

ФЕДЕРАЛЬНОЕ АГЕНТСТВО ПО ОБРАЗОВАНИЮ
Государственное образовательное учреждение высшего профессионального образования
ТОМСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

УТВЕРЖДАЮ
Декан химического факультета
_____ Ю.Г. Слижов
« ____ » _____ 2007 г.

Л.Н. Мишенина

ЗАНИМАТЕЛЬНАЯ ХИМИЯ

Методические рекомендации для педагогов

Рекомендовано
методической комиссией
химического факультета

Председатель методической
комиссии
_____ Т.С. Минакова
« ____ » _____ 2007 г.

Томск
2007

I. Организационно-методический раздел

1.1. Пояснительная записка

Учебно-методическое пособие «Занимательная химия» предназначено для учащихся 8–9-х классов средних общеобразовательных школ, начинающих знакомство с химией, а также для учащихся старших классов, желающих познакомиться с некоторыми разделами курса. Пособие может быть использовано преподавателями средних общеобразовательных школ для организации учебного процесса в классах естественно-научного профиля.

Пособие содержит описание химических опытов, выполнение которых позволит научить учащихся наблюдать химические превращения в лаборатории и в окружающем мире, привить им первоначальные навыки проведения простейшего химического эксперимента, а также увлечь учащихся химией, показать уникальность химической науки. Работа с пособием предусматривает выполнение заданий к опытам и решение задач.

Описание каждого опыта содержит требования к химическому оборудованию, посуде и необходимым реактивам, описание порядка выполнения опыта и пояснения к наблюдаемым явлениям, а также задания для самостоятельного выполнения. Выполнение заданий позволяет закрепить полученные знания, получить навыки написания уравнений химических реакций, кроме того, требует работы со справочной, учебной литературой и ресурсами Интернета, что позволяет расширить кругозор учащихся.

Пособие может быть использовано:

- при изучении курса «Занимательная химия» в заочной школе «Юный химик» ТГУ;
- на занятиях с учащимися 8-го класса в очной школе «Юный химик» ТГУ;
- при проведении внеклассных мероприятий по химии;
- при рассмотрении некоторых вопросов курсов «Неорганическая химия» и «Органическая химия»;
- при изучении дисциплин химического профиля, предусматривающих выполнение химического эксперимента, в средних общеобразовательных школах;
- для подготовки учащихся к химическим олимпиадам различного уровня.

1.2. Цели и задачи изложения и изучения курса

Основная цель пособия – познакомить учащихся с основами химической науки, привить интерес к химии, заложить первоначальные навыки самостоятельного приобретения знаний.

Работа с пособием дает представление:

- об истории развития химической науки;
- о простых и сложных химических веществах;
- о некоторых химических превращениях;
- об основах химического анализа.

Основными объектами изучения являются:

- оборудование химической лаборатории;
- техника выполнения простейшего химического эксперимента;
- неорганические вещества;
- органические вещества.

В результате работы с пособием учащиеся должны иметь **представление:**

- о различных химических веществах, правилах обращения с ними;
- о физических и химических процессах, различиях между ними;
- о многообразии химических превращений;
- о классификации химических реакций;
- о качественном анализе некоторых органических и неорганических веществ.

В результате работы с пособием учащиеся должны **уметь**:

- обращаться с различными химическими веществами;
- указывать класс неорганических веществ;
- указывать тип химической реакции;
- записывать уравнения химических реакций с учетом коэффициентов;
- уравнивать окислительно-восстановительные реакции методом электронного баланса;
- работать со справочной и учебной литературой, в том числе с электронными базами данных и интернет-ресурсами.

1.3. Содержание деятельности учащихся

Познавательная деятельность учащихся **предполагает**:

- знакомство с многообразием химических веществ;
- рассмотрение правил обращения с различными неорганическими веществами;
- знакомство с техникой безопасности при работе в химической лаборатории;
- выполнение простого химического эксперимента;
- наблюдение опытов, проводимых преподавателем;
- приобретение умения объяснять наблюдаемые явления;
- работу с учебной, методической и справочной литературой различного типа.

1.4. Принципы построения пособия

Методическое пособие состоит из предисловия и трех глав.

В предисловии формулируются цели и задачи работы с пособием, приводятся основные правила работы в химической лаборатории.

Первая глава пособия посвящена знакомству с химическими веществами, простыми и сложными, органическими и неорганическими. Приведена краткая классификация химических веществ, даны описания опытов, позволяющих наблюдать физические (кристаллизация солей, возгонка веществ) и химические (взаимодействие металлов с водой, превращения неорганических и органических веществ) явления.

Во второй главе приведены опыты, которые позволяют наблюдать химические превращения в растворе (реакции ионного обмена, комплексообразования, перехода одних малорастворимых веществ в другие и т.п.), окислительно-восстановительные (меж- и внутримолекулярные реакции) и твердофазные процессы (реакции соединения и замещения).

Третья глава содержит методики эксперимента по определению качественного состава некоторых органических и неорганических веществ. Описаны качественные реакции на некоторые катионы и анионы неорганических веществ и функциональные группы органических соединений.

II. Методические рекомендации по использованию пособия

Методическое пособие рекомендуется в качестве основного при изучении курса «Занимательная химия» учащимися заочной школы «Юный химик» ТГУ. Его рекомендуется использовать школьникам, начинающим знакомство с химией, а также старшеклассникам, желающим познакомиться с некоторыми разделами курса. Пособие может быть использовано преподавателями средних общеобразовательных школ для организации и проведения внеклассных мероприятий по химии.

Задача преподавателя – помочь учащимся грамотно использовать работу с пособием при освоении курса.

Знакомство с химией, увлечение ею, как правило, начинается с наблюдения и выполнения химических опытов. Именно эксперимент делает химическую науку увлекательной и немного таинственной. В пособии содержатся химические опыты, помогающие раскрыть тайны химии, различные по сложности и времени, требующемся на подготовку. Опыты можно выполнять в любой последовательности, в зависимости от поставленной задачи. Перед постановкой эксперимента необходимо познакомить учащихся с правилами работы в химической лаборатории, необходимой химической посудой и оборудованием (рекомендуется использовать видеофильм «Техника лабораторных работ по химии» <http://ido.tsu.ru/schools/chem/data/res/chemsintez/metod/>).

Перед выполнением каждого опыта следует подготовить необходимое оборудование, посуду и реактивы, внимательно изучить порядок выполнения опыта. Затем, следуя рекомендациям, выполнить эксперимент (или предоставить учащимся возможность самим выполнить работу), вместе с ребятами объяснить наблюдаемые явления. После окончания эксперимента учащиеся самостоятельно выполняют задания к опыту: записывают уравнения реакций с учетом коэффициентов и, используя справочную литературу различного типа, отвечают на поставленные вопросы. Преподаватель помогает ребятам выполнить задания.

1. Химические вещества

1.1. Простые вещества: металлы и неметаллы

Опыт 1. Взаимодействие алюминия с водой

При выполнении опыта сравнить активность алюминия, покрытого защитной пленкой, и алюминия после её удаления.

Ответы на задания к опыту:

- ✓ записать уравнения следующих превращений:
взаимодействия алюминия с раствором нитрата ртути (II):
$$2\text{Al} + 3\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 = 3\text{Hg} + 2\text{Al}(\text{NO}_3)_3;$$
взаимодействия алюминия с водой:
$$2\text{Al} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\uparrow.$$
- ✓ привести пример, подтверждающий прочность пленки на поверхности металлического алюминия.

Подтвердить прочность защитной пленки можно следующим образом. Взять алюминиевую проволоку, закрепить её концы и нагреть в пламени горелки. Будет происходить следующее: проволока провиснет, покроется капельками жидкого металла, но порвется не сразу, жидкий алюминий будет удерживаться каркасом из твердого оксида. Температура плавления металлического алюминия значительно меньше, чем температура плавления оксида алюминия ($T_{\text{пл}}(\text{Al}) = 660\text{ }^\circ\text{C}$; $T_{\text{пл}}\text{Al}_2\text{O}_3 = 2\text{ }050\text{ }^\circ\text{C}$), поэтому алюминий расплавится, его оксид – нет.

Опыт 2. Взаимодействие магния с водой

Опыт нужно выполнять осторожно, обратить внимание на химическую активность магния.

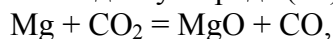
Ответы на задания к опыту:

- ✓ записать уравнение реакции взаимодействия магния с водой:

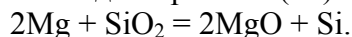
$$\text{Mg} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{H}_2.$$
- ✓ объяснить, почему металлический магний нельзя тушить не только водой (он в ней горит!), но и углекислотным огнетушителем (т.е. газообразным оксидом углерода (IV)) и песком (основной компонент песка – оксид кремния (IV) SiO_2). Ответ подтвердить уравнениями реакций.

Горящий металлический магний нельзя тушить указанными веществами, потому что он с ними реагирует с выделением тепла:

с оксидом углерода (IV):

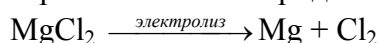


с оксидом кремния (IV):

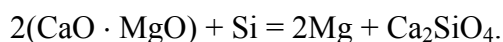


- ✓ привести способы получения металлического магния в промышленности.

Магний получают в промышленности электролизом расплавленного карналлита или хлорида магния с добавками хлорида натрия при 720–750 °С:



или восстановлением прокаленного доломита в электропечах при 1 200–1 300 °С:



Опыт 3. Взаимодействие щелочных металлов с водой

Сравнить внешний вид лития, натрия и калия, обратить внимание на их твердость (способность резаться скальпелем). Сделать вывод о химической активности щелочных металлов.

Ответы на задания к опыту:

- ✓ записать уравнения реакций взаимодействия лития, натрия и калия с водой:

$$2\text{Li} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{LiOH} + \text{H}_2\uparrow;$$

$$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow;$$

$$2\text{K} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH} + \text{H}_2\uparrow.$$
- ✓ описать открытие калия и натрия английским химиком Г. Деви, привести названия элементов, которые им дал первооткрыватель.

Открытие калия и натрия Г. Деви интересно описано в книге И. Нечаева «Рассказы об элементах» (глава 2 «Союз химии и электричества»). На сайте www.dutum.narod.ru находится полная версия книги.

Калий Деви назвал «потассиум», так как англичане называли едкое кали едким поташем, а натрий – «содиум», поскольку он получил его из едкого натра, а едкий натр иначе назывался каустической, то есть едкой, содой.

Опыт 4. Взаимодействия алюминия с йодом

Вспомнить понятие реакции соединения и окислительно-восстановительной реакции. Объяснить понятие катализа.

Ответы на задания к опыту:

- ✓ записать уравнение реакции взаимодействия алюминия и йода:

$$2\text{Al} + 3\text{I}_2 = 2\text{AlI}_3.$$
- ✓ указать окислитель и восстановитель в приведенной реакции:
 Al^0 – восстановитель; I_2 – окислитель.
- ✓ описать открытие металлического алюминия.

В 1754 г. немецкий химик А.С. Маргграф выделил из квасцов бесцветную «землю» (оксид алюминия), позднее названную глиноземом. А.Л. Лавуазье

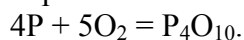
предположил, что глинозем – оксид неизвестного металла. В 1825 г. датский физик Х.К. Эрстед, пропуская хлор через раскаленную смесь глинозема с углем, получил безводный хлорид алюминия и обработал его амальгамой калия при нагревании. Испарив ртуть, он получил металл. Так впервые был получен металлический алюминий. В 1827 г. немецкий химик Ф. Велер получил металлический алюминий нагреванием безводного хлорида алюминия с металлическим калием.

Опыт 5. Самовозгорание белого фосфора (опыт проводится только преподавателем)

При выполнении опыта обратить внимание на ядовитость белого фосфора, его особенные свойства (самовозгорание, способность светиться и т.п.). Вспомнить историю открытия фосфора.

Ответы на задания к опыту:

- ✓ записать реакцию окисления белого фосфора кислородом воздуха с образованием оксида фосфора (V):



- ✓ где, по Вашему мнению, этот опыт находил «практическое применение» (за 2 000 лет до н.э.)?

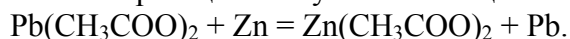
За 2 000 лет до н.э. древнеегипетские жрецы знали секрет самовозгорания фосфора и использовали это свойство для исполнения религиозных обрядов.

Опыт 6. Получение свинца («Сатурново дерево» или «дерево Парацельса»)

Для получения красивого «дерева» опыт требует времени. При выполнении опыта вспомнить ряд активности металлов, понятие окислительно-восстановительной реакции.

Ответы на задания к опыту:

- ✓ записать реакцию получения свинца:



- ✓ указать окислитель и восстановитель в приведенной реакции:



- ✓ назвать металлы, которые можно получить восстановлением из его соли цинком.

Получить предложенным способом можно все металлы, которые стоят в электрохимическом ряду напряжений металлов (ряду активности металлов) после цинка, то есть менее активные, чем цинк, металлы, например: олово, серебро, медь и др.

Опыт 7. Получение кислорода

При выполнении опыта вспомнить правила работы с газообразными веществами.

Ответы на задания к опыту:

- ✓ записать уравнение реакции термического разложения перманганата калия:

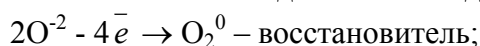


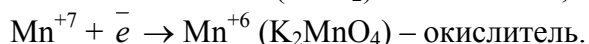
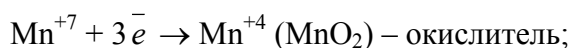
- ✓ объяснить, почему кислород можно собирать методом вытеснения воздуха.

Кислород тяжелее воздуха ($M(O_2) = 32$ г/моль; $M(\text{воздуха}) = 29$ г/моль), поэтому он способен опуститься на дно сосуда, то есть может быть собран методом вытеснения воздуха.

- ✓ указать, к какому типу окислительно-восстановительных реакций относится реакция разложения перманганата калия.

Реакция разложения перманганата калия относится к реакциям внутримолекулярного окисления-восстановления, так как окислитель и восстановитель входят в состав одной молекулы $KMnO_4$:





- ✓ назвать имена первооткрывателей кислорода. Кто впервые доказал, что кислород простое вещество?

Кислород почти одновременно открыли два выдающихся химика второй половины XVIII в. – шведский ученый Карл Вильгельм Шееле и английский Джозеф Пристли. Шееле получил кислород раньше, в 1772 г., при нагревании калийной селитры KNO_3 , а Пристли выделил кислород в 1774 г. при прокаливании ртутной окалины HgO , но он раньше опубликовал свое открытие в трактате «О воздухе и огне». В это время кислород называли «огненным воздухом» или «жизненным воздухом», поскольку он поддерживает горение и дыхание. Современное название «кислород» образовано от двух греческих слов «окси» и «генес» – образующий кислоты, ввел его в химию французский ученый Антуан Лоран Лавуазье в 1775 г. Он исследовал кислород, создал кислородную теорию горения и доказал, что кислород – простое вещество.

Опыт 8. Свойства металлической меди

Перед выполнением опыта рассказать о физических и химических свойствах металлической меди, её роли в современном мире.

Ответы на задания к опыту:

- ✓ записать уравнения следующих реакций:
 - окисления меди кислородом воздуха:
 $2\text{Cu} + \text{O}_2 = 2\text{CuO}$;
 - взаимодействия оксида меди (II) с разбавленной соляной кислотой:
 $\text{CuO} + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 - взаимодействия оксида меди (II) с водным раствором аммиака:
 $3\text{CuO} + 2\text{NH}_3 = 3\text{Cu} + \text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$;
 $\text{CuO} + 4\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} = [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$;
 - $2\text{Cu} + 8\text{NH}_3 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$;
 - взаимодействия оксида меди (II) с этиловым спиртом:
 $\text{CuO} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = \text{Cu} + \text{CH}_3\text{COH} + \text{H}_2\text{O}$.
- ✓ объяснить, почему старинные медные и бронзовые (сплав меди с оловом) предметы покрыты не черным налетом (цвет оксида меди (II)), а зеленым. Назвать состав налета.

Состав налета на поверхности медных и бронзовых изделий, в общем, отвечает формуле $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ – это гидрокарбонат меди (II) зеленого цвета.

1.2. Сложные неорганические вещества

Опыт 1. Растворение аммиака в воде

Для получения аммиака рекомендуется использовать реакцию взаимодействия твердых гидроксида кальция и хлорида аммония. Первую каплю воды в трубку можно ввести резиновой грушей (это значительно облегчает выполнение опыта). При обсуждении опыта обратить внимание на растворимость аммиака в воде и его основные свойства.

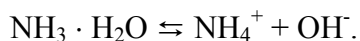
Ответы на задания к опыту:

- ✓ объяснить появление малиновой окраски воды в колбе.

Появление окраски связано с окрашиванием индикатора фенолфталеина. Малиновая окраска индикатора указывает на наличие в растворе основной среды. Появление гидроксид-ионов связано с равновесием в водном растворе аммиака:



- ✓ записать уравнение реакции диссоциации гидрата аммиака (гидроксида аммония) $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$:



Опыт 2. Свойства оксида углерода (IV)

Перед выполнением опыта объяснить учащимся устройство аппарата Киппа. Рассказать, какие еще газы и как можно получить с его помощью.

Ответы на задания к опыту:

- ✓ записать уравнение реакции получения углекислого газа в аппарате Киппа:

$$\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow.$$
- ✓ указать, где используется свойство углекислого газа не поддерживать горение.
 При помощи углекислотных огнетушителей можно тушить большинство пожаров. Основное действующее вещество таких огнетушителей – углекислый газ.

Опыт 3. Кристаллизация двойной соли $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$

Для выполнения опыта требуется время (для охлаждения раствора), лучше всего его проводить в затемненной аудитории. Рекомендуется вспомнить определение двойной соли, понятие кристаллизации и закон сохранения энергии.

Ответы на задания к опыту:

- ✓ записать уравнение реакции образования двойной соли:

$$\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{K}_2\text{SO}_4 + 10\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}.$$
- ✓ привести примеры двойных солей:
 $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ – сульфат алюминия-калия (алюмокалиевые квасцы);
 NH_4MgPO_4 – фосфат магния-аммония;
 $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ – сульфат железа (II) - аммония (соль Мора).

Опыт 4. Получение аэрозоли хлорида аммония

При выполнении опыта вспомнить понятие аэрозоли.

Ответы на задания к опыту:

- ✓ записать уравнения реакций взаимодействия:
 аммиака и хлороводорода:

$$\text{NH}_3 + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl};$$

 карбоната натрия и соляной кислоты:

$$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow.$$
- ✓ привести примеры газов тяжелее воздуха;
 Газы тяжелее воздуха имеют молярную массу больше, чем 29 г/моль ($M(\text{воздуха}) = 29$ г/моль). Например: кислород ($M(\text{O}_2) = 32$ г/моль); хлор ($M(\text{Cl}_2) = 71$ г/моль); оксид азота (IV) ($M(\text{NO}_2) = 46$ г/моль); оксид серы (IV) ($M(\text{SO}_2) = 64$ г/моль) и др.
- ✓ объяснить, возможно ли образование «белого тумана» хлорида аммония при взаимодействии водного раствора аммиака и соляной кислоты.
 Нет, невозможно. В водном растворе хлорид аммония растворим, поэтому он диссоциирует на ионы и остается в растворе:

$$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O},$$

 ионное уравнение:

$$\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^- = \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}.$$

Опыт 5. Разложение тиоцианата ртути (II) («змея Вёлера») (опыт выполняется только преподавателем)

Опыт необходимо выполнять осторожно, в перчатках, помнить об ядовитости солей ртути. При обсуждении опыта рассказать о сложных химических превращениях.

Ответы на задания к опыту:

- ✓ записать уравнения следующих реакций:
 обменного взаимодействия тиоционата аммония и нитрата ртути (II):

$$2\text{NH}_4\text{NCS} + \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 = \text{Hg}(\text{NCS})_2 + 2\text{NH}_4\text{NO}_3;$$
 разложения тиоционата ртути (II):

$$2\text{Hg}(\text{NCS})_2 = 2\text{HgS} + \text{C}_3\text{N}_4 + \text{CS}_2;$$
 горения сероуглерода на воздухе:

$$\text{CS}_2 + 3\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{SO}_2.$$
- ✓ назовите открытие Вёлера, которое «перевернуло» взгляд на химию органических веществ.

В 1828 г. немецкий химик Фридрих Вёлер впервые получил природное органическое вещество мочевины из неорганических веществ. Он пытался получить соль – цианат аммония NH_4CNO из циановой кислоты HCNO и аммиака NH_3 при упаривании реакционной смеси и неожиданно получил мочевины $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$. Этот первый синтез органического вещества из неорганических послужил сильным толчком к синтезу новых органических соединений и полностью опроверг теорию витализма (органические образуются только в животных и растительных организмах под действием некой «жизненной силы»).

Опыт 6. Горение сахарозы в присутствии окислителей («зеленая змея»)

При объяснении опыта вспомнить понятие окислительно-восстановительных реакций, окислителя и восстановителя. Записать формулы исходных веществ (для сахарозы – структурную) и продуктов реакции.

Ответы на задания к опыту:

- ✓ объяснить, почему дихромат калия и нитрат калия проявляют только окислительные свойства.

В дихромате калия и нитрате калия хром и азот находятся в своих высших степенях окисления: $\text{K}_2\text{Cr}_2^{+6}\text{O}_7$ и KN^{+5}O_3 . В связи с этим они способны только принимать электроны в окислительно-восстановительных реакциях, то есть являться окислителями.

2.3. Сложные органические вещества

Опыт 1. Горение сахара

Рекомендуется вспомнить понятие катализа и катализатора. Обратит внимание на различие протекания реакции горения сахара с катализатором и без него.

Ответы на задания к опыту:

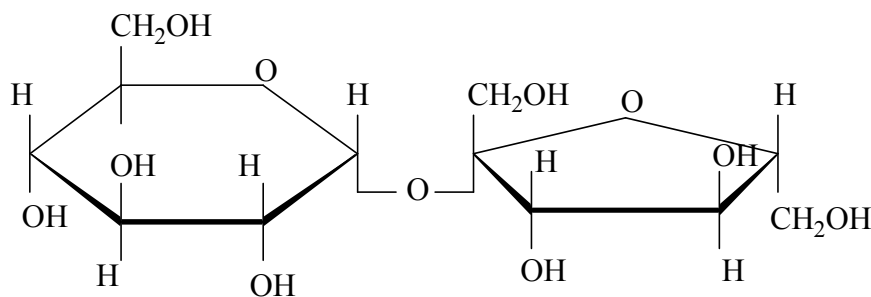
- ✓ записать уравнение реакции горения сахарозы:

$$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} + 12\text{O}_2 = 12\text{CO}_2 + 11\text{H}_2\text{O}.$$
- ✓ указать, какая из солей щелочных металлов играет главную роль в каталитическом процессе горения сахарозы.

Считается, что главную роль в каталитическом процессе горения сахарозы играют соли лития, главным образом, карбонат лития.

- ✓ записать структурную формулу сахарозы:

Сахароза – дисахарид.



- ✓ привести примеры каталитических реакций.

Разложение пероксида водорода (катализатор – оксид марганца (IV));
 окисление сернистого газа в серный (катализатор – оксид ванадия (V));
 гидрирование алкенов (катализатор – никель).

Опыт 2. Реакция «серебряного зеркала»

При выполнении опыта важно тщательно подготовить колбу или пробирку, от этого зависит результат. Нагревание проводить осторожно и пробирку не встряхивать, иначе серебро выделится в виде мелких частичек.

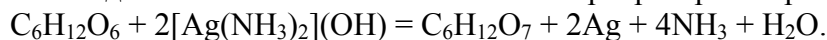
Ответы на задания к опыту:

- ✓ записать уравнения следующих реакций:

взаимодействия нитрата серебра с гидратом аммиака:



взаимодействия аммиачного комплекса серебра с раствором глюкозы:



- ✓ указать, для обнаружения каких органических веществ применяется реакция «серебряного зеркала».

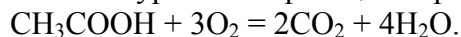
Реакция «серебряного зеркала» используется для обнаружения альдегидов.

Опыт 3. Горение уксусной кислоты

При выполнении опыта рассказать о классе карбоновых кислот (общие понятия).

Ответы на задания к опыту:

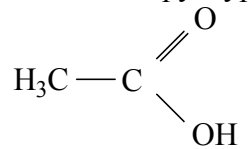
- ✓ записать уравнение реакции горения уксусной кислоты:



- ✓ указать области применения уксусной кислоты:

Уксусная кислота используется в пищевой промышленности, в производстве синтетических смол, является растворителем в промышленной и лабораторной практике.

- ✓ записать структурную формулу уксусной кислоты:



Опыт 4. Возгонка бензойной кислоты

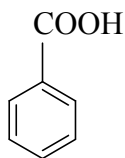
При выполнении опыта вспомнить понятие возгонки, объяснить, зачем на стакан ставится колба с холодной водой.

Ответы на задания к опыту:

- ✓ описать физические свойства бензойной кислоты:

Бензойная кислота – бесцветное кристаллическое вещество, с температурой плавления 122 °С, хорошо кристаллизуется, легко возгоняется. Впервые выделена из природных продуктов – бензойной смолы.

- ✓ записать структурную формулу бензойной кислоты:



- ✓ привести примеры веществ, способных возгоняться.
Нафталин, йод и др.

Опыт 5. Получение красителя анилинового черного

Рассказать о роли искусственных красителей в современном мире, особо обратить внимание на анилиновые красители.

Ответы на задания к опыту:

- ✓ назовите другие анилиновые красители:
Первый в мире патент на производство анилинового красителя получил в 1856 г. Вильям Генри Перкин; это краситель фиолетового цвета – мовеин. К анилиновым красителям относятся также фуксин (ярко-красный), анилиновый желтый.
- ✓ укажите области применения анилиновых красителей.
Анилиновые красители в основном используются для крашения волокон различной природы.

Опыт 6. Получение мочевины (синтез Вёлера)

При выполнении опыта рекомендуется остановиться на его исторической значимости.

Задания к опыту:

- ✓ запишите реакцию получения мочевины:

$$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{KNCO} = \text{NH}_4\text{CNO} + \text{KCl};$$

$$\text{NH}_4\text{CNO} \rightarrow (\text{NH}_2)_2\text{CO}.$$
- ✓ укажите, как можно выделить мочевины из полученного раствора.
Мочевина отлично растворяется в воде. Выделить её из раствора можно выпариванием.

2. Химические превращения

2.1. Реакции, протекающие в водном растворе

Опыт 1. Получение йодида свинца (II) («золотой дождь»)

Перед выполнением опыта рекомендуется повторить понятия растворимости веществ и кристаллизации.

Задания к опыту:

- ✓ записать уравнение реакции получения йодида свинца (II):

$$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KI} = 2\text{KNO}_3 + \text{PbI}_2 \downarrow.$$
- ✓ привести примеры солей, растворимость которых увеличивается с ростом температуры.
Это большинство солей, например: хлорид калия, дихромат калия, сульфат меди (II) и др.

Опыт 2. Получение нерастворимых силикатов («силикатный сад»)

При выполнении опыта вспомнить понятие кристаллизации. Рассказать о явлении осмоса, объяснить рост «сада».

Оборудование и реактивы: химический стакан на 200 мл, шпатели, свежеприготовленный раствор полисиликата натрия ($\omega((\text{Na}_2\text{SiO}_3)_x) = 10\%$ (масс.)), кристаллические соли: пентагидрат сульфата меди (II) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, гексагидрат нитрата

кобальта (II) $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, гептагидрат сульфата никеля (II) $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, гептагидрат хлорида железа (III) $\text{FeCl}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

Выполнение опыта. В химический стакан налить 100 мл свежеприготовленного раствора полисиликата натрия. Осторожно поместить в раствор по несколько кристалликов солей. Через некоторое время в результате обменных реакций образуются нерастворимые силикаты: силикат меди (II) $(\text{CuSiO}_3)_x$ – синего цвета, силикат кобальта (II) $(\text{CoSiO}_3)_x$ – розового цвета, силикат никеля (II) $(\text{NiSiO}_3)_x$ – зеленого цвета, силикат железа (III) $(\text{Fe}_2(\text{SiO}_3)_3)_x$ – желто-зеленого цвета.

Пояснения к опыту. Нерастворимые силикаты образуются в результате обменного взаимодействия между полисиликатом натрия и солями меди (II), кобальта (II), никеля (II) и железа (III).

Ответы на задания к опыту:

- ✓ записать уравнения реакций получения нерастворимых силикатов:

$$x\text{CuSO}_4 + (\text{Na}_2\text{SiO}_3)_x = (\text{CuSiO}_3)_x + x\text{Na}_2\text{SO}_4;$$

$$x\text{Co}(\text{NO}_3)_2 + (\text{Na}_2\text{SiO}_3)_x = (\text{CoSiO}_3)_x + 2x\text{NaNO}_3;$$

$$x\text{NiSO}_4 + (\text{Na}_2\text{SiO}_3)_x = (\text{NiSiO}_3)_x + x\text{Na}_2\text{SO}_4;$$

$$2x\text{FeCl}_3 + 3(\text{Na}_2\text{SiO}_3)_x = (\text{Fe}_2(\text{SiO}_3)_3)_x + 6x\text{NaCl}.$$
- ✓ указать, какое соединение кремния называют «жидким стеклом».

«Жидким стеклом» называется раствор растворимых силикатов в воде, например: водный раствор полисиликата натрия: $x\text{Na}_2\text{O} \cdot y\text{SiO}_2$.

Опыт 3. Получение нерастворимых хроматов

При выполнении опыта вспомнить понятие реакций ионного обмена, остановиться на признаках этих реакций.

Пояснения к опыту. Желтые кристаллы хромата бария BaCrO_4 образуются в результате обменного взаимодействия между хроматом калия K_2CrO_4 и хлоридом бария BaCl_2 . Тонкие нити желтого цвета хрома свинца PbCrO_4 получаются по реакции между хроматом калия и нитратом свинца (II).

Ответы на задания к опыту:

- ✓ записать уравнения следующих реакций:

взаимодействия между хроматом калия и хлоридом бария:

$$\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{BaCl}_2 = 2\text{KCl} + \text{BaCrO}_4\downarrow;$$

взаимодействия между хроматом калия и нитратом свинца (II):

$$\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{KNO}_3 + \text{PbCrO}_4\downarrow;$$
- ✓ указать области применения нерастворимых хроматов.

Нерастворимые хроматы используются в качестве желтых и оранжевых пигментов (PbCrO_4 , CdCrO_4). Многие хроматы и дихроматы находят применение в качестве ингибиторов коррозии (CaCr_2O_7 , MgCrO_4), средств сохранения древесины (CuCr_2O_7), катализаторов (NiCrO_4 , ZnCrO_4).

Опыт 4. Получение комплексного соединения тетрайодомеркурата (II) калия

При выполнении опыта рассказать учащимся о строении комплексных соединений. Показать отличие комплексных солей от обычных.

Ответы на задания к опыту:

- ✓ записать уравнения следующих реакций:

получения йодида ртути (II):

$$\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KI} = 2\text{KNO}_3 + \text{HgI}_2\downarrow;$$

получения тетрайодомеркурата (II) калия:

$$\text{HgI}_2 + 2\text{KI} = \text{K}_2[\text{HgI}_4].$$
- ✓ указать области применения йодида ртути (II) и концентрированного раствора тетрайодомеркурата (II) калия (раствора Туле).

Концентрированный раствор тетраiodомеркурата (II) калия (раствора Туле) имеет очень высокую плотность – 3,2 г/мл и находит применение как иммерсионная жидкость (для разделения твердых порошкообразных веществ или для определения их плотности погружным (иммерсионным) методом).

Опыт 5. Получение аммиачного комплекса меди (II)

При выполнении опыта вспомнить понятия кислых, основных, средних и комплексных солей.

Пояснения к опыту. При добавлении к раствору сульфата меди (II) CuSO_4 раствора аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ происходит обменное взаимодействие с образованием малорастворимой в воде основной соли – дигидрокосульфата меди (II) $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$. При дальнейшем приливании раствора аммиака соль растворяется, превращаясь в комплексное соединение ярко-синего цвета – сульфат тетраамминмеди (II) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$.

Это первое комплексное соединение получено в 1597 г. немецким алхимиком и врачом Андресом Либавия, он проводил опыты с медным купоросом с целью получения нового лекарства для лечения ран, кожных болезней и опухолей.

Задания к опыту:

- ✓ записать уравнения следующих реакций:
 - получения дигидрокосульфата меди (II):

$$2\text{CuSO}_4 + 2\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = (\text{CuOH})_2\text{SO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4;$$
 - получения сульфата тетраамминмеди (II):

$$(\text{CuOH})_2\text{SO}_4 + 6\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = 2[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}.$$
- ✓ привести примеры кислых, основных и средних солей меди (II).
 Кислая – $\text{Cu}(\text{HSO}_4)_2$, основная – $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, средняя – CuNO_3 .
- ✓ указать области применения медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.
 Медный купорос используется в электрохимических процессах нанесения медных покрытий, для консервации древесины, протравливания семян, в производстве минеральных красок и как исходное соединение для синтеза многих соединений меди.

Опыт 6. Взаимодействия в растворе между йодатом калия и сульфитом натрия

Оборудование и реактивы: мерная колба на 1 л (2 шт.), химический стакан, стеклянные палочки, йодат калия KIO_3 ($m = 2$ г), сульфит натрия Na_2SO_3 ($m = 1$ г), концентрированная серная кислота ($\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 96\%$ (масс.)), крахмальный клейстер (1 г крахмала в 100 мл воды), дистиллированная вода.

Выполнение опыта. Приготовить два раствора: первый, содержащий 2 г йодата калия и 13,3 мл концентрированной серной кислоты в 1 л воды, и второй: содержащий 1 г сульфита натрия и 25 мл крахмального клейстера в 1 л воды.

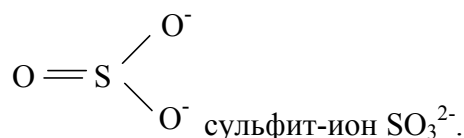
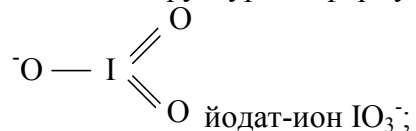
В стакан налить 100 мл раствора йодата калия KIO_3 и серной кислоты H_2SO_4 , затем при непрерывном перемешивании добавить 100 мл раствора сульфита натрия Na_2SO_3 и крахмального клейстера. Вначале ничего не наблюдается, а через некоторое время бесцветный раствор становится темно-синим.

Пояснения к опыту. Реакции в растворе начинаются с момента сливания растворов, первой происходит реакция между йодат- IO_3^- и сульфит-ионами SO_3^{2-} . Йодат-ион окисляет сульфит-ион, а сам восстанавливается до йодид-иона I^- . Эта реакция протекает медленно, с образованием не окрашенных ионов, поэтому видимых изменений не наблюдается. Только после того, как в растворе появляются йодид-ионы, начинается вторая реакция взаимодействия йодат- и йодид-ионов с образованием молекулярного йода I_2 и воды. Это реакция протекает быстро, еще быстрее происходит третий процесс между молекулярным йодом и сульфит-ионом с образованием йодид- и сульфат-ионов SO_4^{2-} . Таким образом, образование свободного йода, который дает с крахмалом темно-синее

окрашивание, возможно только после окисления всех сульфит-ионов. Данную «задумчивую реакцию» впервые наблюдал в 1892 г. немецкий химик Ганс Генрих Ландольт.

Ответы на задания к опыту:

- ✓ записать уравнения следующих реакций:
 взаимодействия йодат-иона сульфит-иона (1 реакция):
 $\text{IO}_3^- + 3\text{SO}_3^{2-} = \text{I}^- + 3\text{SO}_4^{2-}$;
 взаимодействия йодат-иона и йодид-иона в кислой среде (2 реакция):
 $\text{IO}_3^- + \text{I}^- + 6\text{H}^+ = \text{I}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$;
 взаимодействия молекулярного йода и сульфит-иона (3 реакция):
 $\text{I}_2 + \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{I}^- + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+$.
- ✓ написать структурные формулы йодат-иона и сульфит-иона:



- ✓ указать, как называется самая медленная реакция химического процесса.
 Самая медленная реакция химического процесса называется «лимитирующая».

Опыт 7. Превращения иона железа

Обратить внимание на положение железа в Периодической системе химических элементов Д.И Менделеева, рассмотреть электронное строение атома железа и его возможные степени окисления.

Ответы на задания к опыту:

- ✓ записать уравнения следующих реакций в молекулярной и ионной форме:
 взаимодействия хлорида железа (III) и карбоната натрия:
 $2\text{FeCl}_3 + 3\text{Na}_2\text{CO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{CO}_2\uparrow + 6\text{NaCl}$;
 гидролиза ионов Fe^{3+} и CO_3^{2-} :
 $\text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O} = \text{FeOH}^{2+} + \text{H}^+$;
 $\text{FeOH}^{2+} + \text{H}_2\text{O} = \text{Fe}(\text{OH})_2^+ + \text{H}^+$;
 $\text{Fe}(\text{OH})_2^+ + \text{H}_2\text{O} = \text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{H}^+$;
 $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} = \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$;
 $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$, $\text{H}_2\text{CO}_3 = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$;
 нейтрализации гидроксида железа (III) соляной кислотой:
 $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$;
 образования роданидного комплекса железа (III):
 $\text{FeCl}_3 + 3\text{KCNS} + 3\text{H}_2\text{O} = [\text{Fe}(\text{CNS})_3(\text{H}_2\text{O})_3] + 3\text{KCl}$;
 получения фторидного комплекса железа (III):
 $[\text{Fe}(\text{CNS})_3(\text{H}_2\text{O})_3] + 6\text{NaF} = \text{Na}_3[\text{FeF}_6] + 3\text{NaCNS} + 3\text{H}_2\text{O}$;
 разрушения фторидного комплекса железа (III):
 $\text{Na}_3[\text{FeF}_6] + 3\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 6\text{NaF}$;
 взаимодействия гидроксида железа (III) и сульфида натрия:
 $2\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{Na}_2\text{S} = 2\text{FeS}\downarrow + \text{S}\downarrow + 6\text{NaOH}$.
- ✓ назвать приведенные комплексные соединения по номенклатуре IUPAC.
 $[\text{Fe}(\text{CNS})_3(\text{H}_2\text{O})_3]$ – триакватироданофетррат (III);
 $\text{Na}_3[\text{FeF}_6]$ – гексафтороферрат (III) натрия.

Опыт 8. Превращения иона меди

Обратить внимание на положение меди в Периодической системе химических элементов Д.И Менделеева, рассмотреть электронное строение атома меди и его возможные степени окисления.

Ответы на задания к опыту:

- ✓ записать уравнения следующих реакций в молекулярной и ионной форме: взаимодействия сульфата меди (II) и карбоната натрия:

$$\text{CuSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{CO}_2\uparrow + \text{Na}_2\text{SO}_4;$$
 гидролиза ионов Cu^{2+} и CO_3^{2-} :

$$\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O} = \text{CuOH}^+ + \text{H}^+;$$

$$\text{CuOH}^+ + \text{H}_2\text{O} = \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}^+;$$

$$\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} = \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-;$$

$$\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-; \text{H}_2\text{CO}_3 = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2;$$
 нейтрализации гидроксида меди (II) соляной кислотой:

$$\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O};$$
 восстановления двухвалентной меди до одновалентной йодид-ионами:

$$2\text{CuCl}_2 + 4\text{KI} = 2\text{CuI}\downarrow + \text{I}_2 + 4\text{KCl};$$
 связывания свободного йода тиосульфатом натрия:

$$\text{I}_2 + 2\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 = 2\text{NaI} + \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6;$$
 получения аммиачного комплекса одновалентной меди:

$$\text{CuI} + 2\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = [\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{I} + 2\text{H}_2\text{O};$$
 получения аммиачного комплекса двухвалентной меди:

$$2[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{I} + \text{H}_2\text{O}_2 + 4\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = 2[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2 + 2\text{HI} + 2\text{H}_2\text{O};$$
 разрушения комплексного соединения с образованием сульфида меди (II):

$$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{S} = \text{CuS}\downarrow + 2\text{NaOH} + 4\text{NH}_3.$$
- ✓ назвать приведенные комплексные соединения по номенклатуре IUPAC:
 $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{I}$ – йодид диамминмеди (I);
 $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ – гидроксид тетраамминмеди (II).
- ✓ уравнять приведенные окислительно-восстановительные реакции методом электронного баланса.

$$\text{I}_2 + 2\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 = 2\text{NaI} + \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$$
 (степени окисления в методе электронного баланса расставляем формально, в состав ионов $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ и $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$ сера входит в степени окисления +6 и -2).

$\text{I}_2^0 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{I}^-$	– окислитель;
$2\text{S}^{+2} - \bar{e} \rightarrow 2\text{S}^{+2,5}$	– восстановитель.

$$2[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{I} + \text{H}_2\text{O}_2 + 4\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = 2[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2 + 2\text{HI} + 2\text{H}_2\text{O};$$

$$\text{O}^- + \bar{e} \rightarrow \text{O}^{2-}$$
 – окислитель;

$$\text{Cu}^+ - \bar{e} \rightarrow \text{Cu}^{+2}$$
 – восстановитель.

2.2. Окислительно-восстановительные реакции**Опыт 1. Взаимодействие сахарной пудры с концентрированной серной кислотой (опыт выполняется только преподавателем)**

При выполнении опыта рассмотреть свойства серной кислоты. Вспомнить понятия окислителя и восстановителя.

Ответы на задания к опыту:

- ✓ записать уравнение реакции взаимодействия сахарозы и концентрированной серной кислоты:

$$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CO}_2 + 11\text{C} + 13\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2.$$
- ✓ объяснить, почему серная кислота может проявлять только окислительные свойства.

В состав молекулы серной кислоты сера входит в своей высшей степени окисления +6, поэтому в окислительно-восстановительных реакциях она может только принимать электроны, то есть выступать в качестве окислителя.

Опыт 2. Разложение дихромата аммония («вулкан Бёттгера»)

При выполнении опыта вспомнить классификацию реакций по типу и числу продуктов и реагентов, по изменению степени окисления и по тепловому эффекту.

Ответы на задания к опыту:

- ✓ записать уравнение реакции разложения дихромата аммония:
 $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$.
- ✓ назвать окислитель и восстановитель в приведенной реакции:
 Cr^{+6} – окислитель; N^{-3} – восстановитель.
- ✓ указать, к какому типу окислительно-восстановительных реакций относится реакция разложения дихромата аммония.

Поскольку окислитель и восстановитель входят в состав одной молекулы, реакция разложения дихромата аммония относится к внутримолекулярным окислительно-восстановительным реакциям.

Опыт 3. Получение феррата калия

При выполнении опыта рассмотреть соединения железа в степени окисления +6. Дать их краткую характеристику.

Ответы на задания к опыту:

- ✓ записать уравнения следующих реакций:
 взаимодействия нитрата калия и железа:
 $\text{KNO}_3 + \text{Fe} = \text{K}_2\text{FeO}_4 + \text{NO}$;
 окисления оксида азота (II) на воздухе:
 $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$.
- ✓ указать окислитель и восстановитель в приведенных реакциях.
 В реакции взаимодействия нитрата калия и железа N^{+5} – окислитель; Fe^0 – восстановитель.
 В реакции окисления оксида азота (II) на воздухе O_2 – окислитель; N^{+2} – восстановитель.
- ✓ привести уравнения реакций, подтверждающие окислительные свойства феррата калия.
 $4\text{K}_2\text{FeO}_4 + 10\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{O}_2 + 4\text{K}_2\text{SO}_4 + 10\text{H}_2\text{O}$;
 Fe^{+6} – окислитель; O^{-2} – восстановитель.
 $2\text{K}_2\text{FeO}_4 + 2\text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{N}_2 + 4\text{KOH}$;
 Fe^{+6} – окислитель; N^{-3} – восстановитель.

Опыт 4. Каталитическое разложение пероксида водорода

При выполнении опыта дать понятие каталитического процесса и катализатора, познакомить учащихся со свойствами пероксида водорода.

Пояснения к опыту. Оксид марганца (IV) MnO_2 – катализатор процесса разложения пероксида водорода H_2O_2 . При помещении его в раствор пероксида водорода начинается его разложение с образованием газообразного кислорода O_2 и воды. Выделение кислорода доказывает воспламенение тлеющих лучины, поскольку кислород – газ, поддерживающий горение.

Задания к опыту:

- ✓ записать уравнение реакции разложения пероксида водорода:
 $2\text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \uparrow$.
- ✓ указать, какие вещества, кроме оксида марганца (IV), могут быть использованы в качестве катализатора процесса разложения пероксида водорода.

В качестве катализатора процесса разложения пероксида водорода используются оксиды тяжелых металлов, например, оксид свинца (IV) PbO_2 .

Опыт 5. Окисление этилового спирта (опыт выполняется только преподавателем)

При выполнении опыта вспомнить правила работы с концентрированной серной кислотой. Опыт выполнять очень осторожно.

Пояснения к опыту. Причиной вспышек является воспламенение этанола при контакте с сильнейшим окислителем оксидом марганца (VII) Mn_2O_7 . При этом спирт окисляется до оксида углерода (IV) CO_2 , а оксид марганца (VII) восстанавливается до оксида марганца (IV) MnO_2 . Оксид марганца (VII) образуется при взаимодействии перманганата калия $KMnO_4$ и концентрированной серной кислоты H_2SO_4 .

Задания к опыту:

- ✓ записать уравнения следующих реакций:
 - получения оксида марганца (VII) при взаимодействии перманганата калия и концентрированной серной кислоты:

$$2KMnO_4 + H_2SO_4 = Mn_2O_7 + K_2SO_4 + H_2O;$$
 - взаимодействия оксида марганца (VII) и этилового спирта:

$$2Mn_2O_7 + C_2H_5OH = 2CO_2 + 4MnO_2 + 3H_2O.$$
- ✓ объяснить, почему соединения марганца (VII) являются сильными окислителями.

Степень окисления +7 является высшей для марганца, поэтому в окислительно-восстановительных реакциях он может только принимать электроны, то есть выступать в качестве окислителя. Поскольку для марганца более характерна степень окисления +4, то соединения марганца (VII) – сильные окислители.

Опыт 6. Горение фосфора в газообразном хлоре (опыт выполняется только преподавателем)

При выполнении опыта рассмотреть положения фосфора и хлора в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева, сравнить их неметаллические свойства.

Ответы на задания к опыту:

- ✓ записать уравнения реакций взаимодействия хлора и фосфора:

$$2P + 3Cl_2 = 2PCl_3;$$

$$2P + 5Cl_2 = 2PCl_5.$$
- ✓ указать окислитель и восстановитель в приведенных реакциях:
 P^0 – восстановитель; Cl_2^0 – окислитель.
- ✓ фосфор – первый элемент, первооткрыватель которого известен. Назовите этого алхимика и укажите год получения чистого фосфора.

Фосфор открыт гамбургским алхимиком Геннингом Брандом в 1669 г. Подобно другим алхимикам, Бранд пытался отыскать эликсир жизни или философский камень, а получил светящееся вещество. Существуют данные, что фосфор умели получать еще арабские алхимики в XII в.

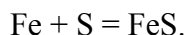
2.3. Твердофазные реакции

Опыт 1. Взаимодействие металлического железа с серой (вулкан Лемери)

При выполнении опыта рассмотреть кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства простых веществ серы и железа на основании их положения в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева.

Ответы на задания к опыту:

- ✓ записать уравнение реакции взаимодействия серы и железа:



- ✓ указать окислитель и восстановитель в приведенной реакции:
 Fe^0 – восстановитель; S^0 – окислитель.

Опыт 2. Получение железа методом алюмотермии

При выполнении опыта рассмотреть способы получения металлов.

Пояснения к опыту. Приведенный способ получения металлов называется алюмотермия, а исходная смесь – термитом Гольдшмидта, по имени немецкого ученого-металлурга, который изобрел способ выплавки металлов из их оксидов с помощью алюминия, как восстановителя. Алюминий Al – химически активный металл, он способен восстановить железо из его оксида Fe_2O_3 . В результате окислительно-восстановительного процесса образуется металлическое железо Fe и оксид алюминия Al_2O_3 .

Задания к опыту:

- ✓ записать уравнение реакции получения железа из его оксида:
 $\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 = \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Fe}.$
- ✓ указать окислитель и восстановитель в приведенной реакции:
 Al^0 – восстановитель; Fe^{+3} – окислитель.
- ✓ назвать металлы, которые могут быть получены при восстановлении их алюминием из оксидов.

Алюминием из оксидов можно восстановить металлы, которые стоят в электрохимическом ряду напряжений металлов после алюминия, например: хром, олово, медь и др.

- ✓ назвать металлы, которые могут быть использованы в качестве восстановителей.

В качестве восстановителей используются активные металлы, например: магний, кальций и др.

3. Химический анализ

3.1. Кислотно-основные индикаторы

Опыт 1. Кислотно-основные индикаторы

При выполнении опыта важно обратить внимание учащихся на изменение окраски индикаторов.

Ответы на задания к опыту:

- ✓ укажите, что называют универсальным индикатором.
 Универсальный индикатор – это смесь индикаторов, которые непрерывно изменяют свой цвет при переходе от кислой среды к основной. Их используют для приблизительной оценки кислотности растворов.

3.2. Анализ неорганических веществ

Опыт 1. Определение ионов трехвалентного железа

При осуждении результатов опыта обратить внимание на окраску полученного раствора.

Ответы на задания к опыту:

- ✓ записать уравнение реакции взаимодействия хлорида железа (III) и роданида аммония в молекулярной и ионной форме:
 $\text{FeCl}_3 + 3\text{KCNS} + 3\text{H}_2\text{O} = [\text{Fe}(\text{CNS})_3(\text{H}_2\text{O})_3] + 3\text{KCl};$
 $\text{Fe}^{3+} + 3\text{CNS}^- + 3\text{H}_2\text{O} = [\text{Fe}(\text{CNS})_3(\text{H}_2\text{O})_3].$
- ✓ назвать комплексное соединение по номенклатуре IUPAC:
 $[\text{Fe}(\text{CNS})_3(\text{H}_2\text{O})_3]$ – триакватироданоферрат (III).

- ✓ привести реагенты, с помощью которых можно обнаружить ионы Fe^{3+} и Fe^{2+} в растворе.

Реагентом для обнаружения ионов железа (II) является гексационоферрат (III) калия (красная кровяная соль), а для определения ионов железа (III) – гексационоферрат (II) калия (желтая кровяная соль). В результате реакций образуется соединение $\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ интенсивно синего цвета.

Опыт 2. Обнаружение щелочных и щелочно-земельных металлов в соединениях по окраске пламени

При обсуждении результатов опыта обратить внимание на окраску пламени.

Ответы на задания к опыту:

- ✓ показать, как свойство соединений щелочных и щелочно-земельных металлов окрашивать пламя в различные цвета используется практически.

Соли щелочных и щелочно-земельных металлов используются при производстве фейерверков.

Опыт 3. Обнаружение меди в сплавах

При обсуждении результатов опыта обратить внимание на окраску полученного раствора гидроксида тетраамминмеди (II) и нерастворимого гексационоферрата (II) калия-меди (II).

Ответы на задания к опыту:

- ✓ записать уравнения следующих реакций:
взаимодействия металлической меди с концентрированной азотной кислотой:
 $\text{Cu} + 4\text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
получения гидроксида меди (II):
 $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{NH}_4\text{NO}_3$;
образования гидроксид тетраамминмеди (II):
 $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 4\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2 + 4\text{H}_2\text{O}$;
взаимодействия нитрата меди (II) и гексациоферрата (II) калия:
 $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] = \text{K}_2\text{Cu}[\text{Fe}(\text{CN})_6] + 2\text{KNO}_3$.
- ✓ привести примеры сплавов, содержащих медь.
Латунь (сплав с цинком – до 50 % Zn); бронза (сплав с оловом).

Опыт 4. Обнаружение ионов серебра

При обсуждении результатов опыта обратить внимание на окраску полученных осадков хлорида серебра, хромата серебра и сульфида серебра.

Пояснения к опыту. При добавлении к раствору нитрата серебра AgNO_3 соляной кислоты HCl или раствора хлорида натрия NaCl в результате обменного взаимодействия образуется белый творожистый осадок хлорида серебра AgCl . Кроме серебра нерастворимые или труднорастворимые хлориды образуют ртуть (I) Hg_2Cl_2 и (II) HgCl_2 и свинец (II) PbCl_2 . Серебро можно идентифицировать, добавив избыток раствора аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. В результате реакции комплексообразования осадок хлорида серебра растворяется, образуя комплексное соединение – хлорид диаминсеребра $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, осадки хлоридов ртути (I) и (II) и свинца (II) при приливании избытка раствора аммиака остаются неизменными.

При добавлении к раствору нитрата серебра AgNO_3 раствора дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ выпадает осадок хромата серебра Ag_2CrO_4 красно-коричневого цвета.

В результате обменной реакции между нитратом серебра AgNO_3 с сероводородной водой H_2S образуется практически нерастворимый сульфид серебра Ag_2S . Это реакция очень чувствительная, сульфид серебра образуется на поверхности серебряных изделий, даже если в окружающей среде находятся следы соединений серы.

Ответы на задания к опыту:

- ✓ записать уравнения следующих реакций в молекулярной и ионной формах: взаимодействия нитрата серебра и соляной кислоты (или хлорида натрия):

$$\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{NaNO}_3 + \text{AgCl}\downarrow;$$

$$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}\downarrow;$$
 получения хлорида диамминсеребра:

$$\text{AgCl} + 2\text{NH}_3 = [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl};$$

$$\text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3 = [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+;$$
 образования хромата серебра:

$$4\text{AgNO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{Ag}_2\text{CrO}_4\downarrow + 2\text{KNO}_3 + 2\text{HNO}_3;$$

$$4\text{Ag}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{Ag}_2\text{CrO}_4\downarrow + 2\text{H}^+;$$
 взаимодействия между нитратом серебра и сероводородной водой:

$$2\text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{S} = \text{Ag}_2\text{S}\downarrow + 2\text{HNO}_3;$$

$$2\text{Ag}^+ + \text{H}_2\text{S} = \text{Ag}_2\text{S}\downarrow + 2\text{H}^+.$$
- ✓ описать физические свойства металлического серебра. В чем его уникальность?
 Серебро – пластичный, серебристо-белый металл с металлическим блеском. Обладает высокой тепло- и электропроводностью, по значению электропроводности превосходит все металлы. Температура плавления 962 °С, температура кипения 2 167 °С, плотность 10,49 г/см³.
- ✓ привести примеры применения нитрата серебра (ляписа) в медицине.
 Ляпис – препарат наружного действия, обладает вяжущей, прижигающей способностью и бактерицидными свойствами. Используется для лечения ран, язв, для стерилизации и увеличения сроков хранения лекарственных препаратов.

Опыт 5. Обнаружение шестивалентного хрома

При обсуждении результатов опыта обратить внимание на окраску полученных соединений.

Ответы на задания к опыту:

- ✓ записать уравнения реакций взаимодействия в молекулярной и ионной формах: получения хромата свинца (II):

$$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 2\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{PbCrO}_4\downarrow + 2\text{KNO}_3 + 2\text{HNO}_3;$$

$$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 2\text{Pb}^{2+} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{PbCrO}_4\downarrow + 2\text{H}^+;$$
 образования хромата серебра:

$$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 4\text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{Ag}_2\text{CrO}_4\downarrow + 2\text{KNO}_3 + 2\text{HNO}_3;$$

$$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 4\text{Ag}^{2+} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{Ag}_2\text{CrO}_4\downarrow + 2\text{H}^+;$$
 взаимодействия пероксида хрома (VI) с серной кислотой с образованием сульфата хрома (III), кислорода и воды:

$$4\text{CrO}_5 + 6\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 7\text{O}_2 + 6\text{H}_2\text{O}.$$
- ✓ записать структурную формулу пероксида хрома (VI) CrO_5 ($\text{CrO}(\text{O}_2)_2$):

$$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{O} \diagdown \quad \text{Cr} \quad \diagup \text{O} \\ | \quad \quad \quad | \\ \text{O} \quad \quad \quad \text{O} \end{array}$$
- ✓ указать области применения соединений хрома (VI).
 Соединения хрома (VI) используются в качестве зеленых (Cr_2O_3 , CrOOH), желтых и оранжевых пигментов (PbCrO_4 , CdCrO_4). Многие хроматы и дихроматы находят применение в качестве ингибиторов коррозии (CaCr_2O_7 , MgCrO_4), средств сохранения древесины (CuCr_2O_7), катализаторов (NiCrO_4 , ZnCrO_4).

Опыт 6. Обнаружение двухвалентного кобальта

При обсуждении результатов опыта обратить внимание на окраску полученных соединений.

Ответы на задания к опыту:

- ✓ записать уравнения следующих реакций в молекулярной и ионной форме: получения гидроксида кобальта (II):

$$\text{CoCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Co}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl};$$

$$\text{Co}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Co}(\text{OH})_2\downarrow;$$
 взаимодействия между хлоридом кобальта (II) и сульфидом аммония:

$$\text{CoCl}_2 + (\text{NH}_4)_2\text{S} = \text{CoS}\downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl};$$

$$\text{Co}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{CoS}\downarrow;$$
 получения тетрацианокобальтата (II) аммония:

$$\text{CoCl}_2 + 4\text{NH}_4\text{CNS} = (\text{NH}_4)_2[\text{Co}(\text{CNS})_4] + 2\text{NH}_4\text{Cl};$$

$$\text{Co}^{2+} + 4\text{CNS}^- = [\text{Co}(\text{CNS})_4]^{2-}.$$
- ✓ в реакции образования гексанитрокобальтата (III) калия из хлорида кобальта (II) и нитрита калия указать окислитель и восстановитель.
 Co^{2+} - восстановитель; N^{+3} – окислитель.

Опыт 7. Обнаружение иона аммония

При обсуждении результатов опыта обратить внимание на окраску индикатора.

Задания к опыту:

- ✓ записать уравнение взаимодействия между хлоридом аммония и гидроксидом натрия:

$$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3\uparrow.$$
- ✓ записать равновесия в водном растворе аммиака:

$$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-.$$

Опыт 8. Определение карбонат-иона

При обсуждении результатов опыта обратить внимание на признаки протекания химических реакций и образующиеся продукты.

Ответы на задания к опыту:

- ✓ записать уравнения следующих реакций: взаимодействия карбонатов натрия и кальция с соляной кислотой:

$$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow;$$

$$\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow;$$
 взаимодействия между углекислым газом и гидроксидом кальция:

$$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O};$$
 образования гидрокарбоната кальция:

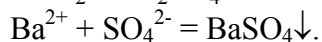
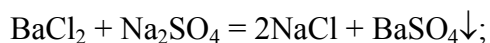
$$\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2.$$
- ✓ назвать природные карбонаты, как можно осуществить реакцию, подтверждающую наличие в них карбонат-иона.
 CaCO_3 – кальцит, $(\text{Ca}, \text{Mg})\text{CO}_3$ – доломит и др. Для определения наличия карбонатов в минералах на поверхность образца нужно нанести каплю 10 %(масс.) раствора соляной кислоты; если наблюдается «вскипание» образца (выделение газа на поверхности), то в нем содержится карбонат.

Опыт 9. Обнаружение сульфат-иона

При обсуждении результатов опыта обратить внимание на окраску полученного осадка.

Ответы на задания к опыту:

- ✓ записать уравнение реакции взаимодействия между хлоридом бария и сульфатом натрия в молекулярной и ионной форме:



- ✓ указать области применения сульфата бария.

Сульфат бария применяется в качестве белого пигмента, используется в медицине.

Опыт 10. Обнаружение нитрат-иона

При обсуждении результатов опыта обратить внимание на полученное «бурое кольцо».

Ответы на задания к опыту:

- ✓ записать уравнение реакции взаимодействия между нитратом натрия и сульфатом железа (II) в сернокислой среде:



- ✓ в приведенной реакции указать окислитель и восстановитель:

N^{+5} – окислитель; Fe^{+2} – восстановитель.

- ✓ указать области практического применения данной реакции.

Приведенная химическая реакция используется для обнаружения нитратов в овощах и фруктах.

Опыт 11. Обнаружение фосфат-иона

При обсуждении результатов опыта обратить внимание на окраску полученного осадка.

Ответы на задания к опыту:

- ✓ указать области практического применения фосфатов.

Фосфаты используются в качестве удобрений. Фосфорными удобрениями являются кальциевые и аммонийные соли фосфорной кислоты.

Фосфоритная мука получается при тонком размоле фосфоритов. Так как она содержит нерастворимую соль $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, то усваиваться растениями может только на кислых почвах.

При обработке фосфоритов или апатитов серной или фосфорной кислотой получают растворимые в воде соединения, хорошо усваиваемые растениями на любых почвах. $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ называется **простой суперфосфат** (обычно применяют в виде гранул диаметром 2–4 мм), $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ – **двойной суперфосфат**. Нейтрализацией гашеной извести фосфорной кислотой получают **преципитат**: $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Нейтрализацией фосфорной кислоты аммиаком получают **аммофос** – $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4 + \text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$, содержащий азот и фосфор. Разновидности: **нитроаммофос** – $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4 + \text{NH}_4\text{NO}_3$; **аммофоска** – $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4 + \text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4 + \text{KCl}$.

- ✓ описать биологическую роль фосфора.

Фосфор относится к микроэлементам: его содержание в организме человека достигает 0,95 %. Он входит в состав белков, нуклеиновых кислот и нуклеотидов. Содержится в костях, зубной эмали, нервной и мозговой ткани. Суточная потребность человека в фосфоре составляет 1,3 г. Одной из основных буферных систем крови является фосфатная, с помощью которой осуществляются многие реакции биосинтеза с переносом фосфатных групп от высокоэнергетического акцептора к низкоэнергетическому. Такие вещества как сахара и жирные кислоты без предварительного фосфорилирования не могут быть использованы в качестве источников энергии. Поэтому фосфор необходим для живых организмов.

3.3. Анализ органических веществ

Опыт 1. Обнаружение элементов в органических веществах**1. Обнаружение азота****Ответы на задания к опыту:**

- ✓ объяснить синее окрашивание лакмусовой бумаги в присутствии аммиака.

Аммиак проявляет основные свойства. При взаимодействии с парами воды он образует гидрат аммиака (гидроксид аммония), при диссоциации которого образуются гидроксогруппы, поэтому влажная лакмусовая бумажка окрашивается в синий цвет.

2. Обнаружение галогенов**Ответы на задания к опыту:**

- ✓ назвать органические вещества, содержащие галогены.

Галогенпроизводные углеводородов: галогеналканы: $C_nH_{2n+1}X$; $C_nH_{2n+2-m}X_m$, где X – F, Cl, Br, I; пергалогеналканы C_nX_{2n+2} и др; галогенкарбонильные соединения и др.

3. Обнаружение серы**Ответы на задания к опыту:**

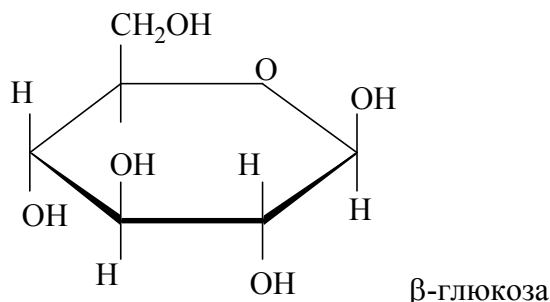
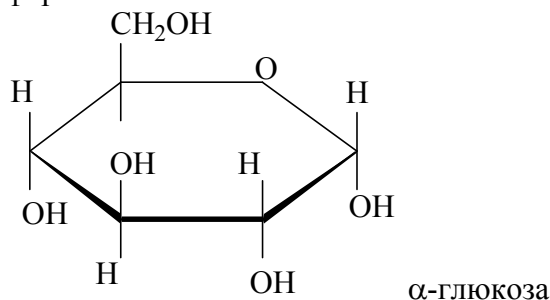
- ✓ записать уравнение реакции взаимодействия сульфат-иона и иона двухвалентного бария:
 $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4 \downarrow$.

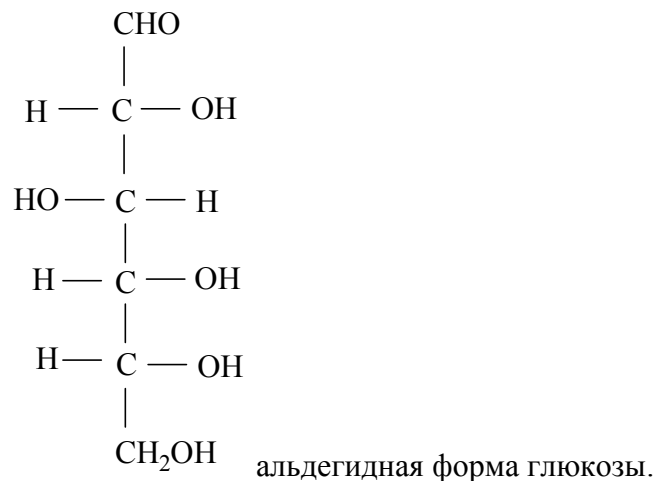
Опыт 2. Обнаружение глюкозы

При обсуждении результатов опыта обратить внимание на окраску полученных соединений.

Ответы на задания к опыту:

- ✓ записать структурные формулы α -формы, β -формы и открытой (альдегидной) формы глюкозы:





- ✓ функции глюкозы в живых организмах:
 - 1) гликолиз и аэробное окисление до углекислого газа и воды, в результате которого образуется АТФ и др. макроэргические соединения,
 - 2) синтез полисахаридов,
 - 3) превращение сложных сахаров в простые и др.
- ✓ объяснить роль глюкозы в процессе фотосинтеза.

Глюкоза образуется растениями в процессе фотосинтеза. Затем она и другие простейшие углеводороды превращаются в более сложные углеводы, например, крахмал и целлюлозу. Растения используют углеводы как химическую кладовую энергии, полученной от солнечного света, которая высвобождается в процессе дыхания. Этот процесс, по сути, обратен процессу фотосинтеза.

Опыт 3. Обнаружение этилового спирта

При обсуждении результатов опыта обратить внимание на окраску полученных соединений.

Ответы на задания к опыту:

- ✓ записать уравнение реакции взаимодействия между дихроматом калия и этиловым спиртом в сернокислой среде:

$$2\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 8\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{CO}_2 + 2\text{K}_2\text{SO}_4 + 14\text{H}_2\text{O}.$$
- ✓ уравнять приведенную реакцию методом электронного баланса:

$$\begin{array}{l}
 2 \quad \left| \begin{array}{l} \text{Cr}^{+6} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Cr}^{+3} - \text{окислитель;} \\ \text{C}^{-2} - 6\bar{e} \rightarrow \text{C}^{+4} - \text{восстановитель.} \end{array} \right. \\
 1 \quad \left| \begin{array}{l} \text{C}^{-2} - 6\bar{e} \rightarrow \text{C}^{+4} - \text{восстановитель.} \\ 2\text{Cr}^{+6} + \text{C}^{-2} = 2\text{Cr}^{+3} + \text{C}^{+4} \end{array} \right.
 \end{array}$$
- ✓ привести примеры окислителей, которые могут окислить этанол.

Например, перманганат калия KMnO_4 .

Опыт 4. Обнаружение белков

При обсуждении результатов опыта обратить внимание на окраску полученных соединений.

Ответы на задания к опыту:

- ✓ дать определение белков.

Белки – биополимеры сложного строения, макромолекулы которых состоят из остатков аминокислот, соединенных между собой пептидной связью.
- ✓ объяснить, что называют структурой белка.

Различают несколько степеней организации структуры белка:

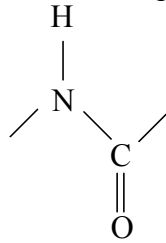
 - 1) первичная структура соответствует последовательности аминокислот в полипептидной цепи;

2) вторичной структурой называют конформацию, которую образует полипептидная цепь; для высокомолекулярных белков характерна структура спирали;

3) третичная структура характеризует пространственное расположение цилиндрических спиралей;

4) четвертичная структура связана с межмолекулярными взаимодействиями между боковыми группами полипептидных цепей.

✓ записать строение пептидной группы:



Опыт 5. Хроматография раствора хлорофилла

При обсуждении результатов опыта обратить внимание на окраску полученных зон.

Ответы на задания к опыту:

✓ объяснить роль хлорофилла в жизнедеятельности зеленых растений.

Хлорофилл играет важную роль в процессе фотосинтеза: он трансформирует световую энергию в химическую.