



**Л.Н. МИШЕНИНА**

# **ЗАНИМАТЕЛЬНАЯ ХИМИЯ**

Учебно-методическое пособие

ИЗДАТЕЛЬСТВО ТОМСКОГО УНИВЕРСИТЕТА  
2007

УДК 54(075.3):087.5  
ББК 24  
М 71

**Мишенина Л.Н.**  
М 71                   Занимательная химия: учеб.-мет. пособие. – 2-е изд., доп. и перераб. –  
Томск: Изд-во Том. ун-та, 2007. – 42 с.

ISBN 5-7511-1108-7

В учебно-методическом пособии содержится 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.

Учебно-методическое пособие «Занимательная химия» адресовано учащимся 8–9-х классов средних общеобразовательных школ, начинающим изучать химию, а также учащимся старших классов, желающим познакомиться с некоторыми разделами курса. Пособие может быть использовано учителями школ для организации учебного процесса в классах естественно-научного профиля.

**УДК 54(075.3):087.5**  
**ББК 24**

*Рецензенты*

Слизов Ю.Г., канд. хим. наук, доцент  
Кузнецова С.А., канд. хим. наук, доцент

ISBN 5-7511-1007-2

©Томский государственный университет

## Содержание

|   |           |
|---|-----------|
| <b>Предисловие .....</b>                          | <b>4</b>  |
| <b>1. Химические вещества.....</b>                | <b>6</b>  |
| 1.1. Простые вещества: металлы и неметаллы .....  | 6         |
| 1.2. Сложные неорганические вещества .....        | 11        |
| 2.3. Сложные органические вещества .....          | 14        |
| <b>2. Химические превращения .....</b>            | <b>19</b> |
| 2.1. Реакции, протекающие в водном растворе ..... | 20        |
| 2.2. Окислительно-восстановительные реакции ..... | 25        |
| 2.3. Твердофазные реакции.....                    | 28        |
| <b>3. Химический анализ.....</b>                  | <b>30</b> |
| 3.1. Кислотно-основные индикаторы .....           | 30        |
| 3.2. Анализ неорганических веществ .....          | 31        |
| 3.3. Анализ органических веществ .....            | 37        |
| <b>Используемая литература.....</b>               | <b>41</b> |

## Предисловие

Учебно-методическое пособие «Занимательная химия» предназначено в первую очередь для учащихся, обучающихся по профильному направлению «Химия». Оно также может быть использовано преподавателями средних школ на начальных этапах изучения химии в школе, при изучении некоторых разделов курса в старших классах и для выполнения демонстрационного химического эксперимента при проведении внеклассных мероприятий по химии.

**Целью пособия** является научить начинающих постигать химическую науку школьников наблюдать и делать выводы, привить первоначальные навыки химического эксперимента, расширить их кругозор и выработать желание самостоятельно добывать химические знания.

Выполнение несложного химического эксперимента на примере достаточно эффективных опытов позволяет познакомиться с физическими и химическими процессами, получить и закрепить знания по теоретическим основам химии и химии элементов, изучить некоторые свойства простых и сложных веществ.

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.

Первая глава пособия посвящена знакомству с химическими веществами – простыми и сложными, органическими и неорганическими.

Во второй главе приведены опыты, которые позволяют наблюдать химические превращения в растворе, окислительно-восстановительные и твердофазные процессы.

Третья глава содержит методики эксперимента по определению качественного состава некоторых органических и неорганических веществ.

При выполнении химического эксперимента необходимо строго соблюдать правила техники безопасности и основные правила работе в химической лаборатории:

- на лабораторном столе во время работы не должно находиться посторонних предметов;
- в лаборатории следует работать в хлопчатобумажном халате, волосы должны быть убраны;
- принимать пищу в лаборатории строго запрещается;
- перед и после выполнения работы необходимо вымыть руки;
- работать нужно аккуратно, результат опыта зависит от чистоты проведения эксперимента;
- все опыты с ядовитыми и пахучими веществами выполнять в вытяжном шкафу;
- химические реактивы брать только шпателем, пинцетом или ложечкой (не руками!);
- неизрасходованные реактивы не высыпать и не выливать обратно в те сосуды, откуда они были взяты;
- при нагревании растворов и веществ в пробирке необходимо использовать держатель; отверстие пробирки должно быть направлено в сторону от себя и других работающих;
- нельзя наклоняться над сосудом, в котором происходит нагревание или кипячение жидкости;

- при необходимости определения запаха выделяющихся при реакции газов нужно легким движением ладони направить струю газа от отверстия реакционного сосуда к себе и осторожно вдохнуть;
- при разбавлении концентрированных кислот и щелочей небольшими порциями приливать кислоту (или концентрированный раствор щелочи) в воду, а не наоборот;
- при попадании концентрированного раствора кислоты на кожу промыть место ожога струей воды в течение нескольких минут. После этого обработать обожженное место 3%-ным раствором пищевой соды;
- при ожоге концентрированными растворами щелочей промыть обожженное место струей воды в течение нескольких минут. После этого обработать обожженное место 1%-ным раствором уксусной или борной кислоты и снова водой;
- при термическом ожоге охладить пораженное место, для чего поместить его под струю холодной воды. После охлаждения смазать мазью от ожогов;
- при попадании раствора любого реактива в глаз немедленно промыть его большим количеством воды, после чего сразу же обратиться к врачу;
- со всеми возникающими вопросами сразу же обращаться к преподавателю или лаборанту.

Данное учебно-методическое пособие является переработанной электронной версией учебно-методического пособия «Занимательная химия», изданного в издательстве ТГУ в 2004 г. В числе дополнений тестовые задания и методические рекомендации по использованию учебно-методического пособия в учебном процессе.

## 1. Химические вещества

Каждого человека окружает большое количество вещей – это различные природные объекты и предметы, созданные человеком. Все они состоят из различных веществ. Например: дом построен из кирпича, а кирпич сделан из глины; книга написана на бумаге, а бумага изготовлена из дерева. Основное вещество морей и рек – жидкая вода, а воздух состоит из смеси газов, которые тоже являются веществами. Чистые вещества встречаются довольно редко, обычно мы имеем дело со смесями. Например: воздух – это смесь газов; молоко – жидкая смесь, а сплав металлов – твердая смесь.

Многие вещества встречаются в природе. Среди них выделяют минеральные, или неорганические, вещества и органические. Из неорганических веществ состоят горные породы, водоемы, атмосфера. Органические вещества входят в состав растений и животных, из них построено тело человека.

Еще больше веществ, не существующих в природе, получено человеком искусственным путем. Они применяются в различных сферах деятельности человека. Искусственных веществ значительно больше природных и используются они чаще. В современном строительстве используют не дерево, а железобетон, тканей также больше искусственных, чем натуральных, из шелка и шерсти. Даже для производства продуктов питания все чаще используют синтетические добавки.

Существуют самые разнообразные характеристики веществ: агрегатное состояние, цвет, запах, плотность, способность плавиться, температура плавления, способность разлагаться при нагревании, температура разложения, гигроскопичность (способность поглощать влагу), вязкость, способность взаимодействовать с другими веществами и многие другие. Важнейшие из этих характеристик – состав и строение. Именно от состава и строения вещества зависят все его остальные характеристики.

### 1.1. Простые вещества: металлы и неметаллы

**Простое вещество** – это форма существования химического элемента в свободном состоянии; оно образовано одинаковыми атомами, соединенными между собой химическими связями.

На основании различий в физических и химических свойствах все простые вещества делятся на металлы и неметаллы.

**Металлы** схожи по физическим свойствам: все они обладают металлическим блеском, кроме ртути, твердые, за редким исключением (желтое золото и красная медь) – серебристо-белые с различными оттенками, обладают высокой тепло- и электропроводностью, пластичны и ковки (кроме висмута и марганца, они хрупкие). Химические свойства металлов определяются атомной структурой и особенностями металлической связи. Все металлы способны легко отдавать валентные электроны, проявляя восстановительные свойства. Степень восстановительной активности металла зависит от строения его атома.

**Неметаллы** – полная противоположность металлам, это газообразные, жидкие или твердые вещества, не обладают металлическим блеском, имеют низкую тепло- и электропроводность. К неметаллам относятся вещества, состоящие из молекул; это газы, жидкости, легколетучие твердые вещества. Хотя некоторые неметаллы имеют немолекулярное строение, например, красный фосфор, алмаз. По своей химической природе неметаллы являются окислителями, некоторые из них могут проявлять восстановительные свойства, но лишь при взаимодействии с более сильными окислителями.

Металлы довольно широко используются человеком. Они способны растворяться друг в друге, образуя сплавы, которые обладают разнообразными сочетаниями полезных свойств. Железо и его сплавы относятся к черным металлам. Сплавы применяются практически во всех областях современной техники. К цветным относятся все металлы и их сплавы, не содержащие железа. Важнейшим цветным металлом является алюминий, по объему производства он занимает второе место после стали. Чистый алюминий – легкий и относительно дешевый металл с высокой электропроводностью, он широко используется в электротехнике. Медь также является хорошим проводником и применяется в электротехнике и приборостроении. Цинком покрываются металлические изделия для защиты от коррозии, также его используют при производстве химических источников тока. Олово и свинец являются основой многих сплавов, применяемых в технике. Благородные металлы – золото, серебро – также нашли свое применение. Они используются в электротехнической промышленности и для изготовления ювелирных украшений.

Свободные неметаллы применяются сравнительно мало. Наибольшее применение имеет алмаз, который отличается высокой твердостью, и кремний, обладающий полупроводниковыми свойствами. Углерод в виде угля используется в качестве топлива; кислород – для создания высоких температур при горении; азот – в качестве инертной атмосферы.

### **Опыт 1. Взаимодействие алюминия с водой**

**Оборудование и реактивы:** наждачная бумага, фильтровальная бумага, промывалка, химический стакан (3 шт.), стеклянные палочки, алюминиевая ложка, ацетон  $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$ , раствор нитрата ртути (II) ( $\omega(\text{Hg}(\text{NO}_3)_2) = 3\%$  (масс.)), дистиллированная вода.

**Выполнение опыта.** Взять алюминиевую ложку (или вилку, или любой другой алюминиевый предмет) и тщательно очистить её наждачной бумагой и обезжирить, опустив на 10 минут в ацетон. После этого поместить ложку на несколько секунд в раствор нитрата ртути (II). Как только поверхность ложки станет серой, вынуть её из раствора, обмыть водой и высушить, промокая фильтровальной бумагой. Сразу поместить ложку в дистиллированную воду. На поверхности появятся пузырьки газа и чешуйки белого вещества.

**Пояснения к опыту.** Алюминий – активный в химическом отношении металл, но при обычных условиях на воздухе он не реагирует с водой. Инертность алюминия связана с наличием на его поверхности тончайшей оксидной пленки ( $10^{-6}$ – $10^{-4}$  мм), которая защищает металл от воздействий атмосферного кислорода и влаги. При выполнении опыта защитная пленка удаляется сначала механическим, а затем химическим путем. При обработке поверхности алюминия раствором нитрата ртути (II) происходит растворение алюминия и образование амальгамы (сплава ртути с алюминием), в результате целостность оксидной пленки, покрывающей металл, нарушается, и алюминий энергично взаимодействует с водой с образованием гидроксида алюминия белого цвета и газообразного водорода.

#### **Задания к опыту:**

- ✓ записать уравнения следующих превращений:  
взаимодействия алюминия с раствором нитрата ртути (II);  
взаимодействия алюминия с водой;
- ✓ привести пример, подтверждающий прочность пленки на поверхности металлического алюминия.

### **Опыт 2. Взаимодействие магния с водой**

**Оборудование и реактивы:** ложка для сжигания веществ с длинной ручкой, спиртовка, спички, химический стакан на 600 мл, металлический магний Mg, дистиллированная вода.

**Выполнение опыта.** Опыт необходимо проводить в защитных очках. Налить в стакан воду. Поместить в ложку для сжигания немного металлического магния и поджечь его. Быстро опустить горящий магний в воду. При соприкосновении горящего магния с водой она забурлит, магний будет гореть в воде ярким пламенем, а вода вокруг него начнет мутнеть.

**Пояснения к опыту.** Магний – химически активный металл, он энергично реагирует с водой, образуя гидроксид магния и водород. Реакция протекает с выделением тепла, поэтому магний горит в воде.

**Задания к опыту:**

- ✓ записать уравнение реакции взаимодействия магния с водой;
- ✓ 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)  $\text{SiO}_2$ ). Ответ подтвердить уравнениями реакций;
- ✓ привести способы получения металлического магния в промышленности.

### Опыт 3. Взаимодействие щелочных металлов с водой

**Оборудование и реактивы:** кристаллизатор или чашка Петри (3 шт.), пинцет (3 шт.), фильтровальная бумага, металлический литий Li, металлический натрий Na, металлический калий K, спиртовой раствор фенолфталеина, дистиллированная вода.

**Выполнение опыта.** В кристаллизатор (или чашку Петри) налить воду и добавить несколько капель спиртового раствора фенолфталеина. Осторожно достать пинцетом из склянки с керосином кусочек металлического натрия и отрезать ножом небольшую его часть (не больше горошины). Осторожно промокнуть кусочек металла фильтровальной бумагой для удаления следов керосина, бросить его в воду. Кусочек натрия расплавится, капелька металла начнет «бегать» по воде, оставляя за собой малиновый след. Если кусочек металла довольно большой, то он может загореться желтым пламенем и при движении капельки будет слышно шипение и потрескивание.

Повторить опыт с литием и калием. Литий будет реагировать с водой менее энергично, загораться не будет, а калий, наоборот, реагирует более энергично, практически всегда загорается фиолетовым пламенем.

**Пояснения к опыту.** Щелочные металлы – самые активные из всех металлов. В ряду Li – Na – K активность металлов увеличивается, поэтому литий – менее, а калий – более энергично реагируют с водой по сравнению с натрием. Щелочные металлы – аналоги, поэтому они реагируют с водой одинаково. Взаимодействие металлов с водой сопровождается выделением тепла, поэтому они плавятся, плотность металлов меньше плотности воды, они плавают на её поверхности. Продуктом реакции является молекулярный водород, пузырьки которого заставляют капельку расплавленного металла двигаться, а появление малинового следа связано с образованием щелочи, в которой фенолфталеин приобретает малиновую окраску. Потрескивание и шипение создают лопающиеся пузырьки водорода.

**Задания к опыту:**

- ✓ записать уравнения реакций взаимодействия лития, натрия и калия с водой;
- ✓ описать открытие калия и натрия английским химиком Г. Деви, привести названия элементов, которые им дал первооткрыватель.

### Опыт 4. Взаимодействия алюминия с йодом

**Оборудование и реактивы:** фарфоровая чашка, штапель, керамическая плитка, стеклянная палочка, стеклянный колокол, пипетка, алюминиевая пудра Al ( $m = 5$  г), кристаллический йод  $\text{I}_2$  ( $m = 8$  г), дистиллированная вода.

**Выполнение опыта.** В фарфоровой чашке смешать 5 г алюминиевой пудры и 8 г сухого кристаллического йода. Смесь перенести на керамическую плитку и сформировать



горку с небольшим углублением в вершине. В углубление прилить из пипетки 2-3 капли дистиллированной воды и сразу же накрыть смесь стеклянным колоколом. Несколько секунд видимых изменений не происходит, затем происходит эффектная вспышка, сопровождающаяся образованием фиолетового дыма и пламени.

**Пояснения к опыту.** Алюминий – активный металл, йод – типичный неметалл, в результате их взаимодействия образуется йодид алюминия – соль бескислородной йодоводородной кислоты. Реакция сопровождается выделением тепла, поэтому происходит частичная возгонка йода, фиолетовые пары которого окрашивают пламя. Вода играет роль катализатора процесса взаимодействия йода и алюминия.

**Задания к опыту:**

- ✓ записать уравнение реакции взаимодействия алюминия и йода;
- ✓ указать окислитель и восстановитель в приведенной реакции;
- ✓ описать открытие металлического алюминия.

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

**Оборудование и реактивы:** склянка с пришлифованной пробкой, кристаллизатор, скальпель, свеча, пипетка, белый фосфор P, сероуглерод CS<sub>2</sub>.

**Выполнение опыта.** Приготовить раствор белого фосфора в сероуглероде. Для этого осторожно под водой отрезать 3-4 кусочка белого фосфора размером с горошину и растворить их в склянке с пришлифованной пробкой в 10-15 мл сероуглерода. Фитиль свечи разделить на отдельные нити и осторожно пропитать их полученным раствором, не допустив его попадания на свечу. Через некоторое время свеча самопроизвольно загорается.

**Пояснения к опыту.** Белый фосфор – чрезвычайно реакционноспособное вещество. На воздухе он окисляется с выделением тепла, что приводит к его загоранию. После пропитки фитиля раствором белого фосфора в сероуглероде происходит довольно быстрое испарение растворителя и фосфор загорается.

**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.)?

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

**Оборудование и реактивы:** высокий химический стакан, наждачная бумага, нитки, водный раствор ацетата свинца (II) ( $\omega(\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2) = 30\%$ ), гранулы цинка Zn (или цинковый стержень).

**Выполнение опыта.** Налить в высокий стакан водный раствор ацетата свинца (II) и поместить в него очищенный наждачной бумагой стержень из цинка или подвесить на нитке несколько гранул цинка. С течением времени на цинковой поверхности вырастут ветвистые, сросшиеся между собой кристаллы свинца.

**Пояснения к опыту.** Кристаллы цинка образуются в результате реакции вытеснения цинком свинца из раствора его соли. Впервые наблюдал образование «сатурнова дерева» врач-алхимик, основатель фармацевтической химии Парацельс.

**Задания к опыту:**

- ✓ записать реакцию получения свинца;
- ✓ указать окислитель и восстановитель в приведенной реакции;
- ✓ назвать металлы, которые можно получить восстановлением из их солей цинком.

### Опыт 7. Получение кислорода

**Оборудование и реактивы:** штатив с лапкой, пробирка, газоотводная трубка, цилиндр, спиртовка, спички, лучина, химический стакан, шпатель, кристаллический перманганат калия  $\text{KMnO}_4$ , дистиллированная вода.

**Выполнение опыта.** Поместить в пробирку несколько кристаллов перманганата калия, пробирку закрепить наклонно в штативе и закрыть газоотводной трубкой. Опустить газоотводную трубку в цилиндр и нагреть пробирку. Собрать выделяющийся газ в цилиндр методом вытеснения воздуха. Через некоторое время (5-8 минут) прекратить нагревание. В цилиндр внести тлеющую лучину, она вспыхнет. После охлаждения пробирки осторожно пересыпать её содержимое в стакан с водой. Раствор окрасится в зеленый цвет и будет мутным от частичек нерастворенного вещества.

**Пояснения к опыту.** Кислород образуется в результате термического разложения перманганата калия  $\text{KMnO}_4$ . В результате процесса образуется газообразный кислород, манганат калия  $\text{K}_2\text{MnO}_4$  и оксид марганца (IV)  $\text{MnO}_2$ . При растворении твердого продукта в воде манганат калия придает раствору зеленую окраску, а коричневый оксид марганца (IV) в воде не растворяется, поэтому раствор мутный. Выделение газообразного кислорода обнаруживается при внесении тлеющей лучины в цилиндр – её вспыхивание является качественной реакцией на кислород, поскольку это газ, хорошо поддерживающий горение.

#### Задания к опыту:

- ✓ записать уравнение реакции термического разложения перманганата калия;
- ✓ объяснить, почему кислород можно собирать методом вытеснения воздуха;
- ✓ указать, к какому типу окислительно-восстановительных реакций относится реакция разложения перманганата калия;
- ✓ назвать имена первооткрывателей кислорода. Кто впервые доказал, что кислород – простое вещество?

### Опыт 8. Свойства металлической меди

**Оборудование и реактивы:** пинцет, химический стакан (3 шт.), спиртовка, спички, медная проволока  $\text{Cu}$ , разбавленная соляная кислота ( $\omega(\text{HCl}) = 10\%$ ), водный раствор аммиака ( $\omega(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 10\%$ ), этиловый спирт  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ .

**Выполнение опыта.** Из кусочка медной проволоки сделать маленькую спираль и закрепить её в пинцете. Прокалить спираль в пламени спиртовки. Поверхность спирали покроется черным налетом оксида меди (II).

Опустить почерневшую проволоку в стакан с разбавленной соляной кислотой. Она вновь станет красной и блестящей.

Опыт повторить, опустив раскаленную почерневшую проволоку в стакан с водным раствором аммиака. Проволока, как и в первом случае, обретет первоначальный вид.

Налить в стакан этиловый спирт и опустить в него раскаленную почерневшую медную проволоку. Вновь наблюдается растворение оксида меди (II).

**Пояснения к опыту.** При прокаливании медной проволоки на воздухе происходит взаимодействие металлической меди с кислородом с образованием оксида меди (II)  $\text{CuO}$  черного цвета.

Если поместить почерневшую проволоку в стакан с разбавленной соляной кислотой, то происходит взаимодействие оксида меди (II) с кислотой с образованием хлорида меди (II)  $\text{CuCl}_2$  (раствор голубого цвета) и воды. Металлическая медь – неактивный металл, в электрохимическом ряду напряжений металлов стоит после водорода, поэтому с разбавленной соляной кислотой не реагирует.

При опускании раскаленной проволоки в стакан с водным раствором аммиака происходит восстановление меди аммиаком с образованием металла  $\text{Cu}$ , газообразного азота  $\text{N}_2$  и воды. При неоднократном повторении опыта раствор окрасится в синий цвет; это связано с образованием комплексного соединения – гидроксида тетраамминмеди (II)

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2](\text{OH})_2$ . Образование комплекса используется для обнаружения аммиака. Кроме того, возможно медленное растворение металлической меди в растворе аммиака на воздухе с образованием гидроксида тетраамминмеди (II).

Растворение оксида меди (II) в этиловом спирте связано с органической реакцией: медь восстанавливается до металла Cu, спирт окисляется до уксусного альдегида  $\text{CH}_3\text{COH}$ . Это превращение используется для получения уксусного альдегида в лаборатории.

**Задания к опыту:**

- ✓ записать уравнения следующих реакций:
  - окисления меди кислородом воздуха;
  - взаимодействия оксида меди (II) с разбавленной соляной кислотой;
  - взаимодействия оксида меди (II) с водным раствором аммиака;
  - взаимодействия оксида меди (II) с этиловым спиртом.
- ✓ объяснить, почему старинные медные и бронзовые (сплав меди с оловом) предметы покрыты не черным налетом (цвет оксида меди (II)), а зеленым. Назвать состав налета.

## 1.2. Сложные неорганические вещества

Неорганические вещества составляют «мир неживой природы». В настоящее время известно более 500 тысяч неорганических соединений; знать их формулы, названия, а тем более свойства практически невозможно. Для того чтобы легче ориентироваться в огромном многообразии химических веществ, все вещества подразделены на отдельные классы, включающие соединения, сходные по строению и свойствам.

**Сложные вещества, или химические соединения, состоят из атомов различных химических элементов, связанных друг с другом химической связью.**

Среди сложных веществ, или химических соединений, обычно выделяют четыре основных класса: **оксиды, основания, кислоты и соли**. Эта классификация разработана выдающимися химиками XVIII–XIX столетий Антуаном Лораном Лавуазье, Михаилом Васильевичем Ломоносовым, Йёнсом Якобом Берцелиусом, Джоржем Дальтоном.

**Оксидами (в русской химической традиции – окислы) называются сложные соединения элемента с кислородом.**

Почти все химические элементы образуют оксиды; в настоящее время неизвестны оксиды всего трех химических элементов – благородных газов гелия, неона и аргона.

Например:  $\text{Na}_2^+ \text{O}^{-2}$ ,  $\text{Cu}^{+2} \text{O}^{-2}$ ,  $\text{Al}_2^{+3} \text{O}_3^{-2}$ ,  $\text{P}_2^{+5} \text{O}_5^{-2}$ ,  $\text{Cl}_2^{+7} \text{O}_7^{-2}$ .

По своим физическим свойствам оксиды весьма разнообразны. Одни из них являются газообразными веществами, например,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_2$  и др., некоторые – жидкостями, например,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ , третьи – твердыми веществами, например,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ . Все оксиды элементов малых периодов – бесцветные вещества, оксиды элементов больших периодов в основном окрашены. Свойства оксидов определяются характером элемента, входящего в его состав. Оксиды металлов твердые, имеют высокие температуры плавления и кипения, самые тугоплавкие – оксиды магния, кальция, циркония, гафния, тория, их температуры плавления находятся в интервале 2 500–3 000 °С. Оксиды неметаллов чаще всего имеют непрочные кристаллические решетки, низкие температуры плавления и кипения. В обычном состоянии оксиды не проводят электрический ток и тепло.

**Основаниями, или гидроксидами (старые русские названия – гидроокиси, гидраты окислов), называются сложные вещества, содержащие атом металла и одну или несколько гидроксильных групп –ОН.**

Получены основания почти всех элементов Периодической системы.

Гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов хорошо растворимы в воде и называются щелочи. Это твердые кристаллические вещества и растворы, мылкие на ощупь. Все остальные основания плохо растворимы в воде и выделяются в виде студенистых осадков, которые со временем кристаллизуются. Гидроксиды многих металлов окрашены.

**Кислотами называются сложные вещества, состоящие из атомов водорода, способных замещаться на металл, и кислотного остатка.**

Главные минеральные кислоты – соляная, серная и азотная – были получены еще алхимиками, сейчас известны и другие кислоты. Все они бесцветные вещества, практически все хорошо растворимы в воде. Слово «кислота» введено М.В. Ломоносовым в 1742 г. Кислотами считали вещества кислого вкуса, способные разъедать металлы и превращать синие природные красящие вещества, такие как лакмус, в красные.

**Солями называются сложные вещества, представляющие собой продукты полного или частичного замещения водорода в кислоте на металл или гидроксильной группы в основании на кислотный остаток.**

Существует несколько типов солей. Кислые соли содержат в своем составе атомы водорода, основные соли включают гидроксогруппы. Средние соли ни атомов водорода, ни гидроксогрупп не содержат.

Однако большая группа неорганических веществ не укладывается в рамки перечисленных классов. Это гидриды – водородные соединения, карбиды – соединения с углеродом, нитриды – соединения с азотом и др. Поэтому предложенную классификацию веществ нельзя считать законченной.

Неорганические сложные вещества массово применяются в различных областях народного хозяйства.

### **Опыт 1. Растворение аммиака в воде**

**Оборудование и реактивы:** круглодонная колба, пробка с оттянутой на конце стеклянной трубкой, кристаллизатор, резиновая груша, газообразный аммиак  $\text{NH}_3$ , спиртовой раствор фенолфталеина, дистиллированная вода.

**Выполнение опыта.** Сухую круглодонную колбу (плоскодонную колбу использовать нельзя!) предварительно заполнить аммиаком. Закрыть колбу пробкой с оттянутой на конце стеклянной трубкой. Налить в кристаллизатор воду, добавив несколько капель фенолфталеина, и опустить трубку в кристаллизатор. Впрыснуть в колбу немного воды. Вода с силой устремится в колбу в виде «малинового фонтана».

**Пояснения к опыту.** Аммиак чрезвычайно хорошо растворим в воде. В 1 объеме воды при  $25\text{ }^\circ\text{C}$  растворяется 702 объема аммиака. При попадании нескольких капель воды в колбу большая часть аммиака растворится, в колбе возникнет разрежение, и внешнее давление воздуха выбросит с большой силой воду из кристаллизатора в колбу.

**Задания к опыту:**

- ✓ объяснить появление малиновой окраски воды в колбе;
- ✓ записать уравнение реакции диссоциации гидрата аммиака (гидроксида аммония)  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ .

### **Опыт 2. Свойства оксида углерода (IV)**

**Оборудование и реактивы:** большой химический стакан, 4-6 свечей, аппарат Киппа, газоотводная трубка, спички, мрамор  $\text{CaCO}_3$ , разбавленная соляная кислота  $\text{HCl}$  ( $\omega(\text{HCl}) = 10\%$  (масс.)).

**Выполнение опыта.** В большой стеклянный стакан установить на различных уровнях свечи (или взять свечи разной высоты). Свечи зажечь. Опустить на дно сосуда газоотводную трубку от аппарата Киппа, заряженного для получения углекислого газа, и открыть кран. Наблюдать постепенное гашение свечей. Гореть останется только одна свеча, выходящая за верхний край стакана.

**Пояснения к опыту.** Углекислый газ – газ, не поддерживающий горение, и он тяжелее воздуха. Газ постепенно заполняет стакан снизу вверх, как только уровень заполнения достигает первой снизу свечи, она гаснет, затем газ поднимается выше – гаснет вторая свеча и т.д. Свеча, выходящая за верхний край стакана, остается гореть, так как углекислый газ, заполнив сосуд, переливается через стенки вниз.

**Задания к опыту:**

- ✓ записать уравнение реакции получения углекислого газа в аппарате Киппа;
- ✓ указать, где используется свойство углекислого газа не поддерживать горение.

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

**Оборудование и реактивы:** химический стакан (2 шт.), электрическая плитка, асбестовая сетка, стеклянная палочка, сульфат калия  $\text{K}_2\text{SO}_4$  ( $m = 108$  г) и декагидрат сульфата натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  ( $m = 100$  г).

**Выполнение опыта.** Смешать 108 г сульфата калия  $\text{K}_2\text{SO}_4$  и 100 г декагидрата сульфата натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  и добавить при перемешивании горячей дистиллированной воды до полного растворения солей. Раствор оставить в темном месте, при охлаждении начнется кристаллизация двойной соли  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ . Процесс будет сопровождаться свечением и образованием искр.

**Пояснения к опыту.** В результате совместной кристаллизации сульфатов натрия и калия образуется двойная соль состава  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ . Свечение и образование искр связано с тем, что в процессе кристаллизации выделяется большое количество энергии, и она преобразуется в световую.

**Задания к опыту:**

- ✓ записать уравнение реакции образования двойной соли;
- ✓ привести примеры двойных солей.

### Опыт 4. Получение аэрозоли хлорида аммония

**Оборудование и реактивы:** коническая колба (объемом не меньше 1 л), стеклянные палочки, кристаллический карбонат натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , водный раствор аммиака ( $\omega(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 10\%$  (масс.)), концентрированная соляная кислота  $\text{HCl}$  ( $\omega(\text{HCl}) = 36\%$  (масс.)).

**Выполнение опыта.** В большую коническую колбу насыпать порошок карбоната натрия слоем около 1 см, осторожно прилить водный раствор аммиака, так чтобы он немного покрыл кристаллы соды. Затем осторожно очень тонкой струйкой прилить немного концентрированной соляной кислоты. Из горла колбы вырвется струя густого белого дыма, который сползает по наружным стенкам колбы и стелется по поверхности стола.

**Пояснения к опыту.** В колбе после помещения в неё всех исходных веществ одновременно протекает две реакции: первая – взаимодействие паров аммиака  $\text{NH}_3$  и хлороводорода  $\text{HCl}$  с образованием воздушной взвеси хлорида аммония  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ; вторая – взаимодействие карбоната натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  с соляной кислотой  $\text{HCl}$ , в результате которого получается хлорид натрия  $\text{NaCl}$ , углекислый газ  $\text{CO}_2$  и вода. Хлорид аммония увлекается углекислым газом из колбы, так получается белый дым, а поскольку углекислый газ тяжелее воздуха, дым стекает вниз.

**Задания к опыту:**

- ✓ записать уравнения реакций взаимодействия: аммиака и хлороводорода; карбоната натрия и соляной кислоты;
- ✓ привести примеры газов тяжелее воздуха;
- ✓ объяснить, возможно ли образование «белого тумана» хлорида аммония при взаимодействии водного раствора аммиака и соляной кислоты.

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

**Оборудование и реактивы:** химический стакан (4 шт.), химическая воронка, фильтровальная бумага, керамическая плитка, спички, тиоцианат аммония  $\text{NH}_4\text{NCS}$  ( $m = 1$  г), нитрат ртути (II)  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$  ( $m = 2,5$  г), дистиллированная вода.

**Выполнение опыта.** Слить растворы, содержащие 1 г тиоцианата аммония и 2,5 г нитрата ртути (II) в минимальном количестве воды. В результате обменного взаимодействия образуется белый творожистый осадок тиоцианата ртути (II). Осадок отфильтровать и высушить. Сформировать из полученного вещества «колбаску», положить её на керамическую плитку и поджечь. После начала реакции из белой «колбаски» будет извиваясь выползать длинная черно-желтая «змея», процесс сопровождается голубым пламенем. Размер «змеи» может достигать 20–30 см.

**Пояснения к опыту.** Тиоцианат ртути (II)  $\text{Hg}(\text{NCS})_2$  после поджигания разлагается с образованием черного сульфида ртути (II)  $\text{HgS}$ , желтого нитрида углерода  $\text{C}_3\text{N}_4$  и сероуглерода  $\text{CS}_2$ . Сероуглерод на воздухе воспламеняется и сгорает, образуя углекислый газ  $\text{CO}_2$  и сернистый газ  $\text{SO}_2$ . Выделяющиеся газы вспучивают смесь и заставляют её «ползти». Голубое пламя – это пламя горящего сероуглерода. Впервые реакцию разложения тиоцианата ртути (II) наблюдал в 1820 г. немецкий химик Ф. Вёлер.

**Задания к опыту:**

- ✓ записать уравнения следующих реакций:  
обменного взаимодействия тиоцианата аммония и нитрата ртути (II);  
разложения тиоцианата ртути (II);  
горения сероуглерода на воздухе;
- ✓ назовите открытие Вёлера, которое «перевернуло» взгляд на химию органических веществ.

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

**Оборудование и реактивы:** ступка с пестиком, стеклянная трубка, стеклянная палочка, керамическая плитка, спички, дихромат калия  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  ( $m = 10$  г), нитрат калия  $\text{KNO}_3$  ( $m = 5$  г), сахароза  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  ( $m = 10$  г), этиловый спирт  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ .

**Выполнение опыта.** Смешать и растереть в ступке 10 г дихромата калия, 5 г нитрата калия и 10 г сахарозы. Полученную смесь смочить этиловым спиртом. Затем смесь спрессовать в стеклянной трубке диаметром 5-8 мм. Полученный столбик вытолкнуть из трубочки и поджечь с одного конца. Вспыхивает огонек, из-под которого начинают выползать черная и зеленая «змеи». При горении столбик может удлиниться в 10 раз.

**Пояснения к опыту.** Реакция горения сахарозы  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  в присутствии двух окислителей, нитрата калия  $\text{KNO}_3$  и дихромата калия  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  довольно сложна. Продукты реакции – черные частицы сажи  $\text{C}$ , зеленый оксид хрома (III)  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ , расплав карбоната калия  $\text{K}_2\text{CO}_3$ , а также оксид углерода (IV), нитрит калия  $\text{KNO}_2$  и вода  $\text{H}_2\text{O}$ . Углекислый газ вспучивает смесь твердых продуктов и заставляет ее двигаться.

**Задания к опыту:**

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

### 1.3. Сложные органические вещества

К **органическим** относятся соединения, содержащие в своем составе углерод, и, как правило, водород. Кроме углерода и водорода в состав органических соединений могут входить кислород, азот, сера, фосфор, хлор и фтор. Название «органический» не означает,

что соединение обязательно должно иметь биологическое происхождение, хотя долгое время считали именно так.

Органические вещества отвечают за окраску и запах цветов, за рост растений и вкус пищи. Весь окружающий нас мир, за исключением горных пород и океана, состоит из органических соединений. Многие новые материалы, в первую очередь, пластмассы, почти все лекарственные препараты – также органические соединения.

Органические вещества широко распространены в живой природе – это растительный и животный мир. Встречаются они и в минеральном мире – это нефть и уголь. Органические вещества окружают нас повсюду. Это книги – их основной компонент – целлюлоза, продукты питания, косметические средства и лекарственные препараты.

Большое количество новых соединений углерода появилось в течение XX в. в результате деятельности человека. Ученые-химики научились синтезировать вещества, аналогичные природным и ранее в природе не существовавшие.

Синтетическим путем получены существующие в природе аскорбиновая кислота и краситель для джинсовой ткани, лакмусовый индикатор, маргарин. Примерами веществ, не существующих в природе, но играющих большую роль в современной жизни, могут служить полиэтилен, резина, ацетилсалициловая кислота и т.д.

Органические вещества – это соединения одного элемента – углерода, но их очень много – более 20 млн., для сравнения – неорганических всего 500 тыс.

Стремительность, с которой растет число органических соединений, известных химикам, потрясает воображение. Если в 1880 г. было известно всего 12 000 органических веществ, то к 1910 г. их число возросло до 150 000, к 1940 – до 500 000, к 1960 – до 1 млн. К 1970 г. получено 2 млн. соединений, в 1980 г. было известно 5,5 млн. соединений, в 1999 – 18 млн., а сегодня число органических соединений превысило 20 млн.

Ежегодно число органических соединений увеличивается на 300–400 тыс., то есть каждый день синтезируется 1 000 новых веществ. Сегодня органический синтез стал основным источником получения новых материалов, лекарственных препаратов, красителей, средств бытовой химии и даже продуктов питания.

Особая роль углерода в нашем мире связана с уникальной способностью его атомов образовывать связи друг с другом. Атомы некоторых других элементов также способны соединяться друг с другом, но ни один из них не образует такое множество устойчивых структур. Атомы углерода могут соединяться в цепочки практически любой длины, некоторые синтетические углеродные цепи состоят из сотен тысяч атомов углерода. Углерод обладает этой уникальной способностью потому, что по своим химическим свойствам он находится в «золотой середине». Он обладает умеренной способностью принимать электроны от других атомов и довольно легко отдает свои электроны.

Атомы углерода образуют молекулы в виде цепей и колец, которые связаны между собой в углеродный каркас. Этот каркас довольно прочен, поэтому органические соединения часто оказываются устойчивыми как к нагреванию, так и к действию иных разрушающих факторов, например, освещению и агрессивным химическим средам. К углеродному скелету присоединяются другие атомы и группы атомов. Эти группы называются **функциональные**. Именно они являются химически активными центрами органических молекул.

Еще одна из причин многообразия органических веществ – **явление изомерии**. Существуют органические соединения, которые имеют одинаковый элементный состав, но отличаются друг от друга по свойствам: и физическим, и химическим. Это связано с различным расположением атомов в молекуле. Например: этиловый спирт – жидкость, а диэтиловый эфир – газообразное вещество.

Кроме того, углерод может образовывать двойные и тройные связи с атомами углерода и с атомами других элементов, при этом создаются сложные сети атомов.

Органических соединений очень много, но все они имеют свои формулы и названия. Существует классификация органических соединений. Основой этой классификации служит структура углеродного скелета. Соединение относится к определенному классу в зависимости от того, какой у него углеродный скелет: разветвленный или линейный, содержит атомы других элементов или состоит только из атомов углерода, замкнут в цикл или имеет цепочечное строение. Кроме того, классификация органических соединений опирается на понятие гомологического ряда и функциональной группы.

### Опыт 1. Горение сахара

**Оборудование и реактивы:** спички, керамическая плитка, сигаретный табак, кусочек сахара  $C_{12}H_{22}O_{11}$ .

**Выполнение опыта.** Взять кусочек сахара, поднести к нему горячую спичку, он будет плавиться, обугливаться, но не гореть. Насыпать на кусочек сахара немного сигаретного табака и снова поджечь, сахар загорится синевато-желтым пламенем с небольшим потрескиванием. Сахар сгорает практически полностью.

**Пояснения к опыту.** Сигаретный табак содержит соли щелочных металлов, которые являются катализаторами горения сахара. Сахар сгорает с образованием углекислого газа  $CO_2$  и воды.

#### Задания к опыту:

- ✓ записать уравнение реакции горения сахарозы;
- ✓ указать, какая из солей щелочных металлов играет главную роль в каталитическом процессе горения сахарозы;
- ✓ записать структурную формулу сахарозы;
- ✓ привести примеры каталитических реакций.

### Опыт 2. Реакция «серебряного зеркала»

**Оборудование и реактивы:** стеклянная пробирка или круглодонная колба, держатель для пробирок, спиртовка, спички, химический стакан, стеклянные палочки, раствор нитрата серебра ( $\omega(AgNO_3) = 1\%$  (масс.)), водный раствор аммиака ( $\omega(NH_3 \cdot H_2O) = 25\%$  (масс.)), раствор карбоната натрия ( $\omega(Na_2CO_3) = 10\%$  (масс.)), этиловый спирт  $C_2H_5OH$ , раствор глюкозы ( $\omega(C_6H_{12}O_6) = 10\%$  (масс.)), дистиллированная вода.

**Выполнение опыта.** Предварительно приготовить аммиачный комплекс серебра – гидроксид диаминсеребра (I)  $[Ag(NH_3)_2]OH$ . Для этого к 1%-ному раствору нитрата серебра по каплям прибавить 25%-ный водный раствор аммиака до полного растворения образовавшегося оксида серебра.

Затем подготовить пробирку или колбу. Тщательно обезжирить внутреннюю поверхность пробирки или колбы раствором карбоната натрия, хорошо промыть её водой и этиловым спиртом. От качества выполнения этой части эксперимента зависит успех опыта.

Для получения «серебряного зеркала» налить в колбу несколько миллилитров раствора глюкозы. Добавить раствор аммиачного комплекса серебра, осторожно нагреть колбу, не допуская кипения раствора. При появлении первых частичек серебра нагревание прекратить, через несколько минут поверхность сосуда станет зеркальной.

**Пояснения к опыту.** Реакция «серебряного зеркала» – окислительно-восстановительная, комплексный ион  $[Ag(NH_3)_2]^+$ , содержащий серебро в степени окисления +1, восстанавливается до металлического серебра  $Ag$ , а глюкоза  $C_6H_{12}O_6$ , в состав которой входит альдегидная группа, окисляется до кислоты. Впервые реакцию осуществил немецкий химик Юстус фон Либих в 1858 г.

#### 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».

### Опыт 3. Горение уксусной кислоты

**Оборудование и реактивы:** пробирка с газоотводной трубкой, штатив с лапкой, спиртовка, спички, концентрированная уксусная кислота  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .

**Выполнение опыта.** Налить в пробирку 1 мл концентрированной уксусной кислоты, пробирку закрыть газоотводной трубкой и закрепить в лапке штатива в наклонном положении. Осторожно нагреть пробирку до кипения кислоты. Когда пары кислоты начнут выходить через газоотводную трубку, поджечь их. Пары кислоты загорятся слабо светящимся пламенем.

**Пояснения к опыту.** Уксусная кислота  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , как и большинство органических веществ, хорошо горит на воздухе. В результате процесса образуется углекислый газ  $\text{CO}_2$  и вода.

#### **Задания к опыту:**

- ✓ записать уравнение реакции горения уксусной кислоты;
- ✓ указать области применения уксусной кислоты;
- ✓ записать структурную формулу уксусной кислоты.

### Опыт 4. Возгонка бензойной кислоты

**Оборудование и реактивы:** химический стакан, электрическая плитка, асбестовая сетка, круглодонная колба, сухие веточки, бензойная кислота  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ , дистиллированная вода.

**Выполнение опыта.** Насыпать на дно стакана слой бензойной кислоты высотой около 1 см и укрепить на нем несколько сухих веточек. Стакан поставить на электрическую плитку, а сверху на стакан – наполненную холодной водой круглодонную колбу. Через некоторое время после начала нагревания бензойная кислота начнет возгоняться и кристаллизоваться на веточках в виде белого «снега».

**Пояснения к опыту.** Бензойная кислота легко переходит в газовую фазу – возгоняется. Затем происходит её кристаллизация на холодных сухих веточках.

#### **Задания к опыту:**

- ✓ описать физические свойства бензойной кислоты;
- ✓ записать структурную формулу бензойной кислоты;
- ✓ привести примеры веществ, способных возгоняться.

### Опыт 5. Получение красителя анилинового черного

**Оборудование и реактивы:** пробирка, химический стакан, электрическая плитка, асбестовая сетка, химическая воронка, фильтровальная бумага, стеклянная палочка, анилин  $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ , концентрированная соляная кислота  $\text{HCl}$ , концентрированный раствор дихромата калия  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , дистиллированная вода.

**Выполнение опыта.** В пробирку налить 0,5 мл анилина и добавить к нему равный объем концентрированной соляной кислоты. Затем в пробирку внести 4 мл концентрированного раствора дихромата калия и оставить пробирку на 5-10 минут. Постепенно оранжевый цвет дихромата перейдет в черный. Перелить жидкость из пробирки в химический стакан, нагреть до кипения и кипятить около 1 минуты. Охладить и отфильтровать осадок, промыть его водой и высушить на воздухе.

**Пояснения к опыту.** При взаимодействии анилина и соляной кислоты образуется гидрохлорид анилина  $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 \cdot \text{HCl}$ . При добавлении дихромата калия  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  образуется анилиновый черный – первый в мире искусственный краситель. Его получил английский химик Томас Лайтфут в 1863 г. Анилиновый черный обладает насыщенным черным

цветом, не растворим в воде и этиловом спирте. Брутто-формула этого соединения  $C_{48}H_{34}N_8$ , структурная формула до сих пор точно не установлена.

**Задания к опыту:**

- ✓ назвать другие анилиновые красители;
- ✓ указать области применения анилиновых красителей.

**Опыт 6. Получение мочевины (синтез Вёлера)**

**Оборудование и реактивы:** пробирка, держатель для пробирок, стеклянные палочки, спиртовка, спички, хлорид аммония  $NH_4Cl$  ( $m = 2$  г), цианат калия  $KOCN$  ( $m = 3$  г), раствор щавелевой кислоты ( $C(H_2C_2O_4) = 1$  моль/л), дистиллированная вода.

**Выполнение опыта.** Приготовить раствор, содержащий 2 г хлорида аммония и 3 г цианата калия в 10 мл воды. Полученный раствор нагревать около 1 минуты в пламени спиртовки. Образуется раствор мочевины. Для доказательства образования мочевины прилить к полученному раствору раствор щавелевой кислоты. Примерно через полминуты образуется белый осадок оксалата мочевины.

**Пояснения к опыту.** В 1828 г. немецкий химик Фридрих Вёлер, пытаясь получить цианат аммония из циановой кислоты и аммиака, при упаривании реакционной смеси получил мочевины, тем самым доказав возможность небиологического синтеза органических веществ. В приведенном опыте цианат аммония получается при обменном взаимодействии хлорида аммония и цианата калия, затем в результате перегруппировки образуется мочевина. Образование оксалата мочевины является качественной реакцией для её обнаружения.

**Задания к опыту:**

- ✓ записать реакцию получения мочевины;
- ✓ указать, как можно выделить мочевины из полученного раствора.

## 2. Химические превращения

Миллионы разнообразных химических веществ постоянно претерпевают изменения. Превращения возможны благодаря воздействию внешних условий: температуры, давления, освещенности и др. Например, при смене времен года растения распускаются и сбрасывают листья, вода рек и озер замерзает зимой, со временем разрушаются горы и образуются новые.

Изменения веществ обычно подразделяются на два типа: **физические процессы и химические процессы или химические реакции.**

**Физический процесс** не затрагивает молекул веществ, их химический состав остается прежним, меняется форма тела, размер частиц, агрегатное состояние. Например, кипение воды, измельчение соли.

**Химический процесс**, в отличие от физического, затрагивает молекулы веществ, они вступают в химическое взаимодействие, в результате которого из одних веществ образуются другие. В результате химического процесса происходит разрушение старых и образование новых химических связей.

В переводе с латинского слово «реакция» означает «противодействие», «отпор», «ответное действие». Поэтому термин «химическая реакция» можно понимать как ответное действие вещества на воздействие извне на него других веществ и различных факторов: нагревания, действия света, электрического тока, механического воздействия и др. Под действием этих факторов происходят и физические процессы: плавление, замерзание, кипение, испарение. Но только в химической реакции происходит образование новых и разрушение старых веществ. При химических реакциях строение атомов всегда остается неизменным, в этом их главное отличие от ядерных процессов.

Таким образом, **химические реакции – это процессы, в результате которых из одних веществ образуются другие, отличающиеся от исходных по составу и строению.**

Например, из одной молекулы кислорода и двух молекул водорода образуется две молекулы воды. При этом разрушаются связи между атомами кислорода и водорода и образуются связи между кислородом и водородом.

Чаще всего химическую реакцию сопровождают видимые изменения: выделение или поглощение тепла, изменение окраски вещества, образование и растворение осадка, появление запаха, выделение газа. Некоторые реакции сопровождаются выделением света.

Иногда этих признаков оказывается недостаточно. Есть химические превращения, при которых теплота не выделяется и не поглощается, или же тепловой эффект очень незначителен и его невозможно определить. Более того, перечисленные признаки характерны и для физических превращений. Например, стоит открыть бутылку с газированным напитком, как выделяется углекислый газ, который в ней растворен при повышенном давлении. При охлаждении насыщенного раствора кристаллы растворенного вещества выпадают в осадок. Даже изменение цвета вещества не всегда является признаком химической реакции, потому что одно и то же по химическому составу вещество может иметь различную окраску. Например, оксид ртути (II) в обычном состоянии – красного цвета, а по мере измельчения светлеет и переходит в желтую форму. Некоторые вещества изменяют цвет при нагревании, а при охлаждении приобретают прежнюю окраску. Например, если нагреть белый оксид цинка до 500 °С, то он желтеет.

В ходе химической реакции обязательно расходуются исходные вещества – **реагенты** и появляются **продукты реакции.**

Химические реакции окружают нас повсюду. В окружающем мире происходят всевозможные химические процессы. Особенно много химических реакций протекает в

живой природе. Любые живые организмы состоят из разнообразных веществ, которые постоянно превращаются друг в друга.

## 2.1. Реакции, протекающие в водном растворе

Большинство химических реакций протекает в водных растворах, например, реакция нейтрализации, процессы в живом организме и др. В растворе вещества легко перемешиваются и легче взаимодействуют друг с другом.

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

**Оборудование и реактивы:** химический стакан (3 шт.), стеклянные палочки, электрическая плитка, асбестовая сетка, раствор нитрата свинца (II) ( $\omega(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 10\%$  (масс.)), раствор йодида калия ( $\omega(\text{KI}) = 10\%$  (масс.)), дистиллированная вода.

**Выполнение опыта.** В большом стеклянном стакане смешать равные объемы растворов нитрата свинца (II) и йодида калия. Сразу же образуется ярко-желтый осадок йодида свинца (II). Дать осадку отстояться и слить с него жидкость. Осадок растворить в горячей воде, подкисленной уксусной кислотой. При охлаждении раствора получаются очень тонкие золотистые пластинки кристаллов йодида свинца, которые медленно оседают на дно стакана.

**Пояснения к опыту.** Йодид свинца (II)  $\text{PbI}_2$  образуется по обменной реакции между нитратом свинца (II)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  и йодидом калия  $\text{KI}$ . Растворимость йодида свинца (II) существенно уменьшается при понижении температуры (при  $100\text{ }^\circ\text{C}$  растворимость соли составляет  $0,43\text{ г}$  в  $100\text{ г}$  раствора, а при  $0\text{ }^\circ\text{C}$  –  $0,044\text{ г}$  соли в  $100\text{ г}$  раствора). Поэтому при медленном охлаждении из горячего раствора йодида свинца выпадают блестящие желтые кристаллы «золотого дождя».

#### Задания к опыту:

- ✓ записать уравнение реакции получения йодида свинца (II);
- ✓ привести примеры солей, растворимость которых увеличивается с ростом температуры.

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

**Оборудование и реактивы:** химический стакан на  $200\text{ мл}$ , 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  $100\text{ мл}$  свежеприготовленного раствора полисиликата натрия. Осторожно поместить в раствор 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).

#### Задания к опыту:

- ✓ записать уравнения реакций получения нерастворимых силикатов;
- ✓ указать, какое соединение кремния называют «жидким стеклом».

### Опыт 3. Получение нерастворимых хроматов

**Оборудование и реактивы:** химический стакан (2 шт.), стеклянные палочки, раствор хромата калия ( $\omega(\text{K}_2\text{CrO}_4) = 3\text{-}5\%$  (масс.)), раствор нитрата свинца (II) ( $\omega(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 10\%$  (масс.)), кристаллический дигидрат хлорида бария  $\text{BaCl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ , кристаллический хромат калия  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ .

**Выполнение опыта.** Налить в стакан раствор хромата калия и добавить кристаллик дигидрата хлорида бария. В растворе будут образовываться желтые кристаллы хромата бария, нерастворимого в воде.

Налить в стакан раствор нитрата свинца (II) и опустить в него несколько кристалликов хромата калия. В результате обменного взаимодействия получатся тонкие нити желтого цвета – нерастворимый хромат свинца.

**Пояснения к опыту.** Желтые кристаллы хромата бария  $\text{BaCrO}_4$  образуются в результате обменного взаимодействия между хроматом калия  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  и хлоридом бария  $\text{BaCl}_2$ . Тонкие нити желтого цвета хромата свинца  $\text{PbCrO}_4$  получаются по реакции между хроматом калия и нитратом свинца (II).

**Задания к опыту:**

- ✓ записать уравнения следующих реакций:
  - взаимодействия между хроматом калия и хлоридом бария;
  - взаимодействия между хроматом калия и нитратом свинца (II);
- ✓ указать области применения нерастворимых хроматов.

### Опыт 4. Получение комплексного соединения тетрайодомеркурата (II) калия

**Оборудование и реактивы:** химический стакан, стеклянные палочки, раствор нитрата ртути (II) ( $\omega(\text{Hg}(\text{NO}_3)_2) = 10\%$  (масс.)), раствор йодида калия ( $\omega(\text{KI}) = 8\%$  (масс.)).

**Выполнение опыта.** Налить в химический стакан раствор нитрата ртути (II), осторожно небольшими порциями прилить раствор йодида калия до выпадения оранжево-красного осадка йодида ртути (II). Добавить избыток раствора йодида калия, осадок растворится, раствор станет прозрачным – образуется комплексное соединение тетрайодомеркурата (II) калия  $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ .

**Пояснения к опыту.** При сливании водных растворов нитрата ртути (II)  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$  и йодида калия  $\text{KI}$  в результате реакции ионного обмена образуется йодид ртути (II)  $\text{HgI}_2$  оранжево-красного цвета. Эта соль малорастворима в воде и выпадает в осадок. При приливании избытка йодида калия йодид ртути (II) вступает с ним в реакцию комплексообразования, в результате которой получается комплексное соединение – тетрайодомеркурат (II) калия  $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ . Комплексная соль хорошо растворима в воде и бесцветна в растворе.

**Задания к опыту:**

- ✓ записать уравнения следующих реакций:
  - получения йодида ртути (II);
  - получения тетрайодомеркурата (II) калия;
- ✓ указать области применения йодида ртути (II) и концентрированного раствора тетрайодомеркурата (II) калия (раствора Туле).

### Опыт 5. Получение аммиачного комплекса меди (II)

**Оборудование и реактивы:** химический стакан, стеклянная палочка, раствор сульфата меди (II) ( $\omega(\text{CuSO}_4) = 20\%$  (масс.)), водный раствор аммиака ( $\omega(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 2,5\%$  (масс.)).

**Выполнение опыта.** Налить в химический стакан раствор сульфата меди (II) и небольшими порциями при перемешивании добавить водный раствор аммиака. Вначале образуется голубой осадок основной соли меди (II). При дальнейшем приливании

раствора аммиака осадок растворяется, а жидкость приобретает ярко-синий цвет – образуется аммиачный комплекс меди (II).

**Пояснения к опыту.** При добавлении к раствору сульфата меди (II)  $\text{CuSO}_4$  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 Андросом 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);
  - получения сульфата тетраамминмеди (II);
- ✓ привести примеры кислых, основных и средних солей меди (II);
- ✓ указать области применения медного купороса  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ .

### **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  $\text{KIO}_3$  ( $m = 2$  г), сульфит натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  ( $m = 1$  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  $\text{KIO}_3$  и серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , затем при непрерывном перемешивании добавить 100 мл раствора сульфита натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  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-  $\text{IO}_3^-$  и сульфит-ионами  $\text{SO}_3^{2-}$ . Йодат-ион окисляет сульфит-ион, а сам восстанавливается до йодид-иона  $\text{I}^-$ . Эта реакция протекает медленно, с образованием неокрашенных 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  $\text{I}_2$  и воды. Эта реакция протекает быстро, еще быстрее происходит третий процесс между молекулярным йодом и сульфит-ионом с образованием йодид- и сульфат-ионов  $\text{SO}_4^{2-}$ . 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.

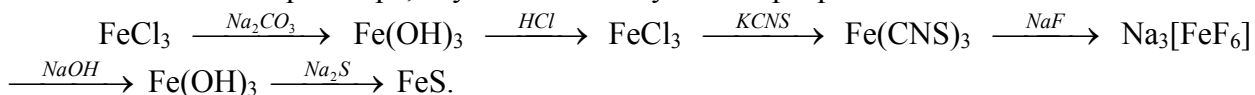
**Задания к опыту:**

- ✓ записать уравнения следующих реакций:
  - взаимодействия йодат-иона и сульфит-иона (1 реакция);
  - взаимодействия йодат-иона и йодид-иона в кислой среде (2 реакция);
  - взаимодействия молекулярного йода и сульфит-иона (3 реакция);
- ✓ написать структурные формулы йодат-иона и сульфит-иона;
- ✓ указать, как называется самая медленная реакция химического процесса.

### Опыт 7. Превращения иона железа

**Оборудование и реактивы:** большая пробирка, стеклянные палочки, раствор хлорида железа (III) ( $C(\text{FeCl}_3) = 0,1$  моль/л), раствор карбоната натрия ( $C(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,2$  моль/л), соляная кислота ( $C(\text{HCl}) = 3$  моль/л), раствор роданида калия ( $C(\text{KCNS}) = 0,05$  моль/л), раствор фторида натрия ( $C(\text{NaF}) = 1$  моль/л), раствор гидроксида натрия ( $C(\text{NaOH}) = 1$  моль/л), раствор сульфида натрия ( $C(\text{Na}_2\text{S}) = 1$  моль/л).

**Выполнение опыта.** Проследить за превращением иона железа в степенях окисления +2 и +3 в растворе, осуществив следующие превращения:



Все опыты выполняются последовательно в одной пробирке.

В пробирку налить раствор хлорида железа (III) и добавить раствор карбоната натрия; наблюдается выпадение бурого осадка и выделение бесцветного газа.

К полученному осадку прилить соляную кислоту до его растворения.

В полученный раствор соломенного цвета добавить несколько капель роданида калия; наблюдается появление окраски кроваво-красного цвета.

В полученный раствор прилить раствор фторида натрия до исчезновения окраски.

К бесцветному раствору добавить раствор гидроксида натрия; происходит выпадение бурого осадка.

К осадку прилить раствор сульфида натрия; наблюдается переход бурого осадка в черный.

#### Пояснения к опыту.

При сливании растворов хлорида железа (III)  $\text{FeCl}_3$  и карбоната натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , в результате обменного взаимодействия следовало ожидать образования карбоната железа (III), однако, это соль, образованная слабым нерастворимым гидроксидом железа и слабой угольной кислотой, поэтому из водного раствора она не может быть получена. Происходит необратимый гидролиз по катиону и аниону, наблюдается выпадение бурого осадка гидроксида железа (III)  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  и выделение бесцветного углекислого газа  $\text{CO}_2$ .

При взаимодействии нерастворимого гидроксида железа (III)  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  и соляной кислоты  $\text{HCl}$  происходит реакция нейтрализации, осадок растворяется, в растворе образуется хлорид железа (III)  $\text{FeCl}_3$  и вода.

Приведенная реакция является качественной для обнаружения ионов трехвалентного железа в растворе. При добавлении раствора роданида калия  $\text{KCNS}$  появляется кроваво-красное окрашивание, присущее роданидному комплексу железа (III)  $[\text{Fe}(\text{CNS})_3(\text{H}_2\text{O})_3]$ .

При добавлении в полученный раствор раствора фторида натрия  $\text{NaF}$  происходит его обесцвечивание вследствие образования более прочного фторидного комплекса  $\text{Na}_3[\text{FeF}_6]$ .

В результате взаимодействия фторидного комплекса с раствором гидроксида натрия  $\text{NaOH}$  происходит его разрушение и образование гидроксида железа (III) и фторид-ионов.

При приливании к бурому осадку гидроксида железа (III) раствора сульфида натрия  $\text{Na}_2\text{S}$  происходит окислительно-восстановительный процесс, в результате которого трехвалентное железо восстанавливается в двухвалентное, и переходит из одной нерастворимой формы в другую – сульфид железа (II)  $\text{FeS}$  черного цвета. Продуктами реакции также являются сера и гидроксид натрия.

#### Задания к опыту:

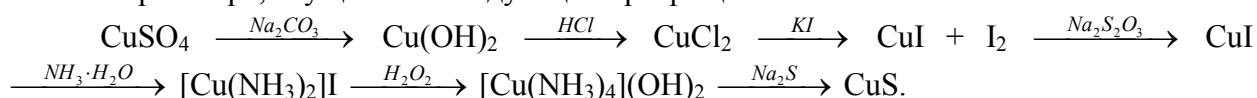
- ✓ записать уравнения следующих реакций в молекулярной и ионной форме:
  - взаимодействия хлорида железа (III) и карбоната натрия;
  - гидролиза ионов  $\text{Fe}^{3+}$  и  $\text{CO}_3^{2-}$ ;
  - нейтрализации гидроксида железа (III) соляной кислотой;
  - образования роданидного комплекса железа (III);
  - получения фторидного комплекса железа (III);

- разрушения фторидного комплекса железа (III);
- взаимодействия гидроксида железа (III) и сульфида натрия;
- ✓ назвать приведенные комплексные соединения по номенклатуре IUPAC.

### Опыт 8. Превращения иона меди

**Оборудование и реактивы:** большая пробирка, стеклянные палочки, раствор сульфата меди (II) (C (CuSO<sub>4</sub>) = 0,1 моль/л), раствор карбоната натрия (C (Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) = 0,2 моль/л), соляная кислота (C (HCl) = 1 моль/л), раствор йодида калия (C (KI) = 1 моль/л), раствор тиосульфата натрия (C (Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) = 1 моль/л), водный раствор аммиака (C (NH<sub>3</sub>·H<sub>2</sub>O) = 3 моль/л), раствор пероксида водорода (C (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>) = 3 % (масс.)), раствор сульфида натрия (C (Na<sub>2</sub>S) = 0,5 моль/л).

**Выполнение опыта.** Проследить за превращением иона меди в степенях окисления +1 и +2 в растворе, осуществив следующие превращения:



Все опыта выполняются последовательно в одной пробирке.

В пробирку налить раствор сульфата меди (II) и добавить раствор карбоната натрия; наблюдается выпадение синего осадка и выделение бесцветного газа.

К полученному осадку прилить соляную кислоту до его растворения.

В полученный раствор добавить раствор йодида калия; наблюдается образование белого осадка и выделение свободного йода бурого цвета.

Для удаления свободного йода в полученный раствор добавить несколько капель раствора тиосульфата натрия, в растворе останется белый осадок.

К осадку прилить водный раствор аммиака, при этом осадок растворяется, образуя бесцветное комплексное соединение – аммиачный комплекс меди (I).

Прибавить несколько капель пероксида водорода к полученному раствору, происходит окрашивание раствора в синий цвет – образование аммиачного комплекса меди (II).

Прилить к полученному раствору раствор сульфида натрия, наблюдается выпадение осадка черного цвета.

#### Пояснения к опыту.

При сливании растворов сульфата меди (II) CuSO<sub>4</sub> и карбоната натрия Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, в результате обменного взаимодействия следовало ожидать образования карбоната меди (II), однако, это соль, образованная слабым нерастворимым гидроксидом меди и слабой угольной кислотой, поэтому из водного раствора она не может быть получена. Происходит необратимый гидролиз по катиону и аниону, наблюдается выпадение синего осадка гидроксида меди (II) Cu(OH)<sub>2</sub> и выделение бесцветного углекислого газа CO<sub>2</sub>.

При взаимодействии нерастворимого гидроксида меди (II) Cu(OH)<sub>2</sub> и соляной кислоты HCl происходит реакция нейтрализации, осадок растворяется, в растворе образуется хлорид меди (II) CuCl<sub>2</sub> и вода.

При добавлении в раствор йодида калия KI происходит восстановление иона Cu<sup>2+</sup> до иона Cu<sup>+</sup>, наблюдается образование белого осадка йодида меди (I) CuI и выделение свободного йода I<sub>2</sub> бурого цвета.

При приливании к полученному раствору раствора тиосульфата натрия Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub> происходит окислительно-восстановительная реакция, в результате которой свободный йод восстанавливается до йодид-иона I<sup>-</sup>, а тиосульфат-ион окисляется до тетрагидрат-иона S<sub>2</sub>O<sub>6</sub><sup>2-</sup>.

Осадок йодида меди (I) растворяется при взаимодействии его с водным раствором аммиака NH<sub>3</sub>·H<sub>2</sub>O; в результате реакции комплексообразования получается бесцветный комплекс [Cu(NH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>]I.



При добавлении пероксида водорода  $\text{H}_2\text{O}_2$  к полученному комплексному соединению происходит окисление одновалентной меди до двухвалентной с образованием аммиачного комплекса меди (II)  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$  интенсивно синего цвета.

Приливание к полученному раствору комплексного соединения раствора сульфида натрия  $\text{Na}_2\text{S}$  приводит к разрушению комплексного соединения и выпадению черного осадка сульфида меди (II)  $\text{CuS}$ .

**Задания к опыту:**

- ✓ записать уравнения следующих реакций в молекулярной и ионной форме: взаимодействия сульфата меди (II) и карбоната натрия; гидролиза ионов  $\text{Cu}^{2+}$  и  $\text{CO}_3^{2-}$ ; нейтрализации гидроксида меди (II) соляной кислотой; восстановления двухвалентной меди до одновалентной йодид-ионами; связывания свободного йода тиосульфатом натрия; получения аммиачного комплекса одновалентной меди; получения аммиачного комплекса двухвалентной меди; разрушения комплексного соединения с образованием сульфида меди (II);
- ✓ назвать приведенные комплексные соединения по номенклатуре IUPAC;
- ✓ уравнивать приведенные окислительно-восстановительные реакции методом электронного баланса.

## 2.2. Окислительно-восстановительные реакции

Большинство реакций происходит с изменением степени окисления элементов. Это **окислительно-восстановительные реакции**. В такой химической реакции обязательно есть окислитель и восстановитель.

**Окислитель** – элемент, который принимает электроны в результате химической реакции.

**Восстановитель** – элемент, который теряет электроны в результате химического превращения.

Любая окислительно-восстановительная реакция состоит из двух процессов: **окисления** (процесс отдачи электронов) и **восстановления** (процесс принятия электронов).

Условно все окислительно-восстановительные реакции делятся на три группы. Первую группу составляют **межмолекулярные реакции**, в которых окислителем и восстановителем являются разные простые или сложные вещества, например, в реакции взаимодействия между перманганатом калия и сульфитом натрия в сернокислой среде  $\text{KMnO}_4$  является окислителем, а  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  – восстановителем. Вторую группу составляют **внутримолекулярные реакции**, которые протекают с изменением степени окисления в одной и той же молекуле, например, при разложении дихромата аммония  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  окислителем является хром в степени окисления +6, а восстановителем – азот в степени окисления -3. К третьей группе окислительно-восстановительных реакций относятся **реакции диспропорционирования**. Они связаны с одновременным уменьшением и увеличением степени окисления одного и того же элемента, например, при разложении хлората калия  $\text{KClO}_3$  часть атомов хлора восстанавливается, изменяя степень окисления от +5 до -1, а другая – окисляется от +5 до +7.

Восстановители и окислители могут быть простыми и сложными веществами. Из простых веществ лучшие восстановители – щелочные металлы, лучшие окислители – галогены. Окислительные или восстановительные свойства сложных веществ зависят от степени окисления данного элемента. Если в соединении элемент входит в высшей степени окисления, то оно является только окислителем, например:  $\text{KMn}^{+7}\text{O}_4$ ,  $\text{HN}^{+5}\text{O}_3$ ,  $\text{KCl}^{+7}\text{O}_4$  и др. Наоборот, если в соединении элемент входит в низшей степени окисления,

то оно является только восстановителем, например:  $\text{Na}_2\text{S}^{-2}$ ,  $\text{Cl}^-$  и др. Если в соединении элемент находится в промежуточной степени окисления, то оно в зависимости от условий может быть и окислителем, и восстановителем, например:  $\text{Na}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3$ ,  $\text{KN}^{+3}\text{O}_2$ ,  $\text{Mn}^{+4}\text{O}_2$  и др.

### **Опыт 1. Взаимодействие сахарной пудры с концентрированной серной кислотой (опыт выполняется только преподавателем)**

**Оборудование и реактивы:** химический стакан, стеклянная палочка, сахарная пудра  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  (с сахарным песком опыт не получится!), концентрированная серная кислота ( $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 96\%$  (масс.)).

**Выполнение опыта.** Поместить в стакан сахарную пудру, прилить к ней по стеклянной палочке концентрированную серную кислоту (очень осторожно!). Быстро перемешать. Через некоторое время пудра почернеет, вспучится в виде объемной, рыхлой массы и будет «ползти» по стакану вверх, затем выйдет за края стакана. При этом происходит разогревание массы и образование дыма.

**Пояснения к опыту.** Концентрированная серная кислота – сильный окислитель. Она окисляет сахарозу  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  до углекислого газа  $\text{CO}_2$ , углерода  $\text{C}$  и воды, сама при этом восстанавливается до сернистого газа  $\text{SO}_2$ . Образующиеся газы и пары воды выталкивают образующийся уголь из стакана, увеличивают объем смеси и заставляют её перемещаться.

#### **Задания к опыту:**

- ✓ записать уравнение реакции взаимодействия сахарозы и концентрированной серной кислоты;
- ✓ объяснить, почему серная кислота может проявлять только окислительные свойства.

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

**Оборудование и реактивы:** керамическая плитка, стеклянная палочка, спиртовка, спички, кристаллический дихромат аммония  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ .

**Выполнение опыта.** Насыпать горкой на керамическую плитку кристаллы дихромата аммония и поместить в них раскаленную стеклянную палочку. В месте прикосновения палочки начинается химическая реакция, которая сопровождается разбрасыванием искр, увеличением горки в размерах, выделением большого количества тепла и изменением цвета с оранжевого на зеленый. Процесс напоминает извержение вулкана.

**Пояснения к опыту.** При иницировании реакции раскаленной стеклянной палочкой сразу же начинается реакция термического разложения дихромата аммония  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , при этом выделяются газообразный азот  $\text{N}_2$ , пары воды и образуются твердые частицы оксида хрома (III)  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ . После иницирования реакции нагревания не требуется, в процессе используются внутренние энергетические возможности, реакция протекает за счет собственного выделения тепла. Такие химические процессы относятся к самораспространяющемуся высокотемпературному синтезу. Реакцию впервые наблюдал в 1843 г. немецкий химик Рудольф Бёттгер – изобретатель спичек и пироксилина.

#### **Задания к опыту:**

- ✓ записать уравнение реакции разложения дихромата аммония;
- ✓ назвать окислитель и восстановитель в приведенной реакции;
- ✓ указать, к какому типу окислительно-восстановительных реакций относится реакция разложения дихромата аммония.

### **Опыт 3. Получение феррата калия**

**Оборудование и реактивы:** химический стакан, керамическая плитка, фарфоровая ступка с пестиком, стеклянная палочка, лучина, спички, сухой песок, этиловый спирт

$C_2H_5OH$ , железный порошок Fe, кристаллический нитрат калия  $KNO_3$ , дистиллированная вода.

**Выполнение опыта.** Высыпать сухой песок горкой на керамическую плитку и смочить его этиловым спиртом, на вершине горки сделать углубление. Смешать железный порошок и нитрат калия, предварительно высушенный и растертый в ступке. Полученную смесь поместить в углубление горки и поджечь. Начнется реакция с выделением искр, бурого дыма и выделением большого количества тепла. После окончания взаимодействия твердый остаток растворить в холодной воде; произойдет растворение осадка с образованием красно-фиолетового раствора.

**Пояснения к опыту.** При взаимодействии железа Fe с нитратом калия  $KNO_3$  происходит образование феррата калия  $K_2FeO_4$ , в котором железо проявляет степень окисления +6. Получающийся в процессе газообразный оксид азота (II) NO на воздухе окисляется до оксида азота (IV)  $NO_2$ , образует бурый дым и способствует разбрасыванию искр. При растворении твердого феррата калия в воде происходит образование раствора красно-фиолетового цвета, присущего феррат-иону  $FeO_4^{2-}$ .

**Задания к опыту:**

- ✓ записать уравнения следующих реакций: взаимодействия нитрата калия и железа; окисления оксида азота (II) на воздухе;
- ✓ указать окислитель и восстановитель в приведенных реакциях;
- ✓ привести уравнения реакций, подтверждающие окислительные свойства феррата калия.

#### **Опыт 4. Каталитическое разложение пероксида водорода**

**Оборудование и реактивы:** химический стакан, лучина, спички, кусочек марли, нитки, раствор пероксида водорода ( $\omega(H_2O_2) = 30\%$  (масс.)), кристаллический оксид марганца (IV)  $MnO_2$ .

**Выполнение опыта.** В химический стакан налить раствор пероксида водорода и опустить в жидкость привязанный на ниточке кусочек оксида марганца (IV). Сразу же наступит энергичное разложение пероксида водорода с выделением кислорода. Опустить в стакан тлеющую лучину, она загорится. Если вынуть кусочек оксида марганца (IV) из раствора, то разложение прекратится.

**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 тлеющей лучины, поскольку кислород – газ, поддерживающий горение.

**Задания к опыту:**

- ✓ записать уравнение реакции разложения пероксида водорода;
- ✓ указать, какие вещества, кроме оксида марганца (IV), могут быть использованы в качестве катализатора процесса разложения пероксида водорода.

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

**Оборудование и реактивы:** стеклянный цилиндр, стеклянная палочка, этиловый спирт  $C_2H_5OH$ , концентрированная серная кислота ( $\omega(H_2SO_4) = 96\%$  (масс.)), кристаллический перманганат калия  $KMnO_4$ .

**Выполнение опыта.** В стеклянный цилиндр налить концентрированную серную кислоту. Сверху осторожно по стеклянной палочке почти до верха цилиндра налить этиловый спирт. Всыпать в цилиндр мелкие кристаллики перманганата калия. Кристаллы перманганата калия, достигнув границы, разделяющей спирт и серную кислоту, всплывают. Вспышки наблюдаются в течение нескольких минут.

**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;
  - взаимодействия оксида марганца (VII) и этилового спирта;
- ✓ объяснить, почему соединения марганца (VII) являются сильными окислителями.

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

**Оборудование и реактивы:** колба со шлифом, ложка для сжигания веществ, штапель, песок, красный фосфор P, газообразный хлор  $Cl_2$ .

**Выполнение опыта.** Предварительно заполнить колбу хлором, поместив на дно колбы слой песка (хлор можно получить в результате взаимодействия концентрированной соляной кислоты с сильными окислителями, например: оксид марганца (IV), перманганат калия, дихромат калия и др.). Поместить в ложку для сжигания веществ немного красного фосфора. Очень осторожно внести фосфор небольшими порциями в колбу с хлором. Фосфор будет гореть зеленоватым пламенем.

**Пояснения к опыту.** При взаимодействии фосфора P и хлора  $Cl_2$  протекает окислительно-восстановительная реакция получения хлоридов фосфора. В результате процесса образуется смесь хлоридов фосфора (III)  $PCl_3$  и фосфора (V)  $PCl_5$ .

**Задания к опыту:**

- ✓ записать уравнения реакций взаимодействия хлора и фосфора;
- ✓ указать окислитель и восстановитель в приведенных реакциях;
- ✓ фосфор – первый элемент, первооткрыватель которого известен. Назовите этого алхимика и укажите год получения чистого фосфора.

### 2.3. Твердофазные реакции

**Твердофазными** называются химические реакции, протекающие на границе раздела фаз, то есть на поверхности твердых частиц. Скорость таких реакций зависит от многих факторов: температуры, структуры и дефектности кристалла, гомогенности реакционной смеси, скорости подвода реагентов к зоне реакции и скорости отвода продуктов. Наибольший интерес вызывают реакции, ведущие к образованию одного продукта, в противном случае возникает проблема разделения твердых продуктов синтеза. Среди реакций взаимодействия твердых веществ особо выделяют реакции с высоким экзотермическим эффектом. Примером таких реакций является металлотермия, например, алюмотермия. Нагрев необходим лишь для инициирования реакции, далее она протекает с высокой скоростью и выделением большого количества тепла.

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

**Оборудование и реактивы:** фарфоровая ступка с пестиком, железная пластинка, стеклянная палочка, металлическое железо Fe ( $m = 2$  г), порошкообразная сера S ( $m = 2$  г).

**Выполнение опыта.** Смешать в фарфоровой ступке 2 г железных опилок и 2 г порошкообразной серы. Поместить полученную смесь на железную пластинку.

Дотронуться до смеси сильно нагретой стеклянной палочкой. Через несколько секунд сера и железо начнут взаимодействовать, смесь увеличится в объеме и будет светиться.

**Пояснения к опыту.** Железо Fe – металл, сера S – неметалл, они реагируют друг с другом с образованием соли бескислородной сероводородной кислоты. В результате реакции соединения образуется сульфид железа (II) FeS, процесс сопровождается выделением тепла, поэтому наблюдается свечение смеси.

**Задания к опыту:**

- ✓ записать уравнение реакции взаимодействия серы и железа;
- ✓ указать окислитель и восстановитель в приведенной реакции.

## **Опыт 2. Получение железа методом алюмотермии**

**Оборудование и реактивы:** большая фарфоровая чашка, штатив с кольцом, фарфоровый тигель, фарфоровая ступка с пестиком, шпатель, лучинка, спички, песок, оксид железа (III) Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, порошок алюминия Al, магниевая лента Mg.

**Выполнение опыта.** Высушить песок в сушильном шкафу при 200 °С. Поместить песок в большую фарфоровую чашку. Над ним укрепить в штативе фарфоровый тигель. Поместить в тигель высушенные порошки оксида железа (III) и алюминия (термитная смесь), смешанные в соотношении 3:1 по массе. Тигель должен быть заполнен не больше, чем на  $\frac{3}{4}$  его объема. В термитную смесь поместить запал – кусочек магниевой ленты. С помощью лучинки зажечь магниевую ленту и отойди в сторону. После сгорания запала начинается бурная реакция восстановления железа из его оксида алюминием. Процесс сопровождается разбрызгиванием искр, появлением пламени и дыма. Когда реакция закончится и смесь остынет, извлечь железо из шлака.

**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<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. В результате окислительно-восстановительного процесса образуется металлическое железо Fe и оксид алюминия Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.

**Задания к опыту:**

- ✓ записать уравнение реакции получения железа из его оксида;
- ✓ указать окислитель и восстановитель в приведенной реакции;
- ✓ назвать металлы, которые могут быть получены при восстановлении их алюминием из оксидов;
- ✓ назвать металлы, которые могут быть использованы в качестве восстановителей.

### 3. Химический анализ

**Основная цель химического анализа** – обеспечить, в зависимости от поставленной задачи, точность, высокую чувствительность, экспрессность и избирательность анализа.

**Точностью** анализа называют относительную погрешность определения, которая представляет собой отношение разности найденного и истинного содержания вещества к истинному содержанию вещества:

$$\delta = \frac{|x_{\text{найд.}} - x_{\text{ист.}}|}{x_{\text{ист.}}}$$

За истинное содержание вещества принимают среднеарифметическое содержание вещества, найденного при анализе пробы в 5-7 параллельных определениях.

**Чувствительностью** метода анализа называют наименьшее количество вещества, которое можно достоверно определить данным методом.

**Воспроизводимостью** метода анализа называется возможность получения одинаковых результатов при исследовании одного и того же образца.

**Специфичность (или избирательность)** определяется количеством веществ, вступающих в реакцию с данным реактивом. Чем меньше количество веществ, тем более специфична реакция.

**Экспрессность** определяется быстротой проведения анализа.

Химический анализ делится на **качественный** и **количественный анализ**.

Задачей **качественного анализа** является выяснение качественного состава вещества, то есть из каких элементов или ионов состоит данное вещество. При изучении состава неорганических веществ в большинстве случаев приходится иметь дело с водными растворами кислот, солей и оснований. Эти вещества являются электролитами и в растворе диссоциируют на ионы. Поэтому анализ сводится к определению отдельных ионов – катионов и анионов.

Методы качественного анализа делятся на **химические**, **физико-химические** и **физические**.

**Физические методы** основаны на изучении физических свойств. К этим методам относятся спектральный, рентгеноструктурный и другие методы.

В **физико-химических методах** течение реакции фиксируется измерением определенного физического свойства исследуемого вещества. К этим методам относятся хроматография, полярография и другие методы.

К **химическим методам** относятся методы, основанные на использовании химических свойств исследуемых веществ.

При проведении аналитических реакций необходимо соблюдение следующих условий её проведения:

- определенная концентрация реагирующих веществ;
- определенное значение рН раствора;
- нужная температура.

Познакомимся с качественным химическим анализом некоторых веществ.

#### 3.1. Кислотно-основные индикаторы

**Кислотно-основные индикаторы** – вещества, изменяющие цвет в зависимости от среды раствора. Причина изменения цвета индикатора в том, что присоединение или отдача протонов его молекулами связана с заменой одних хромофорных групп (групп, отвечающих за окраску) другими или появлением новых хромофорных групп.

Чаще всего используются в качестве кислотно-основных индикаторов *лакмус*, *метилоранж* и *фенолфталеин*.

*Лакмус* – природное органическое соединение. Впервые раствор лакмуса приготовил из лакмусового лишайника и использовал в качестве индикатора английский химик Роберт Бойль в 1664 г. Лакмус – двухцветный индикатор: в щелочной среде он приобретает синий цвет, а в кислой – красный.

*Метилоранж* – оранжевое кристаллическое органическое вещество сложного строения, азокраситель. В качестве индикатора используется его водный раствор. Метилоранж в щелочной среде приобретает желтый цвет, а в кислой – красный.

*Фенолфталеин* – бесцветное кристаллическое органическое вещество сложного строения. Он малорастворим в воде и хорошо растворим в этиловом спирте. Его раствор в нейтральной и кислой средах бесцветен, а в щелочной приобретает малиновую окраску. В качестве индикатора используется в виде спиртового раствора. Синтез фенолфталеина впервые осуществил в 1871 г. немецкий химик Адольф фон Байер.

### **Опыт 1. Кислотно-основные индикаторы**

**Оборудование и реактивы:** химические пробирки, штатив для пробирок, соляная кислота HCl, раствор гидроксида натрия NaOH, дистиллированная вода, индикаторы: лакмус, фенолфталеин, метилоранж.

**Выполнение опыта.** Поместить в три пробирки растворы соляной кислоты, гидроксида натрия и дистиллированную воду. В каждую пробирку добавить несколько капель нейтрального раствора лакмуса, отметить изменение окраски в пробирках с кислотой и щелочью.

Повторить опыт, используя в качестве индикатора фенолфталеин и метилоранж. Отметить изменение окраски.

**Пояснения к опыту.** Лакмус, метилоранж и фенолфталеин – наиболее распространенные кислотно-основные индикаторы.

Лакмус в нейтральной среде имеет фиолетовую окраску, в кислой – красную и в щелочной – синюю. Так как переход от фиолетовой окраски в синюю трудно различим, лакмус используют как индикатор кислот. В приведенном опыте в соляной кислоте HCl лакмус красный, в растворе гидроксида натрия NaOH – синий, в воде – фиолетовый.

Фенолфталеин в нейтральной и кислой среде бесцветен, а в щелочной – малиновый. Поэтому его используют как индикатор основной среды. В приведенном опыте в соляной кислоте HCl и воде фенолфталеин бесцветен, в растворе гидроксида натрия NaOH – малиновый.

Метилоранж в нейтральной среде имеет оранжевую окраску, в кислой – красную и в щелочной – желтую. Так как переход от оранжевой окраски в желтую трудно различим, метилоранж используют как индикатор кислот. В приведенном опыте в соляной кислоте HCl метилоранж красный, в растворе гидроксида натрия NaOH – желтый, в воде – оранжевый.

**Задания к опыту:**

✓ указать, что называют универсальным индикатором.

## **3.2. Анализ неорганических веществ**

### **Опыт 1. Определение ионов трехвалентного железа**

**Оборудование и реактивы:** вата, скальпель, раствор хлорида железа (III) ( $\omega(\text{FeCl}_3) = 10\%$  (масс.)), раствор роданида аммония (или калия) ( $\omega(\text{NH}_4\text{CNS}) = 5\%$  (масс.)).

**Выполнение опыта.** Чтобы реакция хорошо запомнилась, можно провести её следующим образом: смочить кусочек ваты раствором роданида аммония и намочить руку

(свою или «добровольца»), затем обмакнуть скальпель в раствор хлорида железа (III) и провести его тупой стороной по смоченную месту, сразу же появится «кровь». Руку сразу же вымыть.

**Пояснения к опыту.** Ионы трехвалентного железа взаимодействуют с роданид-ионом  $\text{CNS}^-$  с образованием комплексного соединения  $[\text{Fe}(\text{CNS})_3(\text{H}_2\text{O})_3]$  кроваво-красного цвета. Реакция является качественной для определения ионов  $\text{Fe}^{3+}$ .

**Задания к опыту:**

- ✓ записать уравнение реакции взаимодействия хлорида железа (III) и роданида аммония в молекулярной и ионной форме;
- ✓ назвать комплексное соединение по номенклатуре IUPAC;
- ✓ привести реагенты, с помощью которых можно обнаружить ионы  $\text{Fe}^{3+}$  и  $\text{Fe}^{2+}$  в растворе.

**Видеозапись.**

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

**Оборудование и реактивы:** спиртовка или газовая горелка, платиновая или нихромовая проволока, шпатели, соли натрия, калия, лития, кальция, стронция и бария.

**Выполнение опыта.** В пламя спиртовки или газовой горелки внести платиновую или нихромовую проволоку и держать до тех пор, пока не исчезнет начальная окраска пламени. Затем нанести на палочку немного соли натрия и поместить её в пламя, которое окрасится в яркий желтый цвет.

Опыт повторить, используя соли калия, лития, кальция, стронция и бария.

**Пояснения к опыту.** Метод обнаружения щелочных и щелочно-земельных металлов основан на способности их соединений придавать пламени характерный цвет: соли натрия придают пламени желтый цвет; калия – фиолетовый, лития – карминово-красный; кальция – кирпично-красный; стронция – карминово-красный; бария – желтовато-зеленый.

**Задания к опыту:**

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

## Опыт 3. Обнаружение меди в сплавах

**Оборудование и реактивы:** пробирки, штатив для пробирок, сплав, содержащий медь (или металлическая медь  $\text{Cu}$ ), стеклянные палочки, концентрированная азотная кислота ( $\omega(\text{HNO}_3) = 60\%$  (масс.)), водный раствор аммиака ( $\omega(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 2,5\%$  (масс.)), раствор гексацианоферрата (II) калия ( $\omega(\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]) = 5\%$  (масс.)).

**Выполнение опыта.** В пробирку поместить небольшой кусочек анализируемого сплава и растворить его в концентрированной азотной кислоте. Сплав растворится с образованием бурых паров оксида азота (IV), при этом раствор окрасится в голубовато-зеленый цвет. Для того чтобы убедиться в присутствии ионов двухвалентной меди в растворе, нужно разбавить его дистиллированной водой и разлить на две пробирки.

К первой порции добавить по каплям водный раствор аммиака, вначале будет выпадать осадок голубого цвета, который при добавлении избытка раствора аммиака растворится с образованием раствора интенсивно синего цвета.

Ко второй порции растворенной металлической пробы добавить немного раствора гексацианоферрата (II) калия (желтой кровяной соли). Образуется красно-коричневый осадок.

**Пояснения к опыту.** При растворении металлической меди  $\text{Cu}$  в концентрированной азотной кислоте  $\text{HNO}_3$  образуется нитрат меди (II)  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ , оксид азота (IV)  $\text{NO}_2$  и вода. Нитрат меди (II) придает раствору голубовато-зеленый цвет.



При добавлении к раствору нитрата меди (II) раствора аммиака  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  происходит обменное взаимодействие с образованием малорастворимого в воде гидроксида меди (II)  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  сине-голубого цвета. При дальнейшем приливании раствора аммиака гидроксид растворяется, превращаясь в комплексное соединение ярко-синего цвета – гидроксид тетраамминмеди (II)  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ . Это качественная реакция для обнаружения ионов  $\text{Cu}^{2+}$  в растворе.

В результате взаимодействия нитрата меди (II)  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  и гексационаферрата (II) калия  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  образуется новое комплексное гексационаферрат (II) калия-меди (II)  $\text{K}_2\text{Cu}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  – осадок красно-коричневого цвета.

**Задания к опыту:**

- ✓ записать уравнения следующих реакций:
  - взаимодействия металлической меди с концентрированной азотной кислотой;
  - получения гидроксида меди (II);
  - образования гидроксида тетраамминмеди (II);
  - взаимодействия нитрата меди (II) и гексациоферрата (II) калия;
- ✓ привести примеры сплавов, содержащих медь.

**Опыт 4. Обнаружение ионов серебра**

**Оборудование и реактивы:** пробирки, штатив для пробирок, стеклянные палочки, раствор нитрата серебра ( $\omega(\text{AgNO}_3) = 1\%$  (масс.)), соляная кислота ( $\omega(\text{HCl}) = 10\%$  (масс.)), водный раствор аммиака ( $\omega(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 10\%$  (масс.)), раствор дихромата калия ( $\omega(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 10\%$  (масс.)), сероводородная вода  $\text{H}_2\text{S}$ .

**Выполнение опыта.** Налить в пробирку немного раствора нитрата серебра и добавить соляную кислоту или хлорид натрия до выпадения белого творожистого осадка хлорида серебра. Прилить к полученному осадку избыток раствора аммиака, произойдет полное растворение осадка с образованием прозрачного бесцветного раствора.

В другую пробирку поместить раствор нитрата серебра и добавить несколько миллилитров раствора дихромата калия. Выпадет красно-коричневый осадок хромата серебра.

В третью пробирку налить раствор нитрата серебра и добавить сероводородной воды до выпадения в осадок черного сульфида серебра.

**Пояснения к опыту.** При добавлении к раствору нитрата серебра  $\text{AgNO}_3$  соляной кислоты  $\text{HCl}$  или раствора хлорида натрия  $\text{NaCl}$  в результате обменного взаимодействия образуется белый творожистый осадок хлорида серебра  $\text{AgCl}$ . Кроме серебра нерастворимые или труднорастворимые хлориды образуют ртуть (I)  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  и (II)  $\text{HgCl}_2$  и свинец (II)  $\text{PbCl}_2$ . 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  $\text{AgNO}_3$  раствора дихромата калия  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  выпадает осадок хромата серебра  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  красно-коричневого цвета.

В результате обменной реакции между нитратом серебра  $\text{AgNO}_3$  с сероводородной водой  $\text{H}_2\text{S}$  образуется практически нерастворимый сульфид серебра  $\text{Ag}_2\text{S}$ . Это реакция очень чувствительная, сульфид серебра образуется на поверхности серебряных изделий, даже если в окружающей среде находятся следы соединений серы.

**Задания к опыту:**

- ✓ записать уравнения следующих реакций в молекулярной и ионной формах:
  - взаимодействия нитрата серебра и соляной кислоты (или хлорида натрия);
  - получения хлорида диаминсеребра;
  - образования хромата серебра;
  - взаимодействия между нитратом серебра и сероводородной водой;

- ✓ описать физические свойства металлического серебра. В чем его уникальность?
- ✓ привести примеры применения нитрата серебра (ляписа) в медицине.

### Опыт 5. Обнаружение шестивалентного хрома

**Оборудование и реактивы:** пробирки, штатив для пробирок, стеклянные палочки, раствор дихромата калия ( $\omega(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 10\%$  (масс.)), раствор нитрата серебра ( $\omega(\text{AgNO}_3) = 1\%$  (масс.)), раствор нитрата свинца (II) ( $\omega(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 10\%$  (масс.)), раствор пероксида водорода ( $\omega(\text{H}_2\text{O}_2) = 10\%$  (масс.)), разбавленная серная кислота ( $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 10\%$  (масс.)).

**Выполнение опыта.** Поместить в пробирку несколько капель раствора дихромата калия и добавить раствор нитрата свинца (II). В осадок выпадет желтый хромат свинца (II).

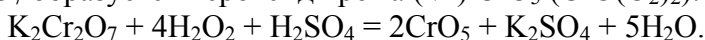
В другую пробирку налить немного раствора дихромата калия и прибавить к нему раствор нитрата серебра, в результате взаимодействия образуется красно-коричневый осадок хромата серебра.

В третьей пробирке к раствору дихромата калия добавить пероксид водорода и подкислить раствор несколькими каплями серной кислотой. Раствор приобретет глубокий васильково-синий цвет благодаря образованию пероксида хрома (VI). При стоянии раствора он приобретает зеленый цвет.

**Пояснения к опыту.** При взаимодействии в растворе дихромата калия  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  и нитрата свинца (II)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  в результате реакции ионного обмена образуется плохо растворимый хромат свинца (II)  $\text{PbCrO}_4$  желтого цвета.

При добавлении к раствору дихромата калия  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  раствора нитрата серебра  $\text{AgNO}_3$  выпадает осадок хромата серебра  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  красно-коричневого цвета.

При действии пероксида водорода  $\text{H}_2\text{O}_2$  на подкисленный раствор дихромата калия  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  образуется пероксид хрома (VI)  $\text{CrO}_5$  ( $\text{CrO}(\text{O}_2)_2$ ):



Пероксидные соединения хрома (VI) крайне неустойчивы в водных растворах и распадаются с выделением кислорода, соединения хрома (III) (в растворе зеленого цвета) и воды.

#### Задания к опыту:

- ✓ записать уравнения реакций взаимодействия в молекулярной и ионной формах:
  - получения хромата свинца (II);
  - образования хромата серебра;
  - взаимодействия пероксида хрома (VI) с серной кислотой с образованием сульфата хрома (III), кислорода и воды;
- ✓ записать структурную формулу пероксида хрома (VI)  $\text{CrO}_5$  ( $\text{CrO}(\text{O}_2)_2$ );
- ✓ указать области применения соединений хрома (VI).

### Опыт 6. Обнаружение двухвалентного кобальта

**Оборудование и реактивы:** пробирки, штатив для пробирок, стеклянные палочки, раствор хлорида кобальта (II) ( $\omega(\text{CoCl}_2) = 10\%$  (масс.)), раствор гидроксида натрия ( $\omega(\text{NaOH}) = 10\%$  (масс.)), раствор сульфида аммония ( $\omega((\text{NH}_4)_2\text{S}) = 10\%$  (масс.)), разбавленная уксусная кислота ( $\text{C}(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1$  моль/л), кристаллический нитрит калия  $\text{KNO}_2$ , кристаллический хлорид калия  $\text{KCl}$ , кристаллический роданид аммония  $\text{NH}_4\text{CNS}$ .

**Выполнение опыта.** Поместить в пробирку несколько миллилитров раствора хлорида кобальта (II) розовато-малинового цвета и добавить к нему раствор гидроксида натрия. В осадок будет выпадать синий гидроксид кобальта (II). Нагреть пробирку, голубой гидроксид перейдет в форму с розовой окраской. При стоянии на воздухе постепенно образуется коричневый гидроксид кобальта (III).

В другую пробирку налить немного раствора хлорида кобальта (II) и прибавить к нему раствор сульфида аммония. В результате обменного взаимодействия образуется черный осадок сульфида кобальта (II).

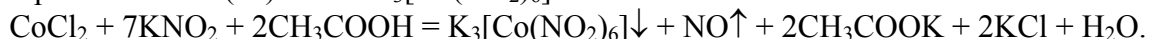
В небольшом объеме воды растворить нитрит калия в количестве, уместающемся на кончике ножа и вдвое больше хлорида калия. Подкислить раствор несколькими каплями уксусной кислоты и добавить раствор хлорида кобальта (II). Осторожно нагреть раствор. Выпадет желтый осадок.

Растворить в растворе хлорида кобальта (II) несколько кристалликов твердого роданида аммония. В результате реакции комплексообразования образуется темно-синий раствор тетратиоцианатокобальтата (II) аммония.

**Пояснения к опыту.** При действии раствора щелочи NaOH на раствор соли кобальта (II)  $\text{CoCl}_2$  вначале образуется гидратированный гидроксид кобальта (II)  $3\text{Co}(\text{OH})_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , который при дальнейшем добавлении щелочи претерпевает структурную перестройку вследствие потери воды и старения, при этом окраска изменяется с синей на розовую. При стоянии на воздухе гидроксид кобальта (II)  $\text{Co}(\text{OH})_2$  медленно окисляется кислородом воздуха до гидроксида кобальта (III) коричневого цвета  $\text{Co}(\text{OH})_3$ .

При взаимодействии хлорида кобальта (II)  $\text{CoCl}_2$  и сульфида аммония  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$  образуется черный осадок сульфида кобальта (II)  $\text{CoS}$  черного цвета.

В результате окислительно-восстановительного взаимодействия между хлоридом кобальта (II)  $\text{CoCl}_2$  и нитритом калия  $\text{KNO}_2$  в присутствии уксусной кислоты  $\text{CH}_3\text{COOH}$  (хлорид калия в реакции не учитывать) образуется желтый осадок гексанитрокобальтата (III) калия  $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ :



При взаимодействии раствора хлорида кобальта (II)  $\text{CoCl}_2$  с роданидом аммония  $\text{NH}_4\text{CNS}$  образуется тетратиоцианатокобальтат (II) аммония  $(\text{NH}_4)_2[\text{Co}(\text{CNS})_4]$ , который придает раствору темно-синий цвет.

#### **Задания к опыту:**

- ✓ записать уравнения следующих реакций в молекулярной и ионной форме:
  - получения гидроксида кобальта (II);
  - взаимодействия между хлоридом кобальта (II) и сульфидом аммония;
  - получения тетратиоцианатокобальтата (II) аммония;
- ✓ в реакции образования гексанитрокобальтата (III) калия из хлорида кобальта (II) и нитрита калия указать окислитель и восстановитель.

### **Опыт 7. Обнаружение иона аммония**

**Оборудование и реактивы:** часовое стекло (2 шт.), красная лакмусовая бумага, шпатель, кристаллический хлорид аммония, раствор гидроксида натрия ( $\omega(\text{NaOH}) = 10\%$  (масс.)).

**Выполнение опыта.** На внутреннюю поверхность часового стекла положить увлажненную полоску красной лакмусовой бумаги. Поместить на другое часовое стекло несколько кристалликов хлорида аммония и добавить к ним 2-3 капли разбавленного раствора гидроксида натрия. Накрыть это часовое стекло стеклом с лакмусовой бумажкой (выпуклой стороной вверх). Бумажка на внутренней стороне верхнего стекла посинеет.

**Пояснения к опыту.** При взаимодействии хлорида аммония  $\text{NH}_4\text{Cl}$  и гидроксида натрия NaOH происходит вытеснение более слабого основания – гидрата аммиака  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  (или гидроксида аммония) более сильным – гидроксидом натрия. Поскольку гидроксид аммония имеет основную среду, лакмус окрашивается в синий цвет.

#### **Задания к опыту:**

- ✓ записать уравнение взаимодействия между хлоридом аммония и гидроксидом натрия;
- ✓ записать равновесия в водном растворе аммиака.

### Опыт 8. Определение карбонат-иона

**Оборудование и реактивы:** пробирка с газоотводной трубкой, химический стакан, шпатель, разбавленная соляная кислота ( $C(\text{HCl}) = 1$  моль/л), раствор карбоната калия  $\text{K}_2\text{CO}_3$  (или другого растворимого карбоната), твердый карбонат кальция  $\text{CaCO}_3$  (или любой другой твердый карбонат), насыщенный раствор гидроксида кальция  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  (известковая вода).

**Выполнение опыта.** К раствору карбоната натрия или твердому карбонату кальция прилить разбавленную соляную кислоту. Пробирку закрыть пробкой с газоотводной трубкой. Выделяющийся газ пропустить через известковую воду. Выпадет белый осадок карбоната кальция, при дальнейшем пропускании газа осадок растворится.

**Пояснения к опыту.** Химическая суть взаимодействия соляной кислоты  $\text{HCl}$  с раствором карбоната натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и твердым карбонатом кальция  $\text{CaCO}_3$  одинакова. В результате обменного взаимодействия сильная соляная кислота  $\text{HCl}$  вытесняет слабую угольную кислоту  $\text{H}_2\text{CO}_3$  из её соли. Угольная кислота крайне неустойчива и разлагается на углекислый газ  $\text{CO}_2$  и воду.

При пропускании углекислого газа  $\text{CO}_2$  через известковую воду  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  происходит образование средней соли – нерастворимого карбоната кальция  $\text{CaCO}_3$ , который при дальнейшем взаимодействии с углекислым газом в растворе переходит в растворимую кислую соль гидрокарбонат кальция  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ . Поэтому образующийся белый осадок растворяется с образованием прозрачного бесцветного раствора.

#### Задания к опыту:

- ✓ записать уравнения следующих реакций:
  - взаимодействия карбонатов натрия и кальция с соляной кислотой;
  - взаимодействия между углекислым газом и гидроксидом кальция;
  - образования гидрокарбоната кальция;
- ✓ назвать природные карбонаты, пояснить, как можно осуществить реакцию, подтверждающую наличие в них карбонат-иона.

### Опыт 9. Обнаружение сульфат-иона

**Оборудование и реактивы:** пробирка, штатив для пробирок, раствор сульфата натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  (или любого другого растворимого сульфата), раствор хлорида бария ( $C(\text{BaCl}_2) = 0,5$  моль/л) (или нитрата бария).

**Выполнение опыта.** В пробирку поместить несколько миллилитров раствора сульфата натрия (или любого другого растворимого сульфата). Прибавить несколько капель раствора хлорида или нитрата бария. Образуется осадок белого цвета.

**Пояснения к опыту.** При добавлении раствора, содержащего ион  $\text{Ba}^{2+}$ , к раствору, содержащему сульфат-ион  $\text{SO}_4^{2-}$ , происходит образование плохо растворимой соли сульфата бария  $\text{BaSO}_4$ . Приведенная реакция является качественной для обнаружения ионов  $\text{SO}_4^{2-}$  (реакция также применяется для обнаружения ионов  $\text{Ba}^{2+}$ ).

#### Задания к опыту:

- ✓ записать уравнение реакции взаимодействия между хлоридом бария и сульфатом натрия в молекулярной и ионной форме;
- ✓ указать области применения сульфата бария.

### Опыт 10. Обнаружение нитрат-иона

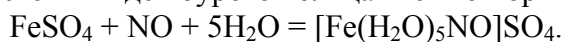
**Оборудование и реактивы:** пробирка, штатив для пробирок, стеклянная палочка, пипетка, раствор нитрата калия ( $\omega(\text{KNO}_3) = 10\%$  (масс.)), разбавленная серная кислота ( $C(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$  моль/л), насыщенный раствор сульфата железа (II)  $\text{FeSO}_4$ , концентрированная серная кислота ( $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 96\%$  (масс.)).

**Выполнение опыта.** Налить в пробирку 0,5 мл раствора нитрата натрия и подкислить его разбавленной серной кислотой. Добавить в полученному раствору 0,5 мл свежеприготовленного насыщенного на холоду раствора сульфата железа (II) и

перемешать. Наклонив пробирку, по стенке осторожно прилить пипеткой 1 мл концентрированной серной кислоты, так чтобы она образовала нижний слой и оба слоя не перемешивались. На границе двух слоев жидкости образуется темно-коричневое кольцо.

**Пояснения к опыту.** Приведенная реакция называется «реакция бурого кольца» и является качественной для обнаружения нитратов.

При сливании растворов вначале нитрат-ион восстанавливается до оксида азота (II) NO, при этом железо (II) окисляется до железа (III). Затем оксид азота (II) с избытком ионов двухвалентного железа образует нитрозильный комплекс – сульфат нитрозопентаакваферрат (II), окрашенный в бурый цвет; он образуется на границе раздела жидкостей в виде «бурого кольца» темно-коричневого цвета:



**Задания к опыту:**

- ✓ записать уравнение реакции взаимодействия между нитратом натрия и сульфатом железа (II) в сернокислой среде;
- ✓ в приведенной реакции указать окислитель и восстановитель;
- ✓ указать области практического применения данной реакции.

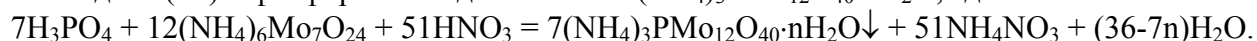
### Опыт 11. Обнаружение фосфат-иона

**Оборудование и реактивы:** пробирки, штатив для пробирок, стеклянные палочки, шпатель, спиртовка, спички, кристаллический молибдат аммония  $(\text{NH}_4)_6\text{Mo}_7\text{O}_{24}$ , концентрированная азотная кислота ( $\omega(\text{HNO}_3) = 60\%$  (масс.)), фосфорная кислота ( $\omega(\text{H}_3\text{PO}_4) = 10\%$  (масс.)).

**Выполнение опыта.** Взять на кончике шпателя молибдат аммония и растворить его в малом количестве воды. Добавить по каплям концентрированную азотную кислоту до растворения выпавшего вначале белого осадка молибденовой кислоты. Получим реактив на фосфат-ион – «молибденовую жидкость».

Налить в пробирку фосфорную кислоту и подкислить ее несколькими каплями азотной кислоты. Смешать оба раствора. Образуется желтый осадок сложного комплексного соединения – фосфоромолибдата аммония. Если осадок сразу не образуется – нагреть раствор (не выше 50 °С).

**Пояснения к опыту.** Данная реакция является качественной для обнаружения фосфат-иона  $\text{PO}_4^{3-}$  в растворе. При сливании растворов образуется гетерополисоединение молибдена (VI) – фосфоромолибдат аммония  $(\text{NH}_4)_3\text{PMo}_{12}\text{O}_{40} \cdot n\text{H}_2\text{O}$ , где  $n = 2$  или  $3$ :



**Задания к опыту:**

- ✓ указать области практического применения фосфатов;
- ✓ описать биологическую роль фосфора.

## 3.3. Анализ органических веществ

### Опыт 1. Обнаружение элементов в органических веществах

Большинство органических соединений состоит преимущественно из углерода и водорода. В некоторых органических соединениях содержатся еще один или несколько других элементов, чаще всего кислород, галогены (хлор, бром, йод), азот и сера. Приведенные ниже простые опыты пригодны для качественного определения азота, галогенов и серы.

**Оборудование и реактивы:** пробирки, штатив для пробирок, держатель для пробирок, маленькая фарфоровая чашка, штатив с кольцом, химическая воронка, спиртовка, спички, медная проволока без изоляции, наждачная бумага, красная лакмусовая бумага, фильтровальная бумага, натронная известь (смесь гидроксидов натрия и кальция)  $\text{NaOH} + \text{Ca}(\text{OH})_2$ , концентрированная азотная кислота ( $\omega(\text{HNO}_3) = 60\%$

(масс.)), растров хлорида бария ( $\omega(\text{BaCl}_2) = 10\%$  (масс.)), органические вещества, содержащие азот, серу, хлор, бром и йод.

### 1. Обнаружение азота

**Выполнение опыта.** Пробу органического вещества, содержащего азот, например, белок, нагреть в пробирке с избытком натронной извести. Проследить, чтобы в верхней части пробирки не осталось приставших частиц извести. Закрыть пробирку кусочком ваты, а на него положить увлажненную полоску красной лакмусовой бумаги. Пробирку нагреть. Синее окрашивание индикаторной бумаги указывает на присутствие азота.

**Пояснения к опыту.** Определение основано на том, что содержащийся в органических веществах связанный азот при нагревании с натронной известью во многих случаях превращается в аммиак  $\text{NH}_3$ .

#### **Задания к опыту:**

- ✓ объяснить синее окрашивание лакмусовой бумаги в присутствии аммиака.

### 2. Обнаружение галогенов

**Выполнение опыта.** Взять не слишком тонкую медную проволоку без изоляции, зачистить её и загнуть один конец петелькой. В петле укрепить кусочек пористой керамики («кипелку»). Прокалить этот конец проволоки в пламени спиртовки, пока не исчезнет зеленая окраска пламени. Затем погрузить петельку в органическую жидкость или поместить на неё пробу твердого вещества, содержащую хлор, бром или йод. Снова внести проволоку в пламя, присутствие галогена обнаруживается по зеленому (йод) или голубовато-зеленому (хлор, бром) окрашиванию пламени.

**Пояснения к опыту.** Описанный способ обнаружения галогенов в органических соединениях называется «проба Бейльштейна». Эта проба очень чувствительна. Поэтому часто галоген обнаруживается даже в том случае, когда исследуемое вещество загрязнено малым количеством примеси, содержащей галоген. Некоторые соединения (муравьиная и бензойная кислоты, различные неорганические вещества) мешают определению, так как они сами окрашивают пламя в зеленый цвет.

#### **Задания к опыту:**

- ✓ назвать органические вещества, содержащие галогены.

### 3. Обнаружение серы

**Выполнение опыта.** На кончике шпателя взять пробу исследуемого органического вещества, содержащего серу, и поместить её в маленькую фарфоровую чашку. Добавить немного концентрированной азотной кислоты и сильно нагреть чашку. При этом кислота улетучивается. К остатку еще раз добавить азотную кислоту и снова выпарить. Растворить остаток в воде и при необходимости отфильтровать раствор. Смешать полученный раствор с раствором хлорида бария. Выпадет осадок нерастворимого сульфата бария белого цвета.

**Пояснения к опыту.** Азотная кислота окисляет серу, содержащуюся в органическом соединении, до сульфат-иона  $\text{SO}_4^{2-}$ , при взаимодействии которого с раствором соли бария образуется нерастворимый сульфат бария.

#### **Задания к опыту:**

- ✓ записать уравнение реакции взаимодействия сульфат-иона и иона двухвалентного бария.

## **Опыт 2. Обнаружение глюкозы**

**Оборудование и реактивы:** пробирки, штатив для пробирок, держатель для пробирок, стеклянные палочки, раствор сульфата меди (II) ( $\omega(\text{CuSO}_4) = 10\%$  (масс.)), раствор гидроксида натрия ( $\omega(\text{NaOH}) = 10\%$  (масс.)), раствор глюкозы ( $\omega(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 10\%$  (масс.)).

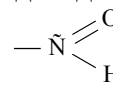
**Выполнение опыта.** Приготовить в пробирке гидроксид меди (II). Для этого к раствору гидроксида натрия добавить раствор сульфата меди (II) до образования осадка синего цвета и добавить его небольшой избыток. К полученному осадку прилить раствор

глюкозы и перемешать полученный раствор. Осадок растворится и получится темно-синий раствор.

Полученный синий раствор нагреть до кипения. Постепенно раствор станет желтым, а затем выпадет красно-оранжевый осадок оксида меди (I).

**Пояснения к опыту.** Реакция образования темно-синего прозрачного раствора с гидроксидом меди (II)  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  характерна для многоатомных спиртов, то есть соединений, содержащих несколько гидроксильных групп  $-\text{OH}$ . В результате этой качественной реакции на многоатомные спирты образуется сложный комплексный анион меди, содержащий химические связи, образованные по донорно-акцепторному механизму.

Реакция образования оксида меди (I) характерна для альдегидов – органических соединений, содержащих альдегидную функциональную группу:



При нагревании раствора вначале образуется гидроксид меди (I)  $\text{CuOH}$  желтого цвета, который затем разлагается на оксид меди (I)  $\text{Cu}_2\text{O}$  красно-оранжевого цвета и воду.

**Задания к опыту:**

- ✓ записать структурные формулы  $\alpha$ -формы,  $\beta$ -формы и открытой (альдегидной) формы глюкозы;
- ✓ назвать функции глюкозы в живых организмах;
- ✓ объяснить роль глюкозы в процессе фотосинтеза.

### Опыт 3. Обнаружение этилового спирта

**Оборудование и реактивы:** пробирка, штатив для пробирок, стеклянные палочки, раствор дихромата калия ( $\omega(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 10\%$ ), раствор серной кислоты ( $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 10\%$ ), этиловый спирт  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ .

**Выполнение опыта.** Налить в пробирку 2 мл раствора дихромата калия, подкислить его раствором серной кислоты. Добавить несколько капель этилового спирта. Происходит изменение окраски с оранжевой на зеленую.

**Пояснения к опыту.** На основе данной реакции работали первые приборы для определения трезвости автомобилистов. При взаимодействии раствора дихромата калия  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  с этиловым спиртом  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  в сернокислой среде происходит окисление этанола и восстановление дихромат-иона  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  до иона  $\text{Cr}^{3+}$ .

**Задания к опыту:**

- ✓ записать уравнение реакции взаимодействия между дихроматом калия и этиловым спиртом в сернокислой среде;
- ✓ уравнивать приведенную реакцию методом электронного баланса;
- ✓ привести примеры окислителей, которые могут окислить этанол.

**Видеозапись.**

### Опыт 4. Обнаружение белков

**Оборудование и реактивы:** пробирки, штатив для пробирок, держатель для пробирок, спиртовка, спички, кристаллический хлорид натрия  $\text{NaCl}$ , раствор уксусной кислоты ( $\omega(\text{CH}_3\text{COOH}) = 10\%$  (масс.)), концентрированная азотная кислота  $\text{HNO}_3$ , раствор гидроксида натрия ( $\omega(\text{NaOH}) = 10\%$  (масс.)), раствор гидроксида калия ( $\omega(\text{KOH}) = 10\%$  (масс.)), раствор хлорида железа (III) ( $\omega(\text{FeCl}_3) = 10\%$ ), раствор сульфата меди (II) ( $\omega(\text{CuSO}_4) = 10\%$  (масс.)), раствор белка куриного яйца.

**Выполнение опыта и пояснения.** Одну из групп белков составляют альбумины – растворимые в воде белки. Они содержатся в белке куриного яйца, в плазме крови, в молоке, во всех животных и растительных тканях. Другую группу белков образуют глобулины – нерастворимые в воде белки. Они содержатся в мышцах, многих частях растений. Для опыта взять белок куриного яйца. Растворить его в воде.

Осторожно нагреть белок, растворить в нем несколько кристаллов хлорида натрия и прилить раствор уксусной кислоты. Из раствора выпадут хлопья свернувшегося белка.

Сильные кислоты – серная и азотная – осаждают белок уже при комнатной температуре. На этом основана чувствительная проба Теллера. Налить в пробирку азотную кислоту и пипеткой осторожно по стенке добавить раствор белка, так чтобы растворы не перемешались; на границе слоев появится белое кольцо выпавшего белка.

К раствору белка прилить немного раствора хлорида железа (III), так же белок сворачивается.

Белки можно распознать с помощью цветных реакций.

**Ксантопротеиновая реакция.** К белку добить концентрированную азотную кислоту и осторожно нагреть, наблюдать лимонно-желтую окраску раствора. Нейтрализовать кислоту раствором гидроксида натрия – окраска изменится на оранжевую. Эта реакция основана на образовании ароматических нитросоединений из аминокислот тирозина и триптофана.

**Биуретовая реакция.** К белку прилить разбавленный раствор гидроксида калия, затем по каплям добавляйте раствор сульфата меди (II). Появляется красноватая окраска, которая затем переходит в красно-фиолетовую.

**Задания к опыту:**

- ✓ дать определение белков;
- ✓ объяснить, что называют структурой белка;
- ✓ записать строение пептидной группы.

### **Опыт 5. Хроматография раствора хлорофилла**

**Оборудование и реактивы:** ступка с пестиком, стеклянные палочки, химическая воронка, фильтровальная бумага, плоскодонная колба с пробкой, стеклянная трубка, пробка с отверстием, гидрокарбонат  $\text{NaHCO}_3$ , оксид алюминия (III)  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , карбонат кальция  $\text{CaCO}_3$ , этиловый спирт  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ , ацетон  $\text{CO}(\text{CH}_3)_2$ , сахарная пудра.

**Выполнение опыта и пояснения.** Растереть в ступке несколько листьев зеленых растений, добавить несколько кристаллов гидрокарбоната натрия для нейтрализации кислоты, которая присутствует в растениях. К полученной каше прилить около 50 мл ацетона и перенести в колбу, закрыть колбу пробкой и оставить смесь в темном месте на 1 час.

В это время приготовить колонку с адсорбентом, чтобы провести разделение составных частей хлорофилла. Для этого стеклянную трубку закрыть пробкой с отверстием и трубкой. На пробку поместить кусочек марли. Сверху насыпать прокаленный оксид алюминия (высота слоя 3 см). Над этим слоем поместить слой карбоната кальция (высота слоя 4 см). Еще выше – слой сахарной пудры (высота слоя 6 см). Колонка готова.

Профильтровать полученный раствор для отделения растительных волокон. В колонку налить несколько миллилитров ацетона, после этого – раствор хлорофилла, затем снова – ацетон. Через некоторое время появятся четыре зоны разного цвета. Верхняя, желто-зеленая зона, содержит хлорофилл *b*, ниже сине-зеленая – хлорофилл *a*. В слое оксида алюминия поглотится желтый краситель – ксантофилл, под ним оранжевое вещество – каротин.

**Задания к опыту:**

- ✓ объяснить роль хлорофилла в жизнедеятельности зеленых растений.



## Используемая литература

1. Головнер В.Н. Химия. Интересные уроки: из зарубежного опыта преподавания. – М.: Изд-во НЦ ЭНАС, 2001.
2. Гроссе Э., Вайсмантель Х. Химия для любознательных. Основы химии и занимательные опыты. – Л.: Химия, 1985.
3. Леенсон И.А. Школьникам для развития интеллекта. Занимательная химия. – М.: Росмэн, 1999.
4. Ольгин О. Опыты без взрывов. – М.: Химия, 1995.
5. Степин Б.Д., Аликберова Л.Ю. Занимательная химия и эффектные опыты по химии. – М.: Дрофа, 2002.
6. Энциклопедия для детей. Том 17. Химия / Под ред. В.А. Володина – М.: Аванта+, 2000.
7. Эткинс П. Молекулы. – М.: Мир, 1991.
8. [Электронный ресурс]: Режим доступа: <http://www.alchimik.ru/kunst/synt>, свободный.
9. [Электронный ресурс]: Режим доступа: <http://home.uic.tula.ru/~zanchem/>, свободный.
10. [Электронный ресурс]: Режим доступа: <http://elementy.ru/index.html>, свободный.
11. [Электронный ресурс]: Режим доступа: <http://www.hij.ru/>, свободный.
12. [Электронный ресурс]: Режим доступа: <http://experiment.edu.ru/>, свободный.

Учебное издание

**Людмила Николаевна Мишенина**

**ЗАНИМАТЕЛЬНАЯ ХИМИЯ**  
Учебно-методическое пособие

---

Лицензия ИД № 04617 от 24.04.01 г.

Подписано к печати                      Формат 60x84/16.

Бумага «Классика». Печать RISO.

Усл. печ. л.      Уч.-изд. л.

Заказ      Тираж 100 экз. Цена свободная.

---

ФГУП «Издательство ТГУ», 634029, г. Томск, ул. Никитина, 4  
Типография «Иван Федоров», 634003, г. Томск, Октябрьский взвоз, 1