторных и практических работ отводится 10 часов по следующим темам:

1. Скорость реакции. Факторы, влияющие на скорость реакции.
2. Генетическая связь между классами неорганических соединений
3. Взаимодействие металлов с растворами кислот и солей.
4. Химические свойства карбоновых кислот.
5. Решение экспериментальных задач по органической химии.

Методические рекомендации содержат 3 лабораторные работы и 2 практические работы по всему разделу «Химия». Прежде чем приступить к лабораторной и практической работе, необходимо ознакомиться с лабораторным оборудованием, с методикой проведения основных лабораторных операций, с правилами техники безопасности при этом, а также теоретическим материалом по этой теме, который приводится к каждой лабораторной работе. После выполнения работы письменно ответить на вопросы для самоконтроля. Отчет по лабораторной и практической работе выполняется в тетради для выполнения лабораторных и практической работ и сдается в течение пяти дней; для защиты работы нужно письменно ответить на вопросы в конце каждой работы.

Раздел 1. Техника безопасности при работе в лаборатории химии

1.1. Общие правила проведения работ

Каждому студенту, работающему в лаборатории, предоставляется место, которое он должен содержать в порядке и чистоте. При выполнении работы не загромождайте рабочее место лишними предметами. При выполнении лабораторных работ необходимо строго соблюдать следующие правила:

1. Запрещено проводить опыты в грязной посуде, а также пользоваться для проведения опытов веществами из склянок без этикеток или с неразборчивой надписью.

2. Нельзя выливать избыток реактива из пробирки обратно в реактивную склянку. Сухие соли набирают чистым шпателем или ложечкой.

3. После опытов остатки металлов в раковину не выбрасывают, а собирают в банку. Дорогостоящие реактивы (например, остатки солей серебра) собирают в специально отведенную посуду. Нельзя выливать в раковину остатки растворителей, горючих веществ, реакционные смеси, растворы кислот, щелочей и других вредных веществ. Они должны собираться в специальную посуду («слив органики» и «слив неорганики»).

4. Студентам категорически запрещается без разрешения преподавателя проводить какие-либо опыты, не относящиеся к данной работе, или изменять порядок проведения опыта.

5. Перед уходом из лаборатории рекомендуется тщательно мыть руки.

1.2. Правила техники безопасности

1. Избегайте непосредственных контактов кожи, глаз и дыхательных путей с химикатами. На занятиях постоянно носите лабораторный халат. Кроме того, если у вас длинные волосы, их следует аккуратно прибрать, чтобы они не могли соприкоснуться с нагревательными приборами, реактивами и т.д.

2. Все работы с ядовитыми и сильно пахнущими веществами, с концентрированными растворами кислот, щелочей, а также упаривание их растворов следует проводить только в вытяжном шкафу.

3. Измельчение твердых веществ, дающих едкую пыль (щелочей, извести, йода и др.), разбавление концентрированных кислот и щелочей, приготовление хромовой смеси и т.п. нужно проводить в фарфоровой посуде также в вытяжном шкафу, защитив глаза очками, а руки перчатками.

4. Нагревание на спиртовке производят следующим образом: сначала прогревают пробирку с содержимым в течение 15–20 секунд, затем приступают непосредственно к нагреванию содержимого пробирки. При нагревании нельзя прикасаться дном пробирки к фитилю.

5. Пробирки при нагревании закрепляют либо в штативной лапке, либо в пробиркодержателе ближе к отверстию. Отверстие пробирки необходимо

направлять от себя и окружающих, во избежание выброса веществ из пробирки.

6. Знакомясь с запахом вещества, нельзя наклоняться над сосудом с жидкостью и вдыхать полной грудью. Для этого нужно направить рукой струю воздуха от отверстия сосуда к себе и сделать носом легкий вдох.

7. Запрещается набирать ртом при помощи пипетки или трубки любые вещества. Для этого следует пользоваться сифоном или резиновой груши.

1.3. Меры первой помощи при несчастных случаях

В лаборатории бывают случаи, требующие неотложной медицинской помощи, – порезы рук стеклом, ожоги горячими предметами, кислотами, щелочами. *В серьезных случаях необходимо пострадавшего сопроводить к врачу.*

Основные правила первой помощи сводятся к следующему:

1. При мелких порезах стеклом удалите осколки из раны, смойте кровь, продезинфицируйте раствором йода и перевяжите бинтом.

2. При ожоге рук или лица реактивом смойте реактив большим количеством воды, затем в случае ожога щелочью – 1%-ным раствором уксусной кислотой, в случае ожога кислотой – 3%-ным раствором гидрокарбоната натрия, а затем опять водой. Одежду, соприкасающуюся с реактивами, следует снять.

3. При ожоге горячей жидкостью или горячим предметом обожженное место промойте проточной холодной водой в течение 5–10 мин.

4. При попадании химического вещества в глаза их необходимо обильно промыть в течение 10–15 мин струей холодной воды так, чтобы она стекала от носа к виску. Веки пораженного глаза во время промывания должны быть осторожно развернуты. Контактные линзы перед промыванием следует снять.

5. При попадании яда внутрь необходимо вызвать рвоту принятием теплого раствора поваренной соли (3–4 чайные ложки на стакан воды) и затем надавить пальцем на заднюю часть зева, давая пострадавшему пить большое количество теплой воды. Если пострадавший потерял сознание или же отравление вызвано проглатыванием растворителя, кислоты или щелочи, то рвоту вызывать нельзя. Пострадавшего перенести на свежий воздух и оставить в спокойном положении в тепле.

6. При поражении электрическим током необходимо быстро освободить пострадавшего от действия тока путем отключения электроэнергии общим рубильником. Вынести пострадавшего на свежий воздух и при необходимости сделать ему искусственное дыхание и массаж сердца. Немедленно вызвать скорую помощь.

Раздел 2. ЛАБОРАТОРНЫЕ И ПРАКТИЧЕСКИЕ РАБОТЫ

Лабораторная работа № 1

Скорость реакции. Факторы, влияющие на скорость реакции

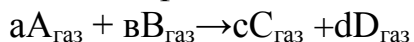
Цель: Экспериментальным путем изучить зависимость скорости химической реакции от различных факторов: концентрации, температуры, природы веществ, от площади соприкосновения реагирующих веществ, катализатора. Приобрести практические навыки работы с химическим оборудованием и реактивами.

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, пробиркодержатель, спиртовки, спички, лучина; металлические цинк, алюминий, медь, концентрированная соляная кислота, растворы соляной, уксусной, серной кислот, пероксида водорода, кристаллические оксид марганца (IV), мел (кусочек и порошок).

Теоретическая часть

Скорость химической реакции (v)- определяется изменением концентрации одного из реагирующих веществ в единицу времени: $v = \frac{\Delta C}{\Delta t}$

Гомогенные системы - реакции, компоненты которых находятся в одинаковом физическом состоянии - в газообразном или растворенном :



По закону действующих масс:

Скорость прямой реакции равна: $v_{\text{пр.}} = K_{\text{пр.}} \cdot C_A^a \cdot C_B^b$

Скорость обратной реакции равна: $v_{\text{обр.}} = K_{\text{обр.}} \cdot C_C^c \cdot C_D^d$

K - константа скорости, величина постоянная;

C - молярные концентрации (давление) реагентов

Гетерогенные системы - реакции, компоненты которых находятся в разных физических состояниях - в газообразном, в растворенном, в твердом.

Скорость реакции изменяется только в зависимости от концентрации газов и растворенных веществ: $aA_{\text{тверд.}} + bB_{\text{газ}} \rightarrow cC_{\text{жидк.}}$

Скорость прямой реакции равна: $v_{\text{пр.}} = K_{\text{пр.}} \cdot C_B^b$

Скорость обратной реакции равна: $v_{\text{обр.}} = K_{\text{обр.}} \cdot C_C^c$

Факторы, влияющие на скорость реакции

1. Природа реагирующих веществ
2. Концентрация реагирующих веществ. Чем выше концентрация веществ, тем больше скорость, протекающей реакции.
3. Температура - зависимость скорости реакции от температуры выражается *правилом Вант-Гоффа*: при повышении температуры на 10 градусов скорость химической реакции увеличивается в 2-4 раза,

$$V_2 = V_1 \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

где V_2 и V_1 - скорости реакций при температурах t_2 и t_1 ; γ - температурный коэффициент скорости реакции.

4. Поверхность реагирующих веществ.

5. Ингибитор, катализатор. Изменение скорости реакции под действием катализаторов называют - катализом.

Экспериментальная часть

Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.

Ход работы

Опыт 1. Влияние природы реагирующих веществ на скорость химической реакции.

1) В две пробирки положите по два кусочка цинка. В первую налейте 2 мл разбавленной соляной кислоты (1:2), во вторую - столько же разбавленной уксусной кислоты (1:2). Отметьте наблюдения. Напишите уравнение реакции.

2) В одну пробирку положите гранулу цинка, в другую – гранулу алюминия, в третью – кусочек меди. В три пробирки налейте по 2 мл разбавленной серной кислоты. В какой пробирке происходит более интенсивное выделение газа? Отметьте наблюдения. Напишите уравнение реакции взаимодействия металлов с кислотой. Составьте уравнение для скорости этой реакции.

Опыт 2. Влияние площади поверхности реагирующих веществ на скорость химической реакции.

В одну пробирку насыпьте немного порошка мела (карбонат кальция), а в другую – кусочек мела. В обе пробирки налейте по 2 мл разбавленной соляной кислоты (1: 2). Отметьте наблюдения. Напишите уравнение реакции.

Опыт 3. Влияние температуры на скорость химической реакции. В две пробирки положите по два кусочка цинка. В обе пробирки налейте по 2 мл разбавленной серной кислоты (1: 2). Одну пробирку слегка подогрейте, а вторую оставьте для сравнения. Отметьте наблюдения. Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от температуры. Напишите уравнение реакции.

Опыт 4. Влияние концентрации веществ на скорость химической реакции.

Возьмите две чистые пробирки. В одну пробирку налейте концентрированную соляную кислоты, а в другую – разбавленный раствор соляной кислоты и добавьте в каждую пробирку по кусочку цинка. Отметьте

наблюдения. Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от концентрации реагирующего вещества. Напишите уравнение реакции.

Опыт 5. Влияние катализатора на скорость химической реакции.

В пробирку налейте 1-2 мл 10%-ного раствора перекиси водорода. Поднесите тлеющую лучину. Отметьте, что в обычных условиях заметного разложения перекиси водорода не наблюдается. Затем к раствору перекиси водорода добавьте несколько крупинок оксида марганца (IV). Что наблюдается? Поднести к отверстию пробирки тлеющую лучинку. Какой газ выделяется?

Опишите наблюдаемые явления. Напишите уравнение реакции.

Укажите различие в скорости реакции разложения пероксида водорода при отсутствии оксида марганца и при ее добавлении. Какое значение оксида марганца в этой реакции?

Оформите результаты лабораторной работы в тетради.

Сделайте вывод, какие факторы влияют на скорость химических реакций.

Контрольные вопросы

1. Что такое скорость реакции?
2. По каким формулам вычисляется скорости гомо- и гетерогенных реакций?
3. Что такое энергия активации?
4. Даны реакции:
 - 1) $A(\text{газ}) + B(\text{газ}) = C(\text{ж})$
 - 2) $A(\text{тв}) + B(\text{газ}) = C(\text{тв})$

Назовите все возможные способы повышения скорости данных реакций

5. Вычислите скорость химической реакции, протекающей по уравнению $A+B=C$ (все вещества газообразные), если концентрация $A = 0,04$ моль/л, $B = 0,05$ моль/с, а константа скорости реакции $1 \text{ л/моль} \cdot \text{с}$.

6. Концентрация одного из реагирующих веществ в начале реакции была 1 моль/л, через 10 с - $0,08$ моль/л. Найдите скорость этой реакции.

7. Температурный коэффициент некоторой реакции равен 4 . Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры на 30°C

Лабораторная работа № 2

Генетическая связь между классами неорганических соединений

Цель: экспериментальным путем провести практические превращения, подтверждающие генетическую связь между классами неорганических соединений. Повторить и закрепить практические умения и навыки по выполнению химических опытов, обращению с приборами и реактивами.

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, спиртовки, пробиркодержатель, спички; гранулы алюминия, кусочки железа, растворы сульфата меди (II), гидроксида натрия, серной кислоты, соляной кислоты, кусочки мела (мрамора), оксид меди (II), кристаллогидрат сульфата меди (II), хлорида железа (III), фенолфталеин, лакмусовая бумага.

Теоретическая часть

Генетические связи - это связи между разными классами, основанные на их взаимопревращениях.

Зная классы неорганических веществ, можно составить генетические ряды металлов и неметаллов. В основу этих рядов положен один и тот же элемент.

Среди металлов можно выделить две разновидности рядов:

1. Генетический ряд, в котором в качестве основания выступает щёлочь. Этот ряд можно представить с помощью следующих превращений:

металл → основной оксид → щёлочь → соль

Например, $K \rightarrow K_2O \rightarrow KOH \rightarrow KCl$

2. Генетический ряд, где в качестве основания выступает нерастворимое основание, тогда ряд можно представить цепочкой превращений:

металл → основной оксид → соль → нерастворимое основание →
→ основной оксид → металл

Например, $Cu \rightarrow CuO \rightarrow CuCl_2 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow Cu$

Среди неметаллов также можно выделить две разновидности рядов:

1. Генетический ряд неметаллов, где в качестве звена ряда выступает растворимая кислота. Цепочку превращений можно представить в следующем виде:

неметалл → кислотный оксид → растворимая кислота → соль

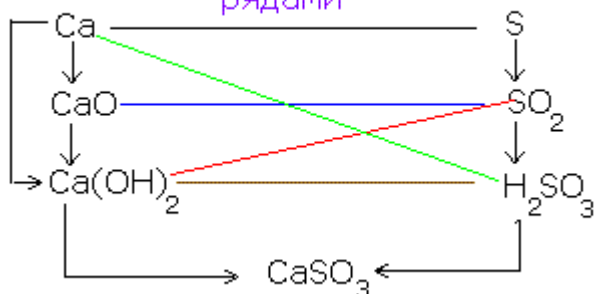
Например, $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Na_3PO_4$

2. Генетический ряд неметаллов, где в качестве звена ряда выступает нерастворимая кислота:

неметалл → кислотный оксид → соль → кислота →
→ кислотный оксид → неметалл

Например, $Si \rightarrow SiO_2 \rightarrow Na_2SiO_3 \rightarrow H_2SiO_3 \rightarrow SiO_2 \rightarrow Si$

Связи между генетическими рядами



Экспериментальная часть

Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.

Ход работы

Опыт 1. Взаимодействие кислот и оснований с веществами различных классов соединений.

1) Взаимодействие кислот с металлами.

В пробирку с раствором серной кислоты опустите гранулу алюминия. Что наблюдаете? Какой газ выделяется? Назовите образующиеся вещества, определите, к какому классу неорганических веществ они принадлежат. Составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном видах.

2) Взаимодействие кислот с основными оксидами.

В пробирку налейте 1 мл серной кислоты и добавьте туда порошок оксида меди (II). Содержимое пробирки нагрейте. Какую окраску приобретает раствор, почему? Назовите образующиеся вещества, определите, к какому классу неорганических веществ они принадлежат. Составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном видах.

3) Взаимодействие кислот с основаниями

В пробирку налейте 1 мл раствора щелочи и добавьте 2-3 капли индикатора фенолфталеина. Что наблюдаете? Затем в пробирку прилейте серной кислоты до полного исчезновения окраски. Что произошло? Почему? Назовите образующиеся вещества, определите, к какому классу неорганических веществ они принадлежат. Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионном видах.

4) Взаимодействие кислот с солями.

В пробирку насыпьте немного мела (карбоната кальция) и прилейте раствор серной кислоты. Отметьте наблюдаемые явления. Какой газ выделяется? Назовите образующиеся вещества, определите, к какому классу неорганических веществ они принадлежат. Составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном видах.

5) Взаимодействие щелочей с солями. В пробирку налейте немного раствора щелочи и добавьте туда раствор сульфата меди (II). Отметьте наблюдаемые явления. Какой осадок выделяется? Назовите образующиеся вещества, определите, к какому классу неорганических веществ они принадлежат.

Составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном видах.

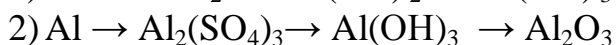
Опыт 3. Получение оксидов и солей.

Выданы вещества: кристаллогидрат сульфата меди (II), карбонат кальция, гидроксид натрия, соляная кислота, хлорид железа (III). Пользуясь этими веществами, получите: а) оксид железа (III); б) оксид кальция; в) хлорид магния.

Составьте уравнения реакций проделанных вами опытов в молекулярном, полном ионном и сокращенном ионном виде.

Опыт 4. Химические превращения веществ.

Осуществите практически следующее превращение веществ:



Составьте уравнения реакций проделанных вами опытов в молекулярном, полном ионном и сокращенном ионном виде.

Оформите результаты лабораторной работы в тетради.

Сделайте вывод.

Контрольные вопросы и задания

1. Дайте определение оксидам, кислотам, основаниям, солям.
2. Составьте уравнения реакций получения соли карбоната натрия всеми возможными способами.
3. Какими двумя способами из оксида кальция можно получить: а) сульфат кальция; б) фосфат кальция.
4. Составьте уравнения реакций, схемы которых даны ниже:
а) $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{Ca(NO}_3)_2 \rightarrow \text{CaSO}_4$
б) в) $\text{NO} \leftarrow \text{NH}_3 \leftarrow \text{N}_2 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3$

Лабораторная работа № 3

Взаимодействие металлов с растворами кислот и солей

Цель: изучить свойства металлов на примере взаимодействия их с кислотами и солями. Закрепить навыки составления уравнений реакций в молекулярном и ионном виде, подтверждающих свойства металлов.

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, спиртовки, пробиркодержатель; гранулы цинка, алюминия, медь (кусочки проволоки), железные гвозди, растворы сульфата меди (II), сульфата алюминия, гидроксида натрия, соляной кислоты, уксусной кислоты, известковой воды, кусочки мела (мрамора), вода, раствор фенолфталеина.

Теоретическая часть

Химические свойства металлов обусловлены способностью их атомов легко отдавать электроны с внешнего энергетического уровня, превращаясь в

положительно заряженные ионы. Таким образом в химических реакциях металлы проявляют себя энергичными восстановителями. Это является их главной общей химической свойством.

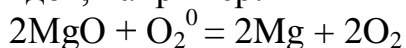
Способность отдавать электроны у атомов отдельных металлических элементов различна. Чем легче металл отдает свои электроны, тем он активнее, и тем энергичнее реагирует с другими веществами. На основе исследований все металлы были расположены в ряд по уменьшению их активности. Этот ряд впервые предложил выдающийся ученый Н. Н. Бекетов. Такой ряд активности металлов называют еще вытеснительный рядом металлов или электрохимическим рядом напряжений металлов. Он имеет следующий вид:

Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb, H₂, Cu, Hg, Ag, Pt, Au

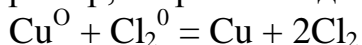
С помощью этого ряда можно обнаружить какой металл является активным другого. В этом ряду присутствует водород, который не является металлом. Его свойства приняты для сравнения за своеобразный ноль.

Взаимодействие металлов с простыми веществами - неметаллами

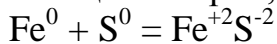
Имея свойства восстановителей, металлы реагируют с различными окислителями, прежде всего с неметаллами. С кислородом металлы реагируют при нормальных условиях или при нагревании с образованием оксидов, например:



В этой реакции атомы магния окисляются, атомы кислорода восстанавливаются. Благородные металлы, находящиеся в конце ряда, с кислородом реагируют. Активно происходят реакции с галогенами, например, сгорания меди в хлоре:

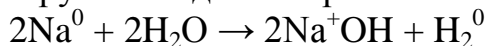


Реакции с серой, чаще всего происходят при нагревании, например:



Взаимодействие металлов с водой

Активные металлы, находящиеся в ряду активности металлов в Mg, реагируют с водой с образованием щелочей и водорода:



Металлы средней активности от Al до H₂ реагируют с водой в более жестких условиях и образуют при этом оксиды и водород:

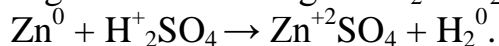
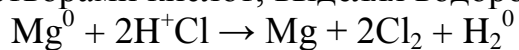
$\text{Pb} + \text{H}_2\text{O} = \text{PbO} + \text{H}_2$ Химические свойства металлов: взаимодействие с кислородом $\text{Pb} + \text{O}_2 = \text{PbO}_2$.

Металлы, содержащиеся после H₂ в вытеснительном ряде металлов с водой не реагируют и водород не вытесняют. В реакциях с водой атомы металлических элементов отдают электроны и являются восстановителями. Окислителями являются атомы водорода из молекул воды.

Взаимодействие металлов с кислотами и солями

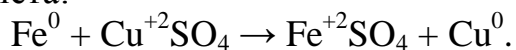
Способность металла реагировать с кислотами и солями в растворе зависит также от его положения в вытеснительный ряде металлов. Металлы,

стоящие в вытеснительный ряде металлов левее водорода, обычно вытесняют (восстанавливают) водород из разбавленных кислот, а металлы, стоящие правее водорода, его не вытесняют. Так, цинк и магний реагируют с растворами кислот, выделяя водород и образуя соли, а медь не реагирует.



Атомы металлов в этих реакциях являются восстановителями, а ионы водорода — окислителями.

Металлы реагируют с солями в водных растворах. Активные металлы вытесняют менее активные металлы из состава солей. Определить это можно по ряду активности металлов. Продуктами реакции являются новая соль и новый металл. Так, если железную пластинку погрузить в раствор меди (II) сульфата, через некоторое время на ней выделится медь в виде красного налета:



Но если в раствор сульфата меди (II) погрузить серебряную пластину, то никакой реакции не произойдет:



Для проведения таких реакции нельзя брать слишком активные металлы (от лития до натрия), которые способны реагировать с водой.

Следовательно, металлы способны реагировать с неметаллами, водой, кислотами и солями. Во всех этих случаях металлы окисляются и являются восстановителями.

Экспериментальная часть

Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.

Ход работы

Опыт 1. Взаимодействие металлов с кислотами

1) В одну пробирку положите гранулу цинка, в другую пробирку – меди (небольшой кусочек медной проволоки). В обе пробирки налейте немного раствора соляной кислоты. Что наблюдаете? Объясните наблюдаемые процессы. Запишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

2) В две пробирки положите по 1 грануле цинка. В первую налейте немного разбавленной соляной кислоты, во вторую – столько же разбавленной уксусной кислоты. Что наблюдаете? Объясните наблюдаемые процессы. Запишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

Опыт 2. Взаимодействие металлов с солями

Налейте в пробирку 1 мл раствора сульфата меди и опустите туда железный гвоздь. Гвоздь покрывается желтовато-красноватым налетом,

характерным для цвета металлической меди. Объясните это явление на основе химической активности металлов. Напишите уравнение реакции в (молекулярном и ионном виде) между сульфатом меди и железом, из которого сделан гвоздь.

Оформите результаты лабораторной работы в тетради.
Сделайте выводы.

Контрольные вопросы

1. Охарактеризуйте положение металлов в Периодической системе Д.И. Менделеева.
2. В чем состоят особенности электронного строения атомов металлов А и Б групп Периодической системы?
3. Какие степени окисления характерны для металлов в соединениях?
4. Можно ли хранить сплав натрия и калия на воздухе?
5. Почему кальций встречается в природе только в виде солей?
6. Назовите отрасль промышленности, занимающуюся получением металлов и сплавов.
7. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 $Al \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow KAlO_2 \rightarrow Al(NO_3)_3$.
Переход 1 рассмотрите в свете ОВР; переходы 2 и 5 - с позиции электролитической диссоциации.

Практическая работа № 1 Химические свойства карбоновых кислот

Цель: Экспериментальным путем изучить свойства карбоновых кислот, общие со свойствами минеральных кислот, формировать умения проводить наблюдения и делать выводы, записывать уравнения соответствующих реакций.

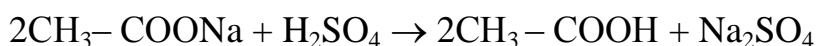
Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, прибор для нагревания, спички, держатель для пробирок, растворы уксусной кислоты, гидроксида натрия, оксид меди (II), лакмусовая бумага, гранулы цинка, кристаллический карбонат кальция.

Теоретическая часть

Карбоновые кислоты - органические соединения, в молекулах которых содержатся одна или несколько карбоксильных групп, соединённых с углеводородным радикалом или атомом водорода.

Классификация карбоновых кислот

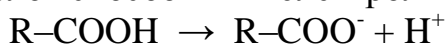
Получение: В лаборатории карбоновые кислоты можно получить из их солей, действуя на них серной кислотой при нагревании, например:



В промышленности получают окислением углеводородов, спиртов и альдегидов.

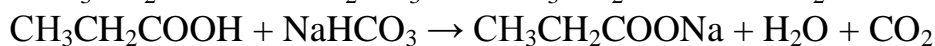
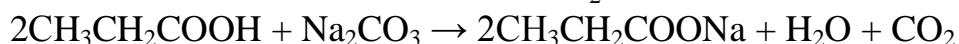
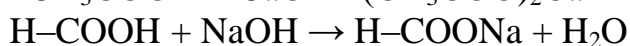
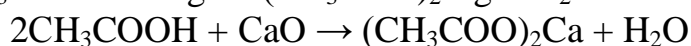
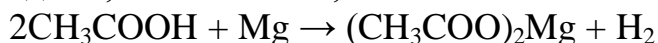
Химические свойства:

1. Из-за смещения электронной плотности от гидроксильной группы О–Н к сильно поляризованной карбонильной группе С=О молекулы карбоновых кислот способны к электролитической диссоциации:



Сила карбоновых кислот в водном растворе невелика.

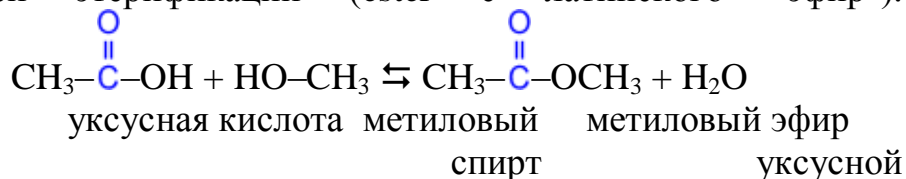
2. Карбоновые кислоты обладают свойствами, характерными для минеральных кислот. Они реагируют с активными металлами, основными оксидами, основаниями, солями слабых кислот.



Карбоновые кислоты слабее многих сильных минеральных кислот (HCl, H₂SO₄ и т.д.) и поэтому вытесняются ими из солей: CH₃COONa + H₂SO₄(конц.) → CH₃COOH + NaHSO₄

3. Образование функциональных производных:

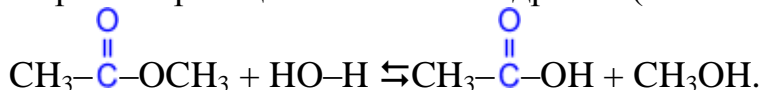
а) при взаимодействии со спиртами (в присутствии концентрированной H₂SO₄) образуются сложные эфиры. Образование сложных эфиров при взаимодействии кислоты и спирта в присутствии минеральных кислот называется реакцией этерификации (ester с латинского "эфир").



кислоты

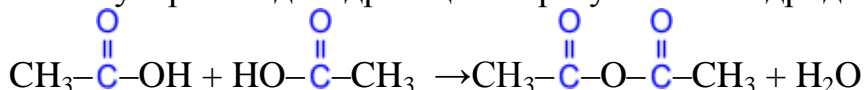
Общая формула сложных эфиров R- $\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}$ -OR' где R и R' – углеводородные радикалы: в сложных эфирах муравьиной кислоты – формиатах –R=H.

Обратной реакцией является гидролиз (омыление) сложного эфира:

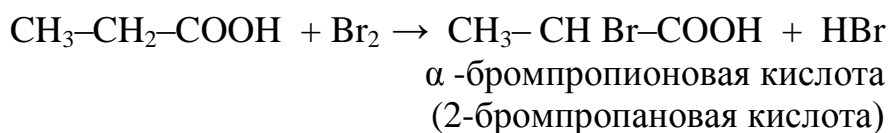


Как видно, процесс этерификации обратимый.

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



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



Применение: в пищевой и химической промышленности (производство ацетилцеллюлозы, из которой получают ацетатное волокно, органическое стекло, киноплёнку; для синтеза красителей, медикаментов и сложных эфиров).

Экспериментальная часть

Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.

Ход работы

1. Проведите испытание раствора уксусной кислоты лакмусом

Разбавьте полученную уксусную кислоту небольшим количеством воды и опустите в пробирку индикаторную бумажку. Отметьте изменение окраски индикатора в пробирке. Напишите уравнение диссоциации кислоты.

2. Проведите химический эксперимент, подтверждающий взаимодействие карбоновых кислот с металлами.

В пробирку с раствором уксусной кислоты опустите гранулу цинка. Что наблюдаете? Какой газ выделяется? Составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном видах.

3. Проведите химический эксперимент, подтверждающий взаимодействие карбоновых кислот с солями.

В пробирку насыпьте немного мела (карбоната кальция) и прилейте раствор уксусной кислоты. Отметьте наблюдаемые явления. Какой газ выделяется? Составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном видах.

4. Проведите химический эксперимент, подтверждающий взаимодействие карбоновых кислот с основными оксидами.

В пробирку налейте 1 мл уксусной кислоты и добавьте туда порошок оксида меди (II). Содержимое пробирки нагрейте. Какой получается цвет, почему? Составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном видах.

5. Проведите химический эксперимент, подтверждающий взаимодействие карбоновых кислот с основаниями

В пробирку налейте 1 мл раствора щелочи и добавьте 2-3 капли индикатора фенолфталеина. Что наблюдаете? Затем в пробирку прилейте уксусной кислоты до полного исчезновения окраски. Что произошло? Почему? Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионном видах.

Оформите результаты практической работы в тетради.
Сделайте выводы.

Контрольные вопросы

1. Какие органические соединения относятся к карбоновым кислотам?
2. Почему среди карбоновых кислот нет газообразных веществ?
3. Чем обусловлены кислотные свойства карбоновых кислот?
4. Почему изменяется цвет индикаторов в растворе уксусной кислоты?
5. С какими металлами реагирует уксусная кислота?

Практическая работа № 2

Решение экспериментальных задач по органической химии

Цель: Повторить и закрепить практические умения и навыки по выполнению химических опытов, обращению с приборами и реактивами, по решению различных типов экспериментальных задач. Продолжить формирование умений проводить наблюдения и делать выводы, записывать уравнения соответствующих реакций.

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, водяная баня, прибор для нагревания, спички, держатель для пробирок, стеклянная палочка, глицерин, этиловый спирт, растворы карбоната натрия, глюкозы, йода, кристаллический карбонат кальция, оксид меди (II), крахмал (порошок), картофель, белый хлеб, растворы яичного белка; раствор молока, творог; сульфата меди (насыщенный и 1%-ный растворы), сульфата аммония (насыщенный), соляная кислота (конц.); уксусная кислота (раствор и конц.); 20%-ный раствор гидроксида натрия; аммиак (конц.); 10%-ный раствор хлорида натрия; лакмусовая бумага,

Теоретическая часть

Многоатомные спирты – органические соединения, в молекулах которых содержится несколько гидроксильных групп (-ОН), соединённых с углеводородным радикалом

Двухатомными спиртами называются спирты, содержащие две гидроксильные группы (группа ОН); спирты содержащие три гидроксильные группы - трёхатомные спирты. В их молекулах две или три гидроксильные группы никогда не оказываются присоединёнными к одному и тому же атому углерода.

Двухатомные спирты ещё называют гликолями, так как они обладают сладким вкусом, - это характерно для всех многоатомных спиртов.

Многоатомные спирты с небольшим числом атомов углерода - это вязкие жидкости, высшие спирты - твёрдые вещества. Многоатомные спирты можно получать теми же синтетическими методами, что и предельные многоатомные спирты.

Этиленгликоль (этандиол) - $\text{HO}-\text{CH}_2\text{CH}_2-\text{OH}$

Сиропообразная, вязкая бесцветная жидкость, имеет спиртовой запах, хорошо смешивается с водой, сильно понижает температуру замерзания воды (60%-ый раствор замерзает при -49°C) – это используется в системах охлаждения двигателей – антифризы. Этиленгликоль токсичен – сильный Яд! Угнетает ЦНС и поражает почки.

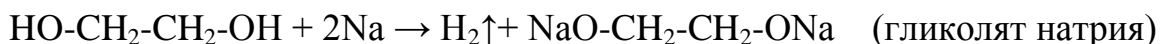
Глицерин (пропантриол-1,2,3) - $\text{HOCH}_2-\text{CH}(\text{OH})-\text{CH}_2\text{OH}$

Бесцветная, вязкая сиропообразная жидкость, сладкая на вкус. Не ядовит. Без запаха. Хорошо смешивается с водой. Распространён в живой природе. Играет важную роль в обменных процессах, так как входит в состав жиров (липидов) животных и растительных тканей.

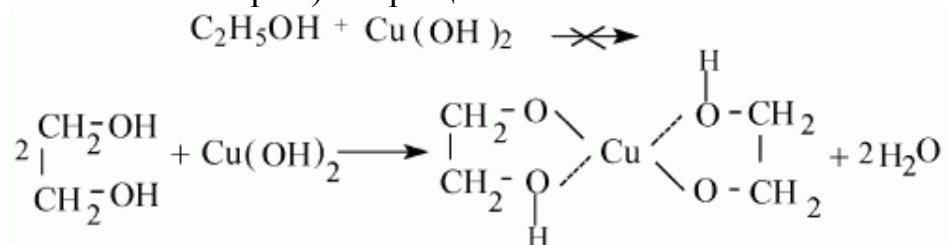
Химические свойства многоатомных спиртов

Кислотные свойства

1. С активными металлами

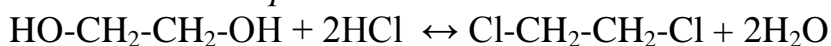


2. Взаимодействие с гидроксидом меди. Многоатомные спирты проявляют более кислые свойства, чем одноатомные и легко образуют алкоголяты не только с металлами, но и с гидроксидами тяжелых металлов. В отличие от одноатомных спиртов, многоатомные спирты реагируют с гидроксидом меди, давая комплексы синего цвета (качественная реакция на многоатомные спирты). Упрощённая схема



Основные свойства

1. С галогенводородными кислотами



Применение: Этиленгликоль производства лавсана, пластмасс, и для приготовления антифризов — водных растворов, замерзающих значительно ниже 0°C (использование их для охлаждения двигателей позволяет автомобилям работать в зимнее время); сырьё в органическом синтезе.

Глицерин широко используется в кожевенной, текстильной промышленности при отделке кож и тканей и в других областях народного хозяйства. Сорбит (шестиатомный спирт) используется как заменитель сахара для больных диабетом. Глицерин находит широкое применение в косметике, пищевой промышленности, фармакологии, производстве взрывчатых веществ. Чистый нитроглицерин взрывается даже при слабом ударе; он служит сырьем для получения бездымных порохов и динамита — взрывчатого вещества, которое в отличие от нитроглицерина можно безопасно бросать.

Углеводы - природные соединения. Являясь основным компонентом пищи, углеводы поставляют большую часть энергии, необходимой для жизнедеятельности. Некоторые углеводы входят в состав нуклеиновых кислот, осуществляющих биосинтез белка и передачу наследственных признаков.

Углеводы широко распространены в природе и играют большую роль в биологических процессах живых организмов и человека. К ним относятся, например, виноградный сахар или глюкоза, свекловичный (тростниковый) сахар или сахароза, крахмал и клетчатка. Название "углеводы" возникло в связи с тем, что химический состав большинства соединений этого класса выражался общей формулой $C_n(H_2O)_m$. Дальнейшее исследование углеводов показало, что такое название является неточным. Во-первых, найдены углеводы, состав которых не отвечает этой формуле. Во-вторых, известны соединения (формальдегид CH_2O , уксусная кислота $C_2H_4O_2$), состав которых хотя и соответствует общей формуле $C_n(H_2O)_m$, но по свойствам они отличаются от углеводов.

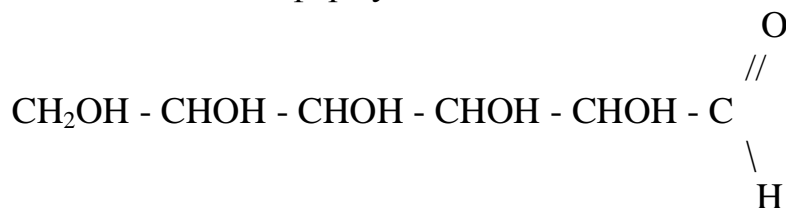
Углеводы в зависимости от их строения можно подразделить на моносахариды, дисахариды и полисахариды.

В молекулах моносахаридов может содержаться от четырех до десяти атомов углерода. Названия всех групп моносахаридов, а также названия отдельных представителей оканчиваются на **-оза**. Поэтому в зависимости от числа атомов углерода в молекуле моносахариды подразделяют на **тетрозы**, **пентозы**, **гексозы** и т. д. Наибольшее значение имеют гексозы и пентозы.

Классификация углеводов

Простые (не подвергаются гидролизу)	Сложные (подвергаются гидролизу)	
Моносахариды	Олигосахариды (Дисахариды)	Полисахариды
Глюкоза $C_6H_{12}O_6$ Фруктоза $C_6H_{12}O_6$ Рибоза $C_5H_{10}O_5$	Сахароза (дисахарид) $C_{12}H_{22}O_{11}$	Крахмал $(C_6H_{10}O_5)_n$ Целлюлоза $(C_6H_{10}O_5)_n$

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

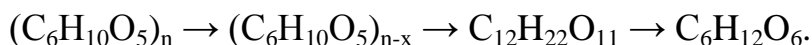


В водном растворе глюкозы находятся в динамическом равновесии три изомерные формы: α -форма, альдегидная и β -форма.

К дисахаридам относятся: сахароза (сахар), мальтоза, лактоза. Все они имеют молекулярную формулу $C_{12}H_{22}O_{11}$. Часто сведения о строении веществ можно получить путём расщепления - гидролиза молекул. Анализ продуктов

гидролиза позволяет обнаружить фруктозу и глюкозу. (Молекулы сахарозы состоят из остатков α -глюкозы и β -фруктозы).

Крахмал - полисахарид. Это белый аморфный порошок, не растворимый в воде. В горячей воде крахмальные зёрна набухают и образуют коллоидный раствор, называемый крахмальным клейстером. Крахмал - природное высокомолекулярное соединение, формула $(C_6H_{10}O_5)_n$ (n - от нескольких сотен до нескольких тысяч). О строении крахмала можно судить по продуктам его гидролиза. Гидролиз обычно проходит постепенно: в начале образуются продукты с меньшей молекулярной массой, чем крахмал, - декстрины, затем дисахарид - мальтоза и, наконец, глюкоза. Схема гидролиза:



Установлено, что в результате гидролиза крахмала образуется α -глюкоза.

В коровьем молоке содержится около 4,5% лактозы. Она является изомером сахарозы, дает реакцию серебряного зеркала (также и медного). Молочный сахар менее растворим и сладок, чем свекловичный. При гидролизе молочный сахар дает две монозы – глюкозу и галактозу.

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

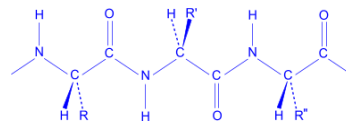
Ни один из известных нам живых организмов не обходится без белков. Белки служат питательными веществами, они регулируют обмен веществ, исполняя роль ферментов – катализаторов обмена веществ, способствуют переносу кислорода по всему организму и его поглощению, играют важную роль в функционировании нервной системы, являются механической основой мышечного сокращения, участвуют в передаче генетической информации и т.д. Как видно, функции белков в природе универсальны. Белки входят в состав мозга, внутренних органов, костей, кожи, волосяного покрова и т.д. Основным источником

α - аминокислот для живого организма служат пищевые белки, которые в результате ферментативного гидролиза в желудочно-кишечном тракте дают α - аминокислоты. Многие

α - аминокислоты синтезируются в организме, а некоторые необходимые для синтеза белков α - аминокислоты не синтезируются в организме и должны поступать извне. Такие аминокислоты называются незаменимыми. К ним относятся валин, лейцин, треонин, метионин, триптофан и др. При некоторых заболеваниях человека перечень незаменимых аминокислот расширяется.

Пептиды и белки различают в зависимости от величины молекулярной массы. Условно считают, что пептиды содержат в молекуле до 100 (соответствует молекулярной массе до 10000), а белки - свыше 100 аминокислотных остатков (молекулярная масса от 10000 до нескольких миллионов). При этом в пептидах различают олигопептиды, содержащие в цепи не более 10 аминокислотных остатков, и полипептиды, содержащие до 100 аминокислотных остатков.

Первичная структура белка - специфическая аминокислотная последовательность, т.е. порядок чередования α -аминокислотных остатков в полипептидной цепи.



Вторичная структура белка - конформация полипептидной цепи, т.е. способ скручивания цепи в пространстве за счет водородных связей между группами NH и CO. Одна из моделей вторичной структуры – спираль.

Третичная структура белка - трехмерная конфигурация закрученной спирали в пространстве, образованная за счет дисульфидных мостиков $-\text{S}-\text{S}-$ между цистеиновыми остатками и ионных взаимодействий.

Четвертичная структура белка - структура, образующаяся за счет взаимодействия между разными полипептидными цепями. Четвертичная структура характерна лишь для некоторых белков, например гемоглобина.

Химические свойства

1) **Денатурация.** Утрата белком природной (нативной) конформации, сопровождающаяся обычно потерей его биологической функции, называется денатурацией. С точки зрения структуры белка – это разрушение вторичной и третичной структур белка, обусловленное воздействием кислот, щелочей, нагревания, радиации и т.д. Первичная структура белка при денатурации сохраняется. Денатурация может быть обратимой (так называемая, ренатурация) и необратимой. Пример необратимой денатурации при тепловом воздействии – свертывание яичного альбумина при варке яиц.

2) **Гидролиз белков** – разрушение первичной структуры белка под действием кислот, щелочей или ферментов, приводящее к образованию α -аминокислот, из которых он был составлен.

3) Качественные реакции на белки:

а) **Биуретовая реакция** – фиолетовое окрашивание при действии солей меди (II) в щелочном растворе. Такую реакцию дают все соединения, содержащие пептидную связь.

б) **Ксантопротеиновая реакция** – появление желтого окрашивания при действии концентрированной азотной кислоты на белки, содержащие остатки ароматических аминокислот (фенилаланина, тирозина). При взаимодействии таких аминокислот с азотной кислотой образуются нитросоединения, окрашенные в желтый цвет.

Экспериментальная часть

Ознакомьтесь с правилами по технике безопасности при работе в химической лаборатории и распишитесь в журнале по ТБ.

Ход работы

1. В пробирках даны следующие вещества без надписей. Определите с помощью характерных реакций каждое из предложенных веществ:

а) этанол; б) уксусная кислота; в) глюкоза; г) глицерин.

Напишите уравнения соответствующих реакций.

2. Докажите опытным путем, что картофель и белый хлеб содержат крахмал.

3. Докажите опытным путем, что глюкоза является альдегидоспиртом, т.е. проявляет свойства альдегида и многоатомного спирта. Напишите уравнения соответствующих реакций.

4. Проведите реакции, подтверждающие денатурацию белков от различных факторов.

1) *Свертывание белков при нагревании.* Небольшое количество раствора яичного белка нагрейте до кипения и наблюдайте помутнение жидкости. Чем это объясняется? Разбавьте раствор водой. Растворяется ли осадок; если нет, то почему?

2) *Осаждение белков солями тяжелых металлов.* В две пробирки налейте по 1-2 мл раствора яичного белка и медленно, по каплям, при встряхивании приливайте в одну из них насыщенный раствор сульфата меди (II), а в другую 20%-ный раствор ацетата (нитрата) свинца. Что наблюдается? Разбавьте раствор большим количеством воды. Сделайте вывод о действии тяжелых металлов на белок.

3) *Осаждение белков минеральными и органическими кислотами.* В две пробирки налейте по 1 мл раствора яичного белка. Осторожно добавляйте в пробирки с раствором белка концентрированной соляной кислоты так, чтобы кислота не смешивалась с белком. В месте соприкосновения двух жидкостей образуется белый хлопьевидный осадок. Повторите этот опыт с концентрированной уксусной кислотой. Сделайте вывод об отношении белка к концентрированным кислотам.

4) *Осаждение белков спиртом.* В три пробирки налейте по 1-1,5 мл раствора яичного и мясного белков, раствора молока и долейте в них по 2-3 мл этилового спирта. Что наблюдается? Растворяется ли осадок в воде? Какой вид свертывания наблюдается?

5. Проведите реакции, подтверждающие наличие белков в пищевых продуктах.

1) *Ксантопротеиновая реакция.* В две пробирки налейте по 1 мл растворов яичного белка, раствора молока, в третью пробирку положите немного творога. В каждую пробирку добавьте 5-6 капель концентрированной азотной кислоты до появления белого осадка или мути от свернувшегося белка. Пробирки с реакционными смесями нагрейте до окрашивания осадка в желтый цвет.

В процессе гидролиза идет растворение осадка. Охладите смеси и добавьте к ним осторожно, по каплям, избыток концентрированного раствора аммиака. Окраска переходит в оранжевую.

2) *Биуретовая реакция.* В две пробирки налейте по 1 мл растворов яичного белка, раствора молока, в третью пробирку положите немного творога. В каждую пробирку налейте 20%- ного гидроксида натрия или гидроксида калия. Затем прилейте немного разбавленного раствора медного купороса и содержимое тщательно перемешайте. Что наблюдается?

Сделайте вывод о содержании белков в продуктах питания.

Оформите результаты практической работы в тетради.

Сделайте выводы.

Контрольные вопросы

1. Составьте уравнения реакций при помощи, которых сахарозу можно превратить в этанол.
2. Что такое денатурация? Укажите условия денатурации белковых молекул.
3. Какие группы атомов и типы связей наиболее характерны для большинства белковых молекул?
4. Как можно доказать наличие белков в продуктах питания, в шерстяных и шёлковых тканях?
5. Какие вещества образуются при гидролизе белков в организме?

Список литературы и интернет-ресурсов по химии

Основная литература

1. Апарнев А. И. Общая химия. Сборник заданий с примерами решений: учебное пособие для среднего профессионального образования / А.И. Апарнев, Л. И. Афонина. — 2-е изд., испр. и доп. — М.: Изд-во Юрайт, 2019. — 127 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-09932-4. — Текст: электронный // ЭБС Юрайт [сайт]. — URL: <https://biblio-online.ru/bcode/438405>.

2. Вайтнер В.В. Химия [Электронный ресурс]: учебное пособие для СПО/ Вайтнер В.В., Никоненко Е.А.— Электрон. текстовые данные.— Саратов, Екатеринбург: Профобразование, Уральский федеральный университет, 2019.— 132 с.— Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/87901.html>.— ЭБС «IPRbooks»

3. Химия: учебник для среднего профессионального образования / Ю. А. Лебедев, Г. Н. Фадеев, А. М. Голубев, В. Н. Шаповал; под общей ред. Г. Н. Фадеева. — 2-е изд., перераб. и доп. — М.: Изд-во Юрайт, 2019. — 431 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-9916-7723-3. — Текст : электронный //ЭБС Юрайт [сайт].—URL: <https://biblio-online.ru/bcode/436520>.

Дополнительная литература

1. Анфиногенова И. В. Химия: учебник и практикум для среднего профессионального образования / И.В. Анфиногенова, А.В. Бабков, В.А. Попков. — 2-е изд., испр. и доп. — М.: Изд-во Юрайт, 2019. — 291 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-11719-6. — Текст: электронный //ЭБС Юрайт [сайт].—URL: <https://biblio-online.ru/bcode/445993>.

2. Аскарлова Л.Х. Химия [Электронный ресурс]: учебное пособие для СПО/ Аскарлова Л.Х.— Электрон. текстовые данные.— Саратов, Екатеринбург: Профобразование, Уральский федеральный университет, 2019.— 79 с.— Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/87899.html>.— ЭБС «IPRbooks»

3. Химия [Электронный ресурс]: учебное пособие для СПО/ — Электрон. текстовые данные.— Саратов: Профобразование, 2019.— 91 с.— Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/87280.html>.— ЭБС «IPRbooks»

Интернет-ресурсы

1. <http://www.knigafund.ru/books/171858>
2. <http://www.knigafund.ru/books/171896>
3. www.alhimikov.net (Образовательный сайт для школьников).
4. www.chem.msu.su (Электронная библиотека по химии).
5. www.chemistry-chemists.com/index.html (электронный журнал «Химикиихимия»).
6. www.hemi.wallst.ru («Химия. Образовательный сайт для школьников»).

7. [www. hij. ru](http://www.hij.ru) (журнал «Химия и жизнь»).
8. [www. hvsh. ru](http://www.hvsh.ru) (журнал «Химия в школе»).
9. [www. interneturok. ru](http://www.interneturok.ru) («Видеоуроки по предметам школьной программы»).
10. [www. pvg. mk. ru](http://www.pvg.mk.ru) (олимпиада «Покори Воробьевы горы»).
11. Юный химик (<http://ychem.euro.ru/index.htm#nov>)
12. Мир химии (<http://www.chemistry.narod.ru/>)
13. Web-квест по химии (http://school-sector.relarn.ru/web_quests/Chemistry_Quest/index.html)
14. Химическая страничка (<http://www-windows-1251.edu.yar.ru/russian/sources/chem/>)
15. Алхимик (<http://www.alhimik.ru>)
16. Электронный справочник
(<http://www.informika.ru/text/database/chemy/START.html>)
Мир химии (<http://www.chem.km.ru/>)