

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ  
**«БЕЛГОРОДСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ  
ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»  
( Н И У « Б е л Г У » )**

ИНСТИТУТ ИНЖЕНЕРНЫХ ТЕХНОЛОГИИ И ЕСТЕСТВЕННЫХ НАУК

КАФЕДРА ОБЩЕЙ ХИМИИ

**ХИМИЯ МЕТАЛЛОВ ПОБОЧНЫХ ПОДГРУПП.  
РАЗРАБОТКА СИСТЕМЫ ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫХ ЗАДАЧ,  
ДЕМОНСТРАЦИОННОГО ЭКСПЕРИМЕНТА И ЛАБОРАТОРНОГО  
ПРАКТИКУМА**

Магистерская диссертация  
обучающегося по направлению подготовки 04.04.01 Химия  
очной формы обучения, группы 07001745  
Куанышбек Лауры Нургаликызы

Научный руководитель:  
к.пед.н., доцент кафедры общей  
химии Л.В. Колчанова

Рецензент: Зам. Директора лицея  
№32 г. Белгорода, почетный  
работник образования  
Ж.В. Акулова

БЕЛГОРОД 2018

## РЕФЕРАТ

Диссертационная работа состоит из введения, трех глав, заключения, списка литературы и приложения. Объем работы без списка литературы 69 страницы, в том числе 2 таблицы, 3 рисунка, 2 приложения. Список литературы включает 57 источников.

**Ключевые слова:** металлы побочных подгрупп, химический эксперимент, техника и методика химического эксперимента, экспериментальные задачи.

**Целью работы** являлось разработка лабораторного практикума и экспериментальных задач по разделу химия металлов побочных подгрупп

### **Задачи исследования:**

1. Составить литературный обзор по теме исследования.
2. Разработать содержание лабораторного практикума.
3. Разработать экспериментальные задачи по проблеме исследования.
4. Провести возможный эксперимент по теме исследования.
5. Обобщить результаты исследования.

**Объект исследования:** содержание лабораторного практикума, организация самостоятельной работы студентов и школьников.

**Предмет исследования:** Самостоятельная работа студентов и школьников.

**Гипотеза исследования:** Совершенствование содержания лабораторного практикума и самостоятельной работы будет способствовать повышению качества знаний.

### **Научная новизна исследования:**

- Разработан лабораторный практикум по теме.
- Разработана система экспериментальных задач.

Для решения поставленных задач использовались следующие **методы исследований:**

Теоретические: анализ методической, химической литературы, анализ программ, учебников, относящихся к объекту исследования; моделирование системы учебного эксперимента.

Экспериментальные: экспериментальная отработка опытов; анализ полученных результатов.

**Практическая значимость работы:** рекомендации по использованию химического эксперимента, могут быть использованы студентами во время проведения лабораторного практикума и педагогической практики, учителями, руководителями химических кружков.

**Результаты исследования:** Разработан лабораторный практикум содержащий экспериментальные задачи и химический эксперимент по теме исследования, усовершенствованы некоторые виды химического эксперимента.

Результаты работы:

1) опубликована статья по теме «К вопросу об использовании экспериментальных задач с экологическим содержанием в школьном курсе химии 9 класса» в материалах международной научно-технической конференции «ИННОВАЦИОННЫЕ ПУТИ РЕШЕНИЯ АКТУАЛЬНЫХ ПРОБЛЕМ ПРИРОДОПОЛЬЗОВАНИЯ И ЗАЩИТЫ ОКРУЖАЮЩЕЙ СРЕДЫ» (г. Алушта, Республика Крым, 2018г.)

## ОГЛАВЛЕНИЕ

|   |    |
|---|----|
| <b>ВВЕДЕНИЕ</b> .....   | 6  |
| <b>1 ЛИТЕРАТУРНЫЙ ОБЗОР</b> .....   | 8  |
| 1.1. Общие сведения о металлах побочных подгрупп.....                                 | 8  |
| 1.1.1 Строение атомов побочных подгрупп.....  | 8  |
| 1.1.2 Общие свойства металлов побочных подгрупп.....                                  | 11 |
| 1.2. Общие сведения о экспериментальных задач.....                                    | 15 |
| Выводы к главе 1.....   | 17 |
| <b>2. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ</b> .....   | 18 |
| 2.1. Содержание лабораторного практикума по разделу металлы<br>побочных подгрупп..... | 18 |
| 2.1.1 Свойства соединений металлов побочной подгруппы I группы.....                   | 20 |
| 2.1.2 Свойства соединений металлов побочной подгруппы II группы...                    | 26 |
| 2.1.3 Свойства соединений металлов побочной подгруппы VI группы...                    | 29 |
| 2.1.4 Свойства соединений металлов побочной подгруппы VII группы                      | 33 |
| 2.1.5 Свойства соединений металлов побочной подгруппы VIII группы                     | 37 |
| 2.2 Экспериментальные задачи по разделу химии металлов<br>побочных подгрупп.....      | 46 |
| 2.2.1 Экспериментальные задачи подгруппы меди.....                                    | 46 |
| 2.2.2 Экспериментальные задачи подгруппы цинка.....                                   | 50 |
| 2.2.3 Качественные задачи подгруппы скандия.....                                      | 52 |
| 2.2.4 Качественные задачи подгруппы титана.....                                       | 53 |
| 2.2.5 Качественные задачи подгруппы ванадия.....                                      | 54 |
| 2.2.6 Экспериментальные задачи подгруппы хрома.....                                   | 54 |
| 2.2.7 Экспериментальные задачи подгруппы марганца.....                                | 57 |

|          |  |           |
|----------|--|-----------|
| 2.2.8    | Экспериментальные задачи подгруппы железа, никеля и кобальта | 59        |
|          | Выводы к главе 2.....  | 62        |
| <b>3</b> | <b>РЕЗУЛЬТАТЫ И ОБСУЖДЕНИЯ ИССЛЕДОВАНИЙ.....</b>             | <b>63</b> |
|          | <b>ВЫВОДЫ.....</b>   | <b>69</b> |
|          | <b>СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННОЙ ЛИТЕРАТУРЫ.....</b>                 | <b>70</b> |
|          | <b>ПРИЛОЖЕНИЕ А.....</b>                                     | <b>75</b> |
|          | <b>ПРИЛОЖЕНИЕ Б.....</b>                                     | <b>78</b> |

## ВВЕДЕНИЕ

### **Актуальность исследования.**

Анализ результатов учёбы студентов 1 курса химического факультета за последние годы показывает понижение знаний по химии. Многие современные выпускники педагогических ВУЗов слабо владеют техникой химического эксперимента. И как результат на уроках исключают некоторые виды эксперимента, чтобы скрыть пробел знаний.

Лабораторный практикум и качественные задачи по разделу металлы побочных подгрупп хуже разработаны. Чаще всего встречаются сложности при написании ЕГЭ по этой теме, поэтому эта работа для учителя является актуальной.

Итоговой целью подготовки учителей в педагогическом вузе является формирование профессиональной готовности будущих учителей к педагогической деятельности. Готовность к передаче учащимся системно представленного предметного знания является одним из важнейших составных компонентов общей интегральной готовности выпускника педагогического вуза, обеспечивающей реализацию других компонентов интегральной готовности: готовности к обеспечению познания учащимся окружающего мира, его развитию и воспитанию.

Лабораторные и практические работы по химии, особенно исследовательского характера, оказывающие сильное влияние на мотивационную и эмоциональную сферу личности школьника и студента, стимулируют познавательный интерес, формируют технологическое мышление, требуют совершенствования форм, методов и средств их постановки и реализации. В этом плане естественнонаучный эксперимент приобретает особую важность и значимость, а разработка и совершенствование практикумов по химии, как одной из форм естественнонаучного (химического) эксперимента является актуальной.

Основная проблема исследования заключается в формальном характере знаний химии d-элементов. В рамках вуза и школьного курса химии мало внимания уделяется изучению d-элементов и их соединений.

Предлагаемое нами решение данной проблемы лежит в разработке лабораторного практикума и экспериментальных задач по разделу химии металлов побочных подгрупп.

## 1 ОБЗОР ЛИТЕРАТУРЫ

### 1.1 Строение атомов побочных подгрупп

#### 1.1.1 Строение атомов побочных подгрупп

Все d-элементы относятся к металлам побочных подгрупп, переходным элементам. Общая электронная конфигурация d элементов  $(n-1) d^{1-10} ns^{1-2}$  [1]. В атомах d-элементов заполняются орбитали не внешнего слоя (как s- и p-элементов), а предвнешнего [(n-1) d-подуровня] слоя. У d-элементов валентными являются энергетически близкие девять орбиталей – одна ns-орбиталь, np-орбитали и пять (n-1) d-орбиталей. То есть, во внешнем слое у атомов d-элементов находятся 1-2 электрона (ns-состояние). Остальные валентные электроны расположены в (n-1) d-состоянии, т.е. в предвнешнем слое [2, 12].

Особенность строения атомов металлов побочных подгрупп заключается в незавершенности их внутренних электронных оболочек; соответственно различают d-элементы, у которых происходит заполнение 3d, 4d-, 5d- и 6d- подуровней, и f-элементы, у которых заполняется 4f-подуровень (Лантаноиды) и 5f-подуровень (Актиноиды). Такое строение определяет некоторые специфические свойства металлов (способность к комплексообразованию и другие) [3].

Первым самым легким d-элементом является скандий с конфигурацией внешних электронов  $4s^2 3d^1$ . У следующих за скандием восьми элементов (Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni и Cu) 3d-оболочки частично заполнены либо в основном состоянии свободного атома (за исключением Cu), либо в одном или нескольких ионах (за исключением Sc). Указанная группа элементов носит название первого ряда переходных элементов. Цинк имеет конфигурацию  $4s^2 3d^{10}$ , причем в любых соединениях 3d-оболочка цинка остается заполненной, так же как и у последующих девяти элементов периодической



системы. С иттрия, основное состояние которого имеет конфигурацию  $5s^24d^1$ , вновь начинаются переходные элементы. Следующие за ним восемь элементов (Zr, Nb, Mo, Tc, Ru, Rh, Pd и Ag) имеют частично заполненные 4d-оболочки либо в свободном атоме (за исключением Ag), либо в одном или нескольких ионах (за исключением Y). Это группа из девяти элементов составляет второй ряд переходных элементов. Затем вновь идет последовательность элементов, которые имеют заполненные 3d-оболочки и сохраняют их при всех химических воздействиях, после которых стоит лантан, основное состояние которого имеет конфигурацию внешних электронов  $6s^25d^1$ . Если теперь повторить тот способ электронной застройки, который был уже использован дважды, то вслед за лантаном следовало бы ожидать появления еще восьми элементов со все возрастающим, но не достигающим максимального количеством 5d-электронов. Однако этого не происходит. Оказывается, что теперь 4f-оболочка несколько более устойчива, чем 5d-оболочка, так что у следующих четырнадцати элементов электроны заполняют 4f-оболочку, пока она целиком не застроится у атома лютеция. Таким образом, лютеций имеет конфигурацию внешних электронов  $4f^{14}5d^16s^2$ . Поскольку у La и у Lu d-оболочка заполнена лишь частично, а все остальные оболочки полностью, оба эти элемента можно была бы отнести к d-группе. Однако судя по химическим и физическим свойствам, все 15 элементов группы лантанидов ведут себя аналогично.

Третий ряд переходных элементов начинается с гафния, имеющего электронную конфигурацию в основном состоянии  $6s^25d^2$ . Помимо гафния, в этот ряд входят элементы Ta, W, Re, Os, Ir, Pt и Au. В обычных состояниях окисления, а также в нейтральных атомах (за исключением Au) у этих элементов 5d-оболочка заполнена частично.

После ртути, следующей за золотом, по мере увеличения атомного номера расположено еще несколько элементов, затем идет инертный газ

радон и радиоактивные элементы Fr и Ra и, наконец, актиний с конфигурацией внешних электронов  $7s^26d^1$ . Здесь снова возникает ситуация, аналогично той, которая наблюдалась у лантанидов. Следует ожидать, что после актиния сразу начнется заполнение 5f-оболочек и образуется новый ряд из 15 элементов, подобный ряду лантанидов. В случае лантанидов электронная конфигурация определялась тем что, 4f-орбитали энергетически заметно выгоднее 5d-орбиталей. Однако у элементов, следующих непосредственно за актинием, различие в энергии 5f- и 6d-орбиталей не столь уж велика. Поэтому и ионы, и нейтральные атомы таких элементов могут иметь электроны либо на 5f-, либо 6d-оболочках, либо на тех и других одновременно [5-9, 14-18].

В химических реакциях электроны d-орбиталей участвуют после того, как оказываются использованными s-электроны внешнего энергетического уровня. В образовании связей могут участвовать все или только часть d-электронов предпоследнего энергетического уровня, поэтому образуются соединения с различной валентностью или степенью окисления (кроме d-элементов II и III групп). У d-элементов одного периода изменяется число d-электронов, следовательно, изменяются физические и химические свойства элементов, расположенных в одном периоде. У d-элементов, расположенных в одной группе периодической системы с увеличением числа электронных слоев увеличивается радиус и также происходит изменение свойств. Особенностью d-элементов одной группы является медленное возрастание атомного радиуса с возрастанием порядкового номера элемента и с увеличением общего числа электронов [8-15, 47].

Особенностями электронного строения d-элементов обусловлены и их свойства:

- а) большое разнообразие проявляемых валентностей и степеней окисления;
- б) способность образовывать различные комплексные соединения.

### 1.1.2 Общие свойства металлов побочных подгрупп

Вначале полезно идентифицировать физические и химические свойства элементов побочных подгрупп, они:

- Имеют большой коэффициент заряда / радиуса;
- Тяжелы и имеют высокую плотность;
- Имеют высокие температуры плавления и кипения;
- Часто являются парамагнитными;
- Показывают переменные состояния окисления;
- Образуют цветные ионы и соединения;
- Образуют соединения с глубокой каталитической активностью;
- Образуют устойчивые комплексы.

Все d-элементы в свободном состоянии являются металлами. Как правило, они отличаются высокой твердостью, прочностью, высокими температурами плавления и кипения, тугоплавкостью, значительной электро- и теплопроводностью [48-49].

Физические свойства переходных металлов зависят от электронного строения, от числа неспаренных d-электронов, которые могут участвовать в образовании связей. Металлы, у которых по 3–4 неспаренных d-электрона (элементы V–VI групп), имеют максимальную температуру плавления и кипения. Переходные металлы, имеющие на внешнем s-подуровне один электрон, как правило, имеют более высокую электрическую проводимость (Cr, Mo и особенно Cu, Ag, Au). Элементы III-Б группы, имеющие всего один d-электрон, по своим свойствам близки к соседним щелочноземельным металлам, а металлы II-Б группы с полностью заполненным d-подуровнем близки по свойствам к соседним p-элементам [15, 20, 46].

Переходные металлы могут образовывать соединения с широким спектром состояний окисления. Некоторые из наблюдаемых состояний окисления элементов первого переходного ряда показаны на таб.1.1. При движении слева направо через ряд, мы видим, что количество общих состояний окисления сначала увеличивается до максимума к середине таблицы, а затем уменьшается. Значения в таблице являются типичными значениями; есть и другие известные значения, и можно синтезировать новые дополнения. Например, в 2014 году исследователям удалось синтезировать новое состояние окисления иридия (9+).

Таблица 1.1.

Переходные металлы первого переходного ряда могут образовывать соединения с различными состояниями окисления

| 21 | 22 | 23 | 24 | 25 | 26 | 27 | 28 | 29 | 30 |
|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|
| Sc | Ti | V  | Cr | Mn | Fe | Co | Ni | Cu | Zn |
|    |    |    |    |    |    |    |    | 1+ |    |
|    |    | 2+ | 2+ | 2+ | 2+ | 2+ | 2+ | 2+ | 2+ |
| 3+ | 3+ | 3+ | 3+ | 3+ | 3+ | 3+ | 3+ | 3+ |    |
|    | 4+ | 4+ | 4+ | 4+ |    |    |    |    |    |
|    |    | 5+ |    |    |    |    |    |    |    |
|    |    |    | 6+ | 6+ | 6+ |    |    |    |    |
|    |    |    |    | 7+ |    |    |    |    |    |

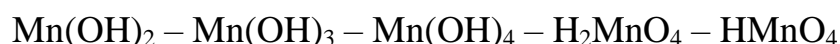
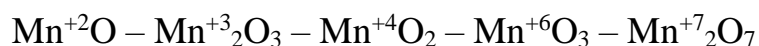
Для элементов от скандия до марганца (первая половина первого переходного ряда) самым высоким состоянием окисления соответствует потеря всех электронов как в s, так и в d-орбиталях их валентных оболочек. Например, ион титана (IV) образуется, когда атом титана теряет два электрона 3d и два 4s. Эти самые высокие состояния окисления являются наиболее стабильными формами скандия, титана и ванадия. Однако нельзя продолжать удалять все валентные электроны из металлов по мере продолжения этой серии. Известно, что железо образует состояния окисления от 2+ до 6+, причем железо (II) и железо (III) являются наиболее

распространенными. Большинство элементов первых переходных рядов образуют ионы с зарядом  $2+$  или  $3+$ , которые являются стабильными в воде, хотя те из ранних членов серии могут быть легко окислены воздухом.

Элементы второго и третьего переходных рядов обычно более стабильны в более высоких состояниях окисления, чем элементы первой ряда. В общем случае атомный радиус увеличивается вниз по группе, что приводит к тому, что ионы второй и третьей переходных рядов больше, чем в первой ряду. Удаление электронов с орбиталей, расположенных дальше от ядра, проще, чем удаление электронов, расположенных вблизи ядра. Например, молибден и вольфрам, входящие в группу VI, в основном ограничиваются окислительным состоянием  $+6$  в водном растворе. Хром, самый легкий член группы, образует стабильные ионы  $\text{Cr}^{+3}$  в воде и, в отсутствие воздуха, менее устойчивые ионы  $\text{Cr}^{+2}$ . Сульфид с самым высоким состоянием окисления для хрома представляет собой  $\text{Cr}_2\text{S}_3$ , который содержит ион  $\text{Cr}^{+3}$ . Молибден и вольфрам образуют сульфиды, в которых металлы проявляют окисляющие состояния  $+4$  и  $+6$  [4, 37-42].

С увеличением порядкового номера в побочных подгруппах металлические свойства элементов уменьшаются. Все d-элементы являются восстановителями. Восстановительная способность в растворах в пределах периода уменьшается. Наиболее сильными восстановителями являются металлы III-Б группы. У большинства d-элементов образуются защитные оксидные пленки, вызывающие их пассивацию и предохраняющие их от коррозии. Наиболее склонны к пассивации металлы IV–VI групп. Элементы III и II-Б групп (кроме ртути) легко взаимодействуют с разбавленными кислотами, а лантан взаимодействует и с водой. Не взаимодействуют с разбавленными кислотами металлы I-Б группы, ртуть и платиновые металлы (Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt). Общим свойством d-элементов является способность образовывать соединения, в которых они проявляют различные степени

окисления (кроме d-элементов II группы: цинка и кадмия). Поэтому для большинства d-элементов характерны окислительно-восстановительные свойства. Строение и свойства соединений d-элементов зависят от степени окисления металла. Переходные металлы, проявляющие переменную валентность, в низшей степени окисления с сильными окислителями образуют соединения, как правило, ионного типа с основными или амфотерными свойствами. Большинство соединений d-элементов с низшей степенью окисления проявляют восстановительные свойства. Соединения d-элементов со слабыми окислителями (N, B, C, H, S, Si) являются металлоподобными веществами, обладающими электрической проводимостью, некоторые из них обладают сверхпроводимостью при низких температурах. Для соединений, d-элементов в которых металл находится в высшей степени окисления, характерны кислотные и окислительные свойства, при этом они образуют полярные ковалентные химические связи. С увеличением степени окисления в соединениях d-элементов усиливаются кислотные и окислительные свойства:



Кислотные свойства усиливаются, основные свойства уменьшаются. Окислительные свойства усиливаются, восстановительные - уменьшаются. Так как атомы d-элементов и их ионы имеют большое число вакантных орбиталей на внешнем (s- и p-орбитали) и предвнешнем (d- и у многих f-орбитали) энергетическом уровне и относительно большой радиус, то для них характерны реакции комплексообразования.

При этом d-элементы могут образовывать комплексные соединения различных типов:

а) нейтральные комплексы  $[\text{Mn}(\text{CO})_5]$  или  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ ;

б) катионные комплексы  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ;  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$

в) анионные комплексы  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$  или  $[\text{PtCl}_4]^{2-}$ .

Прочность комплексов с одинаковыми лигандами возрастает с увеличением заряда иона металла и уменьшением его радиуса. Так как переходные металлы и их ионы имеют неспаренные электроны, способные при поглощении световой энергии переходить с основных энергетических уровней и подуровней на более высокие уровни (в возбужденное состояние), то большинство ионов металлов и их соединений окрашены. Окраска зависит от разности энергии основного и возбужденного состояний и длин поглощаемого света. Многие d-элементы, особенно металлы VIII и I групп используются в качестве катализаторов для различных реакций [7, 8, 43-45].

## 1.2 Общие сведения об экспериментальных задачах

Химические задачи играют роль в химическом образовании: познавательные задания с вопросной ситуацией, включающие в себя условия, функциональные зависимости и требование ответа; образовательная роль химических задач выражается в том, что осуществляется связь теории с практикой, закрепляются и совершенствуются химические понятия о веществах и процессах; организуется проблемное обучение. В методологическом аспекте — это переход от абстрактного мышления к практике, связь частного с общим [21].

Химические задачи делятся на: качественные и количественные. Они решаются устным, письменным и экспериментальным способом.

Экспериментальные задачи предусматривают выполнение химического эксперимента и поэтому требуют определённых навыков и умений в обращении с химической посудой и реактивами [22].

Особая роль экспериментальных задач в том, что они формируют навыки самостоятельной работы студентов, приучают их к аккуратности, совершенствуют внимание, наблюдательность. Это мощное средство развития мышления. Студенты убеждаются в том, что за абстрактными формулами стоят реальные вещества с определенными свойствами, что эти свойства можно познать, изучить и применить на практике [23].

В работе [24] выделено 9 типов качественных задач:

- 1) наблюдение и объяснение химических явлений;
- 2) получение веществ;
- 3) определение химического состава веществ;
- 4) определение нахождения в данном продукте примесей;
- 5) разделение смесей;
- 6) сравнение состава и свойств веществ и их химических реакций;
- 7) отнесение явлений и веществ к определённым типам и классам;
- 8) показ характерных реакций вещества;
- 9) анализ правильности определений, утверждений, доказательств.

Однако приведённая классификация за 55 лет претерпела изменения.

В учебнике [25] автор разделяет качественные задачи на 6 типов: объяснение перечисленных или наблюдаемых явлений; характеристика конкретных веществ; распознавание веществ; доказательство качественного состава веществ; разделение смесей и выделение чистых веществ; получение веществ.

В работе [26] автор разделяет экспериментальные задачи на такие типы: получение и свойства веществ; приготовление растворов; распознавание и идентификация веществ, ионов, функциональных групп,



смесей и т.д.; выполнение определенных химических реакций, наблюдение, описание и объяснение данных химических явлений; комбинированные задачи.

В пособии [27] автор выделяет следующие типы экспериментальных задач: объяснение явлений; разделение смесей; получение веществ и доказательство их свойств; подтверждение состава вещества; распознавание веществ; очистка и выделение веществ из смесей; изготовление прибора для заданной цели.

### **Вывод к 1 главе**

1. Установлено, что особенность строения атомов металлов побочных подгрупп заключается в незавершенности их внутренних электронных оболочек; соответственно различают d-элементы, у которых происходит заполнение 3d-, 4d-, 5d- и 6d- подуровней, и f-элементы, у которых заполняется 4f- подуровень (Лантаноиды) и 5f-подуровень (Актиноиды). Такое строение определяет некоторые специфические свойства металлов (способность к комплексообразованию и другие).

2. Выявлено, что физические и химические свойства элементов побочных подгрупп: имеют большой коэффициент заряда / радиуса; часто являются парамагнитными; показывают переменные состояния окисления; образуют цветные ионы и соединения; образуют соединения с глубокой каталитической активностью; образуют устойчивые комплексы.

3. Показано, что существуют несколько типов экспериментальных задач.

## **2 ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ**

### **2.1 Содержание лабораторного практикума по разделу по металлы побочных подгрупп**

#### **Введение**

Лабораторный практикум предназначен студентам 1 курса химических специальностей, а также всех специальностей, изучающих общую и неорганическую химию.

Предлагаемый лабораторный практикум состоит из двух частей: теоретической и экспериментальной, содержит 50 лабораторных и 5 демонстрационных опытов, позволяющих изучить общие свойства металлов побочных подгрупп. В описании опытов даны указания, на что следует обратить внимание, как правильно сформулировать выводы.

В теоретической части приведены некоторые данные, используемые для характеристики элементов и их соединений, которые помогут сделать вывод о закономерностях изменения свойств металлов побочных подгрупп.

Экспериментальная часть кроме эксперимента, содержит упражнения и вопросы, выполнение которых позволят студенту проконтролировать усвоение изученного материала.

#### **ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ**

При выполнении любого из запланированных видов лабораторного эксперимента должны соблюдаться следующие правила безопасности.

#### **Основные правила техники безопасности**

1. На лабораторном столе во время работы не должны находиться посторонние предметы;

2. В лаборатории следует работать в хлопчатобумажном халате, волосы должны быть убраны;
3. Принимать пищу в лаборатории строго запрещается;
4. Перед и после выполнения работы необходимо вымыть руки;
5. Работать нужно аккуратно, результат опыта зависит от чистоты проведения эксперимента;
6. Все опыты с ядовитыми и пахучими веществами выполнять в вытяжном шкафу;
7. Химические реактивы брать только шпателем или ложечкой (не руками!);
8. Жидкие реактивы переливают, пользуясь воронкой;
9. Реактивы следует расходовать экономно;
10. Нельзя путать пробки и крышки от склянок и банок, так как это ведет к загрязнению реактивов;
11. Неизрасходованные реактивы не высыпать и не выливать обратно в те сосуды, откуда они были взяты;
12. При нагревании растворов и кристаллических веществ в пробирке необходимо использовать держатель. Отверстие пробирки должно быть направлено в сторону от себя и других работающих;
13. Нельзя наклоняться над сосудом, в котором происходит нагревание или кипячение жидкости;
14. При необходимости определения запаха, выделяющегося при реакции газа, нужно легким движением ладони направить струю газа от отверстия реакционного сосуда к себе и осторожно вдохнуть;
15. При разбавлении концентрированных кислот и щелочей небольшими порциями приливать кислоту (или концентрированный раствор щелочи) в воду, а не наоборот;

16. При попадании концентрированного раствора кислоты на кожу промыть место ожога струей воды в течение нескольких минут. После этого обработать обожженное место 3%-м раствором пищевой соды;

17. При ожоге концентрированными растворами щелочей промыть обожженное место струей воды в течение нескольких минут. После этого обработать обожженное место 1%-м раствором уксусной или борной кислоты и снова водой;

18. При термическом ожоге охладить пораженное место, для чего поместить его под струю холодной воды. После охлаждения смазать мазью от ожогов;

19. При попадании раствора любого реактива в глаз немедленно промыть его большим количеством воды, после чего сразу же обратиться к врачу;

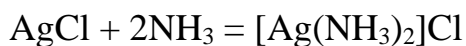
20. Со всеми возникающими вопросами сразу же обращаться к преподавателю или лаборанту.

### **2.1.1 Свойства соединений металлов побочной подгруппы I группы**

В периодической системе к подгруппе меди относятся элементы - медь Cu, серебро Ag и золото Au. Медь имеет два состояния окисления: +1 и +2; серебро - +1; золото - +1 и +3.

Одновалентные оксиды элементов окрашены в характерные цвета:  $\text{Cu}_2\text{O}$  – красный,  $\text{Ag}_2\text{O}$  – темно-бурый,  $\text{Au}_2\text{O}$  – серо-фиолетовый. В воде оксиды почти нерастворимы.

С рядом молекул и ионов ( $\text{NH}_3$ ,  $\text{CN}^-$ ,  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$  и др.) соли одновалентных Cu, Ag и Au образуют комплексные соединения. Так как последние большей частью хорошо растворимы, их образование влечет за собой растворение многих нерастворимых в воде исходных солей. Например, вследствие комплексообразования по схеме:



нерастворимые в воде AgCl растворяется в NH<sub>4</sub>OH. У производных Cu<sup>2+</sup> и Au<sup>+</sup> комплексообразование часто сопровождается не только их растворением, но и повышением устойчивости.

Из соединений, в которых элементы подгруппы меди двухвалентны, хорошо изучены черный оксид меди (II) (CuO). Гидроксид меди Cu(OH)<sub>2</sub> выделяется в виде голубого осадка при действии избытка щелочи на растворы солей Cu<sup>2+</sup>. Для гидроксида меди (II) характерны довольно слабо выраженные основные свойства. С кислотами он дает соли, большинство которых образует кристаллогидраты и хорошо растворимы в воде. В достаточно разбавленных растворах цвет всех солей двухвалентной меди с бесцветными анионами сине-голубой. Наиболее известный кристалл – медный купорос – имеет синий цвет.

Из соединений трехвалентных элементов подгруппы меди хорошо изучены только производные Au. Обычным исходным продуктом для их получения служит коричнево-красный хлорид золота (AuCl<sub>3</sub>), образующийся около 200 °С при действии избытка хлора на порошок Au.

### Экспериментальная часть по теме:

#### «Свойства соединений металлов побочной подгруппы I группы»

**Цель работы:** Изучение свойств металлической меди и важнейших соединений меди и серебра.

#### Опыт 1. Получение меди и исследование её свойств

**Оборудование и посуда:** пробирки.

**Реактивы:** цинк (гранула), медь (пластинка), растворы: сульфат меди (II) (0,5н), соляная кислота (0,5н), H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (2н), HNO<sub>3</sub> (2н), H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (конц.) и HNO<sub>3</sub>(конц.).

### **Порядок выполнения работы:**

*Опыт 1-1. Получение меди восстановлением из раствора.* В пробирку налейте 2-3 мл раствор сульфата меди (II) и опустите гранулу цинка. Опишите происходящее явление. Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде. Приведите примеры других металлов, способных вытеснять медь из растворов её солей, при этом используя значения электродных потенциалов.

*Опыт 1-2. Взаимодействие меди с кислотами.* В пять пробирок налейте по 2-3 мл HCl, разбавленную H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, разбавленную HNO<sub>3</sub>, концентрированную H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> и HNO<sub>3</sub>. В каждую пробирку опустите пластинку меди. Опишите происходящее явление. Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде. Объясните разный состав продуктов взаимодействия меди с кислотами.

### **Опыт 2. Получение и свойства соединений меди (I)**

**Оборудование и посуда:** пробирки, спиртовка, спичка.

**Реактивы:** растворы: сульфат меди (II) (0,5н), йодид калия (0,1н), крахмал, тиосульфат натрия (0,5н), гидроксид натрия (конц.), глюкоза (10%).

#### **Порядок выполнения работы:**

*Опыт 2-1. Получение йодида меди (I).* В пробирку налейте 3-5 капель раствора сульфата меди (II), внесите 4–6 капель раствора KI. Опишите происходящее явление. Докажите, что в реакции образовался молекулярный йод с помощью раствора крахмала. Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде. Объясните, почему в растворе не идёт ионообменная реакция и не образуется йодид меди CuI<sub>2</sub>.

*Опыт 2-2. Получение комплексного соединения меди (I).* В пробирку с йодидом меди (I) (полученным опыте 2-1), прибавьте 5-7 капель раствора

тиосульфата натрия. Опишите происходящее явление. Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде.

*Опыт 2-3. Получение оксида меди (I).* К 1–2 мл раствора сульфата меди (II) прибавьте 0,5–1 мл концентрированного раствора гидроксида натрия и 1–2 мл раствора глюкозы  $C_6H_{12}O_6$ . Содержимое пробирки тщательно перемешайте. Наблюдайте образование кирпично-красного осадка гидроксида меди (I), переходящего при нагревании в красный оксид меди (I). Продукт окисления глюкозы – глюконат натрия, соль глюконовой кислоты  $C_6H_{12}O_7$ . Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции. Расставьте коэффициенты ионно-электронным методом.

### Опыт 3. Получение и свойств соединений меди (II)

**Оборудование и посуда:** пробирки, спиртовка, спичка, микрошпатель.

**Реактивы:** растворы: сульфат меди (II) (0,5н), гидроксид натрия (30%), аммиак (25%), оксид меди (II), гидроксид натрия (конц.), соляная кислота (2н), серная кислота (2н), сульфид натрия, соляная кислота (конц.), карбонат натрия, сероводородная вода.

#### Порядок выполнения работы:

*Опыт 3-1. Получение и свойства гидроксида меди (II). (Качественная реакция на иона меди (II)).* В четыре пробирки налейте 2-3 мл раствора сульфата меди (II), налейте в каждую гидроксида натрия до выпадения осадка. Первую пробирку нагрейте в пламени спиртовки. Во вторую пробирку налейте 2-3 мл серной кислоты, в третью – раствор аммиака и в четвертую – концентрированный раствор гидроксида натрия. Опишите происходящее явление. Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде. Сформулируйте вывод о термической устойчивости гидроксида меди (II) и его свойствах.

*Опыт 3-2. Свойства оксида меди (II).* В две пробирки внесите по 2-3 микрошпателя оксида меди (II). В первую пробирку добавьте 5-6 капель 2н раствора соляной кислоты, во вторую – 2н раствора серной кислоты. Опишите происходящее явление. Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде.

*Опыт 3-3. Получение сульфида меди (II).* В две пробирку налейте по 2-3 мл сульфата меди (II), добавьте в каждую по 3-4 мл раствора сульфида натрия. Опишите происходящие явления. В одну пробирку добавьте 5-7 капель концентрированной соляной кислоты, в другую – концентрированной азотной. В какой пробирке осадок растворился? В отчете напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде. К какой группе сульфидов относится  $\text{CuS}$ ? Можно ли его получить действием сероводородной воды на соль меди?

*Опыт 3-4. Гидролиз соли меди (II).* В пробирку налейте 5–6 капель раствора сульфата меди (II). Затем прилейте 5–6 капель раствора карбоната натрия, отметьте образование зеленого осадка карбоната гидроксомеди (II)  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ . Опишите происходящие явления. Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде. Почему при взаимодействии соли меди (II) с раствором соды не получается карбонат меди (II)?

*Опыт 3-5. Получение амминокомплексного соединения меди (II).* В пробирку налейте 4–5 капель раствора сульфата меди (II), добавьте 1–2 капли раствора аммиака. Что наблюдаете? Растворите осадок в избытке аммиака. Отметьте цвет раствора. Налейте в пробирку 5–7 капель сероводородной воды. Опишите происходящие явления. Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде. Объясните образование  $\text{CuS}$ .



#### Опыт 4. Получение оксида серебра (I)

**Оборудование и посуда:** пробирка.

**Реактивы:** растворы: нитрат серебра (0,1н), гидроксид натрия (30%).

**Порядок выполнения работы:**

В пробирку налейте 3–4 капель нитрата серебра, добавьте 4-5 капель раствора гидроксида натрия. Опишите происходящее явление. Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде.

#### Опыт 5. Получение малорастворимых галогенидов серебра (I)

**Оборудование и посуда:** пробирки.

**Реактивы:** растворы: нитрат серебра (0,1н), хлорид натрия (2н), бромид натрия (2н), йодид калия (0,1н), тиосульфат натрия (0,5н).

**Порядок выполнения работы:**

*Опыт 5-1. Получение малорастворимых галогенидов серебра (I) с NaCl, NaBr и NaI.* В три пробирки налейте по 2–3 капли раствора нитрата серебра и добавьте по 2–3 капли растворов хлорида натрия, бромида натрия и йодида калия. Опишите происходящие явления. Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде. Какой галогенид-ион является наиболее чувствительным реагентом на катион серебра?

*Опыт 5-2. Получение комплекса серебра (I) с тиосульфатом.* В пробирку внесите 1-2 мл раствора нитрата серебра, прибавьте по каплям раствор тиосульфата натрия  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ . Опишите происходящее явление. Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде. Объясните растворение осадка вследствие образования растворимого комплекса  $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$ .

## Опыт 6. Окислительные свойства катиона $\text{Ag}^+$

**Оборудование и посуда:** пробирка.

**Реактивы:** растворы: нитрат серебра (0,1н), 3%-ный пероксид водорода, гидроксида натрия (30%).

**Порядок выполнения работы:**

В пробирку налейте 1–2 капли раствора нитрата серебра, добавьте 3–5 капель 3%-го раствора пероксида водорода и 1–2 капли раствора гидроксида натрия. Опишите происходящее явление. Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде.

### Демонстрационный опыт 1. «Выращивание кристаллов»

**Реактивы:** Медный купорос  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ .

**Посуда, оборудование, материалы:** Банка, тонкая проволока.

Готовят 250 мл насыщенного раствора медного купороса и выливают в банку. На следующий день на дне банки выпадут кристаллы медного купороса. Из них один, наиболее крупный кристалл, на тонкой проволоке опускают во вновь приготовленный насыщенный раствор медного купороса. На следующий день повторяют то же самое и так делают 15 – 20 дней. После этого кристалл вынимают из банки и сушат – получается кристалл синего цвета.

### 2.1.2 Свойства соединений металлов побочной подгруппы II группы

В периодической системе к подгруппу цинка относятся - цинк Zn, кадмий Cd и ртуть Hg.

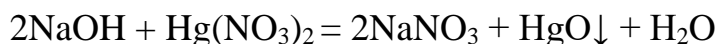
Для всех трех элементов в соединениях характерна степень окисления +2. В отличие от цинка и кадмия ртуть имеет также соединения в степени

окисления + 1, содержащие катион  $[\text{Hg}_2]^{2+}$ . Все три элемента легко образуют сплавы друг с другом и многими другими металлами.

Оксиды цинка и его аналогов могут быть получены путем непосредственного соединения простых веществ с кислородом при нагревании.  $\text{CdO}$  имеет коричневый цвет,  $\text{ZnO}$  – белый,  $\text{HgO}$  – ярко – красный. В воде оксиды этих элементов почти нерастворимы, но в кислотах легко растворяются.

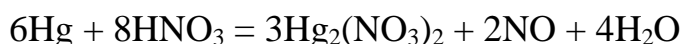
Гидроксиды  $[\text{Me}(\text{OH})_2]$  цинка и кадмия выделяются в виде белых студенистых осадков при действии сильных щелочей на растворы солей  $\text{Cd}$  и  $\text{Zn}$ . Гидроксид цинка является амфотерным соединением. В кислотах оба гидроксиды легко растворяются.

Гидроксид ртути отщепляет воду уже в момент образования. Поэтому при действии сильных щелочей на соли ртути:



выделяется желтый осадок оксида ртути (II).

Вещества, содержащие в своем составе группировку  $\text{Hg}_2^{2+}$ , носят название соединений оксида ртути (I). Обычно исходным продуктом для получения остальных производных этого типа служит легкорастворимый в воде нитрат ртути (I), образующийся при взаимодействии азотной кислоты с избытком ртути:



## Экспериментальная часть по теме:

### «Свойства соединений металлов побочной подгруппы II группы»

*Внимание! Опыты с соединениями кадмия и ртути опасны, поэтому в лабораторном практикуме опыты с ними не выполняются.*

**Цель работы:** Изучение свойств цинка.

### Опыт 1. Химические свойства цинка

**Оборудование и посуда:** пробирки.

**Реактивы:** цинк (гранула), растворы: соляная кислота (2н), серная кислота (2н), серная кислота (конц.), азотная кислота (2н), гидроксид натрия (2н), перманганат калия ( $\text{KMnO}_4$ ) (0,1н),  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ .

#### Порядок выполнения работы:

*Опыт 1-1. Взаимодействие цинка с кислотами.* В четыре пробирки поместите по одной грануле цинка и добавьте по 5–6 капель кислот: в первую пробирку - соляной, во вторую - разбавленной серной, в третью - концентрированной серной (пробирку подогреть), в четвертую - разбавленной азотной. Опишите происходящее явление. Напишите уравнения реакций, расставьте коэффициенты ионно-электронным методом.

*Опыт 1-2. Взаимодействие цинка со щелочами (качественная реакция на ионы цинка).* В пробирку налейте 4-5 капель 2н раствора гидроксида натрия, опустите гранулу цинка. Опишите происходящее явление. Напишите уравнение реакции, учитывая, что в ней участвует вода и образуется гидроксокомплексное соединение.

*Опыт 1-3. Свойства цинка.* В одну пробирку налейте 5-6 капель раствора  $\text{KMnO}_4$ , в другую – раствора  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , в обе пробирки добавьте несколько капель разбавленной  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Затем добавьте по кусочку  $\text{Zn}$ .

Опишите происходящее явление. Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде.

### **Опыт 2. Получение и свойства гидроксида цинка**

**Оборудование и посуда:** пробирки.

**Реактивы:** растворы: хлорид цинка, гидроксид натрия (2н), соляная кислота (2н), щелочи (NaOH или KOH), аммиак (2н или 25%).

**Порядок выполнения работы:**

*Получение и свойства гидроксида цинка.* В три пробирки поместить 4-5 капель раствора хлорида цинка, добавить каждому по каплям раствора гидроксида натрия до выпадения осадка. В первую пробирку налейте несколько капель раствора соляной кислоты, во вторую - щелочи (NaOH или KOH) и в третью – раствора аммиака. Опишите происходящее явление. Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде.

### **Опыт 3. Комплексные соединения цинка**

**Оборудование и посуда:** пробирка.

**Реактивы:** растворы: сульфат цинка, раствор аммиака (2н или 25%).

**Порядок выполнения работы:**

*Получение амминокомплексных соединений.* В пробирку налейте 3 капли раствора сульфата цинка, добавьте 2 капли раствора аммиака. Что наблюдаете? По каплям добавьте избыток раствора аммиака. Опишите происходящие явления. Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде.

#### **2.1.3 Свойства соединений металлов побочной подгруппы VI группы**

Группа VIB периодической таблицы содержит три химических элемента - хром Cr, молибден Mo и вольфрам W.

Характерными степенями окисления хрома в соединениях являются +2, +3 и +6, но наиболее всего распространены и устойчивы соединения хрома (+3), для Мо и W - +6.

Оксид и гидроксид хрома (II) проявляют основные свойства и являются сильными восстановителями. Соединения хрома (III) – самые устойчивые и многочисленные. Оксид и гидроксид хрома (III) амфотерны. Оксид хрома (III) с кислотами и растворами щелочей практически не взаимодействует, но при спекании с карбонатом калия и щелочами образует хромиты.

Для элементов подгруппы хрома известны соединения, отвечающие различным валентностям, вплоть до VI. Из них применение находят только производные шестивалентных элементов и трехвалентного хрома.

Из оксидов ( $MeO_3$ ) при накаливании металлов на воздухе образуются лишь бесцветный  $MoO_3$  и светло-желтый  $WO_3$ .

Будучи типичным кислотным ангидридом,  $CrO_3$  растворяется в воде с образованием хромовой кислоты -  $H_2CrO_4$ .

По ряду Cr – Mo – W сила кислот  $H_2MeO_4$  уменьшается. Большинство их солей малорастворимо в воде. Из производных хорошо растворимы: хроматы – лишь  $Na^+$ ,  $K^+$ ,  $Mg^{2+}$  и  $Ca^{2+}$ , молибдаты и вольфраматы только  $Na^+$  и  $K^+$ .

### **Экспериментальная часть по теме:**

#### **«Свойства соединений металлов побочной подгруппы VI группы»**

**Цель работы:** Получение и изучение свойств хрома и его соединений.

#### **Опыт 1. Взаимодействие хрома с кислотами**

**Оборудование и посуда:** пробирки.

**Реактивы:** металлический хром (кусочек), растворы: HCl (конц.),  $HNO_3$  (конц.), соляная кислота (2н), серная кислота (2н).

**Порядок выполнения работы:**

В две пробирки налейте по 6–8 капель концентрированных растворов  $\text{HCl}$  и  $\text{HNO}_3$ . В каждую пробирку опустите по кусочку металлического хрома. Опишите происходящее явление. Наблюдается ли взаимодействие хрома с конц. азотной кислотой? Вылить азотную кислоту из пробирки, промыть металл водой и добавить соляную или серную разбавленную кислоту. Наблюдается ли реакция в этом случае? Написать уравнение реакции хрома с соляной кислотой. Объяснить, какое действие оказывает азотная кислота на хром.

**Опыт 2. Получение и свойства соединений хрома (III)**

**Оборудование и посуда:** фарфоровая чашка, пробирки, спичка, спиртовка.

**Реактивы:** кристаллический  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , растворы: карбонат калия (0,5н), хлорид хрома (III) (0,5н), соляная кислота (2н),  $\text{NaOH}$  (2н), бромная вода.

**Техника безопасности:** Опыт 2-1 выполняется в вытяжном шкафу.

**Порядок выполнения работы:**

*Опыт 2-1. Получение и свойства оксида хрома (III).* В фарфоровую чашку положите немножко кристаллической соли  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ . Зажженной спичкой прикоснитесь к его поверхности. Опишите происходящие явления. Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде. Проверьте действие на оксид кислоты и щелочи. Небольшую часть полученного оксида хрома (III) поместите в фарфоровый тигель, добавьте равный объем карбоната калия и сплавьте смесь. Охладите и растворите её в воде. Опишите происходящее явление. Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде. Сделайте вывод о свойствах оксида.

*Опыт 2-2. Получение и свойства гидроксида хрома (III) (Качественная реакция на ион хрома (III)).* В две пробирки налейте 3-4 мл раствора хлорида хрома (III), внесите в каждую по несколько капель разбавленного NaOH. Что наблюдаете? В первую пробирку налейте несколько капель соляной кислоты, на вторую – раствор NaOH. Опишите происходящие явления. Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде. Сделайте вывод о кислотно-основных свойствах гидроксида хрома (III).

*Опыт 2-3. Восстановительные свойства солей хрома (III).* К гексагидроксохромату (III) натрия ( $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ ) (полученному в опыте 2-2), прилейте 3-4 капли бромной воды, пробирку слегка подогрейте на пламене спиртовки. Опишите происходящие явления. Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде.

### **Опыт 3. Получение и свойства соединений хрома (VI)**

**Оборудование и посуда:** пробирки, микрошпатель, спиртовка, спичка.

**Реактивы:** растворы: хлорид бария (0,5н), хромат калия ( $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ) (0,5н), дихромат калия ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) (0,5н), серная кислота (2н), гидроксид натрия (2н, 0,2н), иодида калия KI (0,5 н.), сульфит натрия, сульфат железа (II).

#### **Порядок выполнения работы:**

*Опыт 3-1. Получение малорастворимых хроматов (Качественная реакция на ион хрома (VI)).* Возьмите две пробирки, налейте в них по 2–3 капли раствора  $\text{BaCl}_2$ , добавьте по 5 каплям растворов  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  и  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ . Опишите происходящее явление. Отметьте различия в окраске полученных осадков. В отчёте напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

*Опыт 3-2. Смещение равновесия между хроматами и дихроматами.* В пробирку внесите 2–3 капли раствора хромата калия, добавьте 5-7 капель раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Что наблюдаете? В эту же пробирку прибавьте несколько



капель раствора гидроксида натрия. Повторите опыт два–три раза. Опишите происходящие явления. Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде.

*Опыт 3-3. Окислительные свойства соединений хрома (VI).* В три пробирки налейте по 4–5 капель раствора  $K_2Cr_2O_7$ , добавьте в каждую по 3–4 капли  $H_2SO_4$ . В первую пробирку добавьте несколько капель раствора  $KI$ , во вторую - один микрошпатель сульфита натрия, затем пробирку слегка подогрейте на пламени спиртовки, в третью пробирку внесите один микрошпатель сульфата железа (II). Опишите происходящее явление. Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде.

#### **Демонстрационный опыт. «Огненный дождь»**

**Реактивы:** Оксид хрома (III), гидрат аммиака (25 %-ный раствор).

**Посуда, оборудование и материалы:** Колба (250 мл), ложечка для сжигания веществ, спиртовка, спички, электрическая плитка, стеклянная пластина.

В колбу налить 25 %-ного раствора гидрата аммиака, смочить стенки. Избыток раствора слить и закрыть колбу стеклянной пластиной. Поставить колбу на плитку для более интенсивного образования паров аммиака. В ложечке для сжигания веществ накаливать оксид хрома (III) в пламени спиртовки. Открыть колбу с аммиаком, внести нагретый оксид хрома (III), сбросить его с ложечки. Наблюдается сноп искр – огненный дождь.

#### **2.1.4 Свойства соединений металлов побочной подгруппы VII группы**

Группа VIIБ периодической таблицы содержит три химических элемента - марганец Mn, технеций Tc, рений Re.

Марганец – металл со средней восстановительной способностью: в ряду напряжений он находится между алюминием и цинком, его

электродный потенциал отрицателен (-1,18В). Марганец активно взаимодействует с кислотами, а со щелочами этот металл не взаимодействует. Взаимодействие его с галогенами протекают весьма энергично.

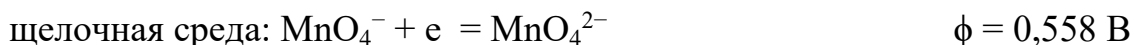
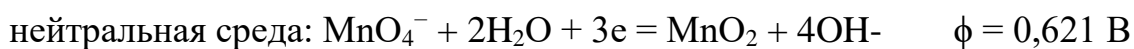
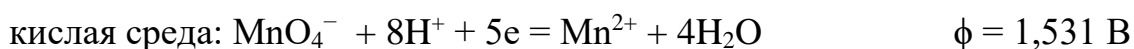
Технеций и рений не взаимодействуют с HCl, но азотная кислота легко растворяет их.

Для марганца характерна степень окисления +4 и возможны степени окисления +1, +3, +5, +6. Для рения устойчива степень окисления +7.

Соли Mn (II) имеют светло-розовую окраску (в разбавленных растворах практически бесцветны), многие из них хорошо растворимы в воде, гидролиз их незначителен.

Одним из наиболее устойчивых соединений Mn (IV) является диоксид MnO<sub>2</sub> – бурое или черное вещество (в зависимости от условий получения). Соли Mn (IV) в водном растворе почти полностью гидролизуются с образованием гидратированного оксида MnO<sub>2</sub> • x H<sub>2</sub>O.

В химической практике в качестве окислителя очень часто используется перманганат калия KMnO<sub>4</sub>. Его окислительная активность и состав продуктов восстановления зависят от среды раствора:



### **Экспериментальная часть по теме:**

#### **«Свойства соединений металлов побочной подгруппы VII группы»**

**Цель работы:** Получение и исследование свойств марганца и его соединений.

### **Опыт 1. Получение марганца и его взаимодействие с кислотами**

**Оборудование и посуда:** пробирки, спиртовка, спичка.

**Реактивы:** оксалат марганца (кристаллический), растворы: HCl (2н), H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (2н), H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (конц.), HNO<sub>3</sub> (2н), HNO<sub>3</sub> (конц.).

#### **Порядок выполнения работы:**

*Опыт 1-1. Получение порошкообразного марганца.* В сухую пробирку внесите кристаллический оксалат марганца и нагрейте в пламени спиртовки до разложения с образованием мелкодисперсного металла. Опишите происходящее явление. Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде. Как называется явление самовоспламенения металлов в тонкодисперсном состоянии?

*Опыт 1-2. Взаимодействие марганца с кислотами.* В пять пробирок налейте по 5-7 капель кислот: в первую пробирку - HCl, во вторую - H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> разбавленной, в третью - H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> концентрированной, в четвертую HNO<sub>3</sub> разбавленной и в пятую - HNO<sub>3</sub> концентрированной. В каждую внесите немножко порошкообразного марганца (полученного в опыте 1-1). Опишите происходящие явления. Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде.

### **Опыт 2. Получение и исследование свойств гидроксида марганца (II)**

**Оборудование и посуда:** пробирки, микрошпатель, стеклянная палочка, спиртовка, спичка.

**Реактивы:** висмутат натрия NaBiO<sub>3</sub> (порошок), растворы: MnSO<sub>4</sub>, KOH (2н), H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (0,2н), бромная вода, соли марганца (II), HNO<sub>3</sub> (2н.).

#### **Порядок выполнения работы:**

*Опыт 2-1. Получение и свойства гидроксида марганца (II).* В три пробирки налейте по 3 капли раствора MnSO<sub>4</sub> и в каждую прибавьте по 3

капли раствора КОН. Что наблюдаете? В первую пробирку прибавьте 6 капель  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Вторую пробирку с содержанием перемешивайте стеклянной палочкой. В третью пробирку добавьте 5–6 капель бромной воды. Опишите происходящее явление. Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде. Сделайте вывод об основно-кислотных и окислительно-восстановительных свойствах гидроксида марганца (II).

*Опыт 2-2. Восстановительные свойства соединений марганца (II).* В пробирку налейте 3-4 мл раствора соли марганца (II), добавьте 2 н. раствора  $\text{HNO}_3$  (3–5 мл) и прибавьте один микрошпатель порошка висмутата натрия ( $\text{NaBiO}_3$ ). Встряхните содержимое пробирки. Нагрейте его в пламене спиртовки и дайте осесть осадку. Опишите происходящие явления. Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде.

### **Опыт 3. Получение и свойства манганата калия**

**Оборудование и посуда:** пробирки, спиртовка, спичка, микрошпатель.

**Реактивы:**  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  (кристаллический), растворы:  $\text{NaOH}$  (конц.), перманганат калия ( $\text{KMnO}_4$ ) (0,5н), бромная вода,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (2н).

#### **Порядок выполнения работы:**

*Опыт 3-1. Получение манганата калия.* В пробирку налейте 4-5 капель концентрированного раствора  $\text{NaOH}$ , добавьте 2-3 капли раствора  $\text{KMnO}_4$  и нагрейте смесь на пламене спиртовки до изменения цвета раствора на изумрудно-зеленый. Раствор полученного манганата разлейте в три пробирки, чтобы использовать их в следующих опытах. Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде.

*Опыт 3-2. Взаимодействие манганата калия с бромом.* В первую пробирку с раствором  $\text{K}_2\text{MnO}_4$  прибавьте 3-4 капель бромной воды. Опишите происходящее явление. Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде.

*Опыт 3-3. Взаимодействие  $K_2MnO_4$  с сульфитом натрия.* Во вторую пробирку с раствором  $K_2MnO_4$  добавьте микрошпатель кристаллического  $Na_2SO_3$ . Опишите происходящее явление. Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде.

*Опыт 3-4. Диспропорционирование манганата калия в нейтральной среде.* В третью пробирку с содержанием раствора  $K_2MnO_4$  налейте по каплям разбавленную  $H_2SO_4$ . Опишите происходящее явление. Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде. Сделайте общий вывод об окислительно-восстановительных свойствах манганатов.

#### **Опыт 4. Влияние среды на свойства перманганата калия**

**Оборудование и посуда:** пробирки.

**Реактивы:** растворы: перманганат калия ( $KMnO_4$ ) (0,1н),  $Na_2SO_3$ , гидроксид натрия (2н), серная кислота (2н).

#### **Порядок выполнения работы:**

В две пробирки налейте 3-4 капль  $KMnO_4$ , прибавьте в каждую по 4-5 капль  $Na_2SO_3$ . В первую пробирку налейте несколько капль серной кислоты, во вторую – гидроксид натрия. Опишите происходящее явление. Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде. Сделайте вывод о том, как изменяются окислительные свойства перманганата калия при переходе от кислой среды к щелочной.

### **2.1.5 Свойства соединений металлов побочной подгруппы VIII группы**

Побочная подгруппа восьмой группы периодической системы охватывает три триады d-элементов. Первую триаду образуют элементы: железо Fe, кобальт Co, никель Ni.

Для всех трех элементов в соединениях характерна степень окисления +2, однако соединения двухвалентного железа (как гидроксид, так и соли) окисляются до трехвалентного состояния кислородом воздуха.

Кислородные соединения двухвалентных элементов семейства железа образуют ряд оксидов общей формулы  $MeO$ . Оксиды представляют с собой  $FeO$  – черную,  $CoO$  – серо-зеленую и  $NiO$  – зеленого цвета. Они не растворимы в воде и щелочах, но легко растворимы в кислотах.

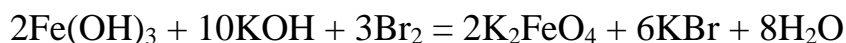
Гидроксиды  $Me(OH)_2$  могут быть получены косвенным путем. Все они не растворимы в воде, но легко растворяются в кислотах.

Общим методом получения гидроксидов  $Me(OH)_2$  является взаимодействие растворов соответствующих солей железа и его аналогов с сильными щелочами. Образующиеся при этом объемные осадки – белый  $Fe(OH)_2$ , розово-красный  $Co(OH)_2$  и яблочно-зеленый  $Ni(OH)_2$  – сильно отличаются друг от друга по отношению к кислороду воздуха.

При переходе по ряду  $Fe - Co - Ni$  трехвалентное состояние элементов становится для них все менее характерным. Из оксидов рассматриваемых элементов ( $Me_2O_3$ ) в обычных условиях устойчив только  $Fe_2O_3$ . Буро-красный порошок оксида железа может быть получен обезвоживанием его гидрата. В воде он не растворим.

Для железа, кобальта и никеля характерно существование большого числа различных комплексных соединений. Особенно интересно наблюдать образование окрашенных амминокомплексных соединений кобальта и никеля и цианокомплексных соединений железа – берлинской лазури и турнбулевой сини. Современными исследованиями установлено, что их состав одинаков, а разная окраска обусловлена различным строением этих веществ.

Из производных других валентностей рассматриваемых элементов наиболее интересны соединения шестивалентного железа. При окислении бромом взвеси  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  в горячем растворе  $\text{KOH}$ , образуется темно-красная калийная соль железной кислоты.



### Экспериментальная часть по теме:

#### «Свойства соединений металлов побочной подгруппы VIII группы»

**Цель работы:** Исследование свойств металлов семейства железа; получение и исследование свойств соединений железа, кобальта и никеля.

#### Опыт 1. Взаимодействие металлов с кислотами

**Оборудование и посуда:** пробирки, спиртовка, спичка.

**Реактивы:** кобальт (стружки), растворы: соляная кислота (2н), серная кислота (2н), азотная кислота (2н), серная кислота (конц.), роданид калия (0,01н).

#### Порядок выполнения работы:

*Опыт 1-1. Взаимодействие железа с кислотами.* В три пробирки налейте по 5-6 капель 2 н. растворов соляной, серной и азотной кислоты, а в четвертую пробирку - 4-5 капли концентрированной серной кислоты. В каждую пробирку добавьте по одному кусочку железной стружки. Пробирку с концентрированной  $\text{H}_2\text{SO}_4$  нагрейте в пламени спиртовки. Что наблюдается? Затем в каждую пробирку прибавьте по 1 капле раствора  $\text{KSCN}$ :  $\text{SCN}^-$  ионы образуют с ионами железа (III) соль  $\text{Fe}(\text{SCN})_3$  кроваво-красного цвета. В тех кислотах, где не произошло окрашивания раствора в красный цвет, при растворении железа образуются ионы  $\text{Fe}^{2+}$ . Объясните, почему при взаимодействии железа с серной кислотой разной концентрации образуются ионы железа различной степени окисления. В отчете сделайте

общий вывод о взаимодействии железа с кислотами и напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде.

*Опыт 1-2. Взаимодействие кобальта и никеля с кислотами.* В три пробирки поместите по кусочку кобальтовой стружки и в каждую добавьте по 10 капель 2 н. растворов кислот HCl, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> и HNO<sub>3</sub>. Пробирки слегка подогрейте на пламени спиртовки. Опишите происходящее явление. Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде. Прделайте точно такие же опыты, используя никелевую стружку. Опишите происходящее явление. Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде. Сделайте общий вывод о взаимодействии никеля и кобальта с кислотами.

## **Опыт 2. Получение и исследование свойств гидроксидов железа (II), кобальта (II) и никеля (II)**

**Оборудование и посуда:** пробирки, стеклянная палочка.

**Реактивы:** Гексагидрат сульфата аммония-железа (II) (соль Мора), растворы: гидроксид натрия (2н.), FeSO<sub>4</sub> (0,5н), K<sub>3</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>] (0,5н), FeCl<sub>3</sub> (0,5н), K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>] (0,5н), хлорид кобальта (II) (0,02н), 3 %-ный раствор пероксид водорода, хлорид никеля (II) (0,02н), гидроксид калия (2н), бромная вода.

### **Порядок выполнения работы:**

*Опыт 2-1. Получение гидроксида железа (II).* В пробирку налейте 5-6 капель раствора соли Мора, прибавьте по каплям 2 н. раствор гидроксида натрия до выпадения осадка. Опишите происходящее явление. Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде.

*Опыт 2-2. Взаимодействие солей железа (II) с гексацианоферратом(III)калия (Качественная реакция на иона железа (III)).* Налейте в пробирку 1 мл раствора FeSO<sub>4</sub>, 2-3 капли красной кровяной соли



$K_3[Fe(CN)_6]$ . Опишите происходящее явление. Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде.

*Опыт 2-3. Взаимодействие солей железа (III) с гексацианоферратом(II)калия (Качественная реакция на иона железа (II)).* Налейте в пробирку 1 мл раствора  $FeCl_3$ , сверху добавьте 2-3 капли желтой кровяной соли  $K_4[Fe(CN)_6]$ . Опишите происходящее явление. Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде.

*Опыт 2-4. Получение и свойства гидроксида кобальта (II).* Налейте в две пробирки по 6 капель раствора хлорида кобальта (II), налейте в каждую по каплям раствор гидроксида натрия. Одну пробирку с осадком размешайте стеклянной палочкой и оставьте на воздухе, а в другую добавьте 2–3 капли 3 %-го раствора пероксида водорода. Опишите происходящие явления. В какой из пробирок наблюдается окисление гидроксида кобальта (II)? Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде.

*Опыт 2-5. Получение и свойства гидроксида никеля (II).* Налейте в три пробирки по 6 капель раствора хлорида никеля (II), добавьте по каплям раствор гидроксида калия до выпадения осадка  $Ni(OH)_2$ . Отметьте цвет осадка. Первую пробирку с осадком перемешайте стеклянной палочкой и оставьте на воздухе, во вторую прибавьте 2–3 капли 3 % раствора  $H_2O_2$ , а в третью – 1 каплю бромной воды. Опишите происходящие явления. В каком случае происходит окисление  $Ni(OH)_2$ ? Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде. Пробирку с гидроксидом никеля (III) сохранить для опыта 3. По опыту 2 сделать общий вывод об изменении восстановительных свойств соединений.

### **Опыт 3. Окислительные свойства $Co(OH)_3$ и $Ni(OH)_3$**

**Оборудование и посуда:** пробирки, спиртовка, спичка, фильтровальная бумага.

**Реактивы:** растворы: HCl (конц.), иодида калия KI (0,1 н.)

**Техника безопасности:** Опыт выполняется в вытяжном шкафу.

**Порядок выполнения работы:**

С осадков гидроксидов кобальта (III) и никеля (III), полученных во втором опыте слейте жидкость и добавьте несколько капель концентрированной HCl. Пробирки подогрейте в пламени спиртовки, прикрыв их фильтровальной бумагой, смоченной раствором йодида калия. Опишите происходящие явления. Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде. Сделайте вывод об изменении окислительных свойств соединений в ряду  $\text{Fe}(\text{OH})_3 - \text{Co}(\text{OH})_3 - \text{Ni}(\text{OH})_3$ .

#### Опыт 4. Гидролиз солей железа

**Оборудование и посуда:** универсальный индикатор, спиртовка, спичка, пробирка.

**Реактивы:** растворы: сульфат железа (II) (2н), хлорид железа (III) (2н),  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (0,5н).

**Порядок выполнения работы:**

*Опыт 4-1. Гидролиз  $\text{FeSO}_4$  и  $\text{FeCl}_3$ .* Возьмите готовые растворы сульфата железа (II) и хлорида железа (III). С помощью универсального индикатора определите водородный показатель растворов. Пробирку с раствором  $\text{FeCl}_3$  подогрейте на пламени спиртовки, сравните значения водородного показателя нагретого и холодного раствора. Опишите происходящие явления. Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде. Какая из них ( $\text{FeSO}_4$  или  $\text{FeCl}_3$ ) и почему в большей степени подвергается гидролизу?

*Опыт 4-2. Совместный гидролиз  $\text{FeCl}_3$  и карбоната натрия.* В пробирку налейте 3-4 капли раствора хлорида железа (III), внесите по каплям раствор

$\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Опишите происходящее явление. Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде.

### **Опыт 5. Получение и исследование свойств сульфидов железа**

**Оборудование и посуда:** пробирки.

**Реактивы:** растворы:  $\text{FeSO}_4$  (2н), сероводородная вода, сульфид натрия (0,5н),  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (2н).

#### **Порядок выполнения работы:**

Налейте в две пробирки по 5 капель раствора  $\text{FeSO}_4$ . В одну пробирку внесите 2 капли сероводородной воды, в другую – 2 капли раствора сульфида натрия. Опишите происходящие явления. Проверьте растворимость осадка, наливая разбавленную  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде и объясните, почему сульфид железа (II) не выпадает при действии  $\text{H}_2\text{S}$ , но образуется при действии  $\text{Na}_2\text{S}$ ?

### **Опыт 6. Комплексные соединения железа, кобальта и никеля**

**Оборудование и посуда:** пробирки, стеклянная палочка, фильтровальная бумага, спиртовка, спичка.

**Реактивы:** растворы: сульфат железа (II) (2н),  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ , хлорид железа (III) (2н),  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  (0,5н), хлорид кобальта (II) (0,02н), 25%-ный  $\text{NH}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{NiCl}_2$  (0,02н).

#### **Порядок выполнения работы:**

*Опыт 6-1. Получение турнбулевой сини и берлинской лазури.* В пробирку налейте 3-4 капель раствора сульфата железа (II) и добавьте 1 каплю красной кровяной соли  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Во вторую пробирку налейте 2–3 капли раствора хлорида железа (III) и прибавьте 1 каплю раствора желтой кровяной соли  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Опишите происходящие явления. Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде.

*Опыт 6-2. Аквакомплекс кобальта (II) и его разрушение.* Напишите стеклянной палочкой, смоченной раствором хлорида кобальта (II), какую-либо цифру или слово на фильтровальной бумаге. Подсушите бумагу до почти полного исчезновения надписи, а затем подогрейте на пламени спиртовки, пока надпись не станет видимой. Обратите внимание на последующее обесцвечивание надписи при охлаждении бумаги. Опишите происходящее явление. Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде.

*Опыт 6-3. Амминокомплексное соединение кобальта (II).* В пробирку налейте 6 капель хлорида кобальта (II), прибавьте по каплям 25%-й раствор  $\text{NH}_3$  до выпадения осадка. Полученный осадок растворите в избытке аммиака. Раствор перемешайте стеклянной палочкой. Что наблюдаете? Добавьте в пробирку раствор  $\text{Na}_2\text{S}$  (2–3 капли). Опишите происходящие явления. Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде.

*Опыт 6-4. Амминокомплексное соединение никеля (II).* В пробирку налейте 6 капель раствора  $\text{NiCl}_2$ , внесите по каплям 25%-й раствор  $\text{NH}_3$  до выпадения осадка и его дальнейшего растворения вследствие образования комплексного соединения. Наблюдайте, как изменяется цвет раствора. Налейте к полученному раствору 2–3 капли раствора сульфида натрия. Опишите происходящие явления. Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде. По опыту 6 сделайте общий вывод о свойствах катионов железа, кобальта и никеля в реакциях комплексообразования.

### **Демонстрационный опыт 1. «Горение железа в хлоре»**

**Оборудование и посуда:** штатив, пробирка для получения газа, хлоркальциевая трубка (заполненная активированным углем), ложка для сжигания, спиртовка, цилиндр.

**Реактивы:** Железо восстановленное, перманганат калия  $\text{KMnO}_4$  (кристалл), резиновая пробка, раствор хлороводородной кислоты  $\text{HCl}$  (конц.), песок.

**Техника безопасности:** Опыт выполняйте в вытяжном шкафу.

**Порядок выполнения работы:**

Для получения хлора используйте кристаллический перманганат калия и концентрированный раствор хлороводородной кислоты.

Прибор для работы с газообразными ядовитыми веществами состоит из широкогорлой склянки, закрытой резиновой пробкой, в которую вставлены хлоркальциевая трубка, заполненная активированным углем, и ложечка для сжигания веществ. Вместо широкогорлой склянки можете использовать цилиндр с притертой пробкой, коническую колбу, демонстрационную пробирку.

Положите восстановленное железо в ложечку для сжигания веществ и нагрейте в пламени спиртовки. После нагревания внесите в цилиндр с хлором. Что наблюдаете на стенках цилиндра? Напишите возможные уравнения реакции.

**Демонстрационный опыт 2. «Фейерверк на столе»**

**Реактивы:** Перманганат калия  $\text{KMnO}_4$  (сухой), древесный уголь, железо  $\text{Fe}$  (порошок), восстановленное водородом.

**Посуда, оборудование, материалы:** Железный тигель, штатив с кольцом, керамический треугольник, чашка с песком, горелка, спички, железный лист, ступка.

Хорошо измельчают в ступках порознь древесный уголь, перманганат калия, порошкообразное восстановленное железо. Помещают в железный тигель по одному микрошпателю каждого из веществ и смешивают их

стеклянной палочкой. На кольцо штатива кладут керамический треугольник и ставят штатив на железный лист. После этого нагревают тигель, пока из него не начнут вылетать искры.

*Внимание!* Иметь наготове противопожарные средства: воду, песок.

### **Демонстрационный опыт 3. «Химические «водоросли»**

**Реактивы:** Силикатный клей (раствор силиката натрия), кристаллы хлорида кальция  $\text{CaCl}_2$ , хлорида марганца  $\text{MnCl}_2$ , хлорида кобальта  $\text{CoCl}_2$ , хлорида никеля  $\text{NiCl}_2$ .

**Посуда, оборудование, материалы:** Химический стакан, шпатели.

В стакан наливают, разбавленный равным объемом воды, раствор силикатного клея (силиката натрия  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ), имеющегося в продаже. На дно стакана бросают кристаллы хлоридов: хлорид кальция  $\text{CaCl}_2$ , хлорид марганца  $\text{MnCl}_2$ , хлорид кобальта  $\text{CoCl}_2$ , хлорид никеля  $\text{NiCl}_2$  и других металлов. Что наблюдается?

## **2.2 Экспериментальные задачи по разделу химии металлов побочных подгрупп.**

### **2.2.1 Экспериментальные задачи подгруппы меди**

*Задача 1.* Летучие соединения металла окрашивает несветящееся пламя горелки (в сине-зеленый цвет). Оксид металла  $\text{Me}_2\text{O}$  встречается в природе и может быть получен накапливанием металла при ограниченном доступе воздуха. При восстановлении производного двухвалентного металла в щелочной среде выпадает желтый осадок. По мере довольно быстро протекающего укрупнения ее частиц цвет меняется на красный. О каком металле идет речь? Напишите реакции уравнения?

*Задача 2.* Производный металл из соединения трехвалентных элементов подгруппы меди хорошо изучен. Обычным исходным продуктом для их

получения служит коричнево-красный хлорид металла  $MeCl_3$ , образующееся около  $200^\circ C$  при действии избытка хлора на порошок металла. Красно-бурый гидроксид металла выпадает в осадок при действии сильных щелочей на крепкий раствор  $MeCl_3$ . Он амфотерен, причем кислотная его функция выражена сильнее основной. При взаимодействии  $MeCl_3$  с водой получается коричнево-красный раствор аквакислоты. Какой это металл? Напишите уравнения реакции.

*Задача 3.* Химическая активность меди и ее аналогов невелика и по ряду Cu-Ag-Au быстро уменьшается. Золото и серебро на воздухе не изменяются, а медь постепенно покрывается плотной зеленовато-серой пленкой карбонатов. Реагируют ли эти металлы с водородом, азотом, хлором и углеродом? Какой металл из Cu, Ag, Au соединяется с серой? Растворяются ли эти металлы с кислотами HCl,  $H_2SO_4$ ,  $HNO_3$ , в горячей безводной  $H_2SeO_4$ ? Напишите возможные уравнения реакции.

*Задача 4.* Для травления медных печатных плат радиолюбители обычно используют раствор хлорида железа (III). В чем суть этого процесса? Как можно регенерировать «отработанный» раствор, то есть восстановить его способность травления медных плат? Можно ли из отработанного раствора выделить металлическую медь? Ответ поясните, и напишите уравнения соответствующих реакций.

*Задача 5.* Ниже приведен один из старых алхимических рецептов приготовления «зеленого философского дерева»: «Возьми царской водки, сделанной из селитры и квасцов; положи в нее кусок серебра, смешанного с медью, и распусти его на огне: раствор, по причине распущенной меди, будет зеленого цвета. Когда заметишь, что все серебро распустилось, то подлей к нему самой холодной дождевой воды, очищенной перегонкой, и тотчас затем положи туда живой ртути; в короткое время на дне окажутся деревца с приятной зеленью, так что вдруг из воды появится целый лесок и, постояв

некоторое время, спокойно окрепнет и сделается рощицей, которую можно носить с собой и которая, по своей новости, будет прекрасным изображением плодотворной природы».

1) Что такое «селитра» и «квасцы»? Как из них можно приготовить «царскую водку» (уравнения реакций)?

2) Что такое «распущенная медь»? Почему раствор «распущенной меди» зеленого цвета?

3) Напишите уравнения реакций «распущения».

4) Что такое «самая холодная дождевая вода, очищенная перегонкой» (в современной химической терминологии)? Для чего, на ваш взгляд, ее добавляют?

5) Что происходит при добавлении в раствор «живой ртути» (уравнения реакций)?

6) Что собой представляют «выросшие деревца» (химический состав)?

*Задача 6.* «Азотносеребряная соль  $\text{AgNO}_3$ , известная в практике под именем ляписа (*lapis infernalis*), получается растворением в азотной кислоте металлического серебра. Если для растворения взято нечистое серебро, то в растворе получается смесь азотномедной и азотносеребряной солей. Если такую смесь испарить досуха, а затем остаток осторожно сплавить до температуры начала каления, то вся азотномедная соль разлагается, а большинство азотносеребряной соли не изменяется. Обработывая сплавленную массу водой, извлекают эту последнюю...»  
Напишите уравнения реакций, происходящих при растворении «нечистого серебра» в конц. азотной кислоте и при прокаливании сухого остатка. Определите содержание серебра (массовые доли в %), если для растворения было взято 2,000 г «нечистого серебра», а масса остатка, полученного в результате прокаливания, составила 3,069 г.



Определите массу осадка, образующегося при добавлении избытка раствора хлорида натрия к раствору 2,000 г “нечистого серебра” в азотной кислоте.

*Задача 7.* По данным формулам комплексных соединений  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ ,  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ ,  $(\text{NH}_4)_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$ ,  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4$  определите их структуру и назовите их. Напишите уравнения первичной диссоциации этих соединений.

*Задача 8.* По названию составьте формулу комплексных соединений: сульфат диамминсеребра, дихлороаурат (I) меди (II). Напишите уравнения их получения и уравнения первичной диссоциации этих соединений.

*Задача 9.* В республике Казахстан количество химических отходов составляет 2,3 млрд. т, еще 529 объектов радиоактивных отходов сохранены. Было зарегистрировано, что по Восточному Казахстану выброс химических веществ в промышленности достиг 5 млн. т. Наряду с отходами, содержащими вредные химические соединения, земли в регионах Бетпакадалы, Балхаша, Мугоджар, Иртыша, Мангистау, Каспия в большой степени поражены радиоактивными веществами. Уровень радиоактивности здесь превышает все допустимые нормы. Реки Сырдарья, Шу, Талас, Урал загрязнены свинцом, фтором, медью, пестицидами и нитратами.

В городах Усть-Каменогорск, Риддер, Зыряновск и близлежащих к ним районах предельно допустимые концентрации свинца превышены в 100 раз, кадмия и цинка — в 8—14, меди — в 10 раз. Как можно уменьшить их концентрацию в водах? Напишите возможные уравнения реакций.

*Задача 10.* Наблюдения за химическим составом атмосферных осадков проводились 9 месяцев 2017 года на 46 метеостанциях (МС). Для оценки состояния загрязнения снежного покрова использованы значения ПДК вредных веществ в воде водных объектов хозяйственно-питьевого и культурно-бытового водопользования. В пробах осадков определялись: микроэлементы — свинец, медь, кадмий, мышьяк. Как можно уменьшить

содержание этих микроэлементов в воде? Напишите возможные уравнения реакции.

*Задача 11.* В почве бассейна озера Балкаш и Алаколь-Сасыккольской системы озер в 16 из 18 створов наблюдается повышенное содержание мышьяка в пределах 0,07-2,65 ПДК, меди в пределах 0,04-0,39 ПДК. Как можно уменьшить содержание меди и мышьяка в почвах? Напишите возможные уравнения реакции.

*Задача 12.* Качество воды реки Шу – с. Благовещенское (Шу – Таласский водохозяйственный бассейн) относится к степени «умеренного уровня загрязнения». КИЗВ составил 1,68. Превышение ПДК были зафиксированы по веществам из групп главных ионов (сульфаты 1,6 ПДК), биогенных веществ (азот нитритный 1,3 ПДК), тяжелых металлов (медь (2+) 1,8 ПДК), органических веществ (фенолы 2,0 ПДК). Кислородный режим в норме (9,50 мгО<sub>2</sub>/л). Как можно уменьшить содержание меди в водах? Напишите возможные уравнения реакции.

### 2.2.2 Экспериментальные задачи подгруппы цинка

*Задача 1.* В свободном состоянии элементы (II) d-группы представляют собой белые металлы с синеватым или серебристым оттенком. Окиси этих металлов (MeO) могут быть получены путем непосредственного соединения металлов с кислородом при нагревании. Оксиды этих элементов имеют белый, коричневый и ярко-красный цвет. О каких металлах идет речь? Растворяются ли оксиды этих элементов в кислотах? Способны ли соли этих металлов образовывать комплексные соединения? Напишите возможные уравнения реакции.

*Задача 2.* Предложите способ разделения смеси железных опилок, порошкообразной серы, оксида меди (II) и оксида цинка. Все эти вещества должны после разделения находиться в том же химическом составе, в котором

они присутствуют в смеси. Напишите уравнения используемых реакций. Предложите варианты разделения, используя только химические процессы.

*Задача 3.* По данным формулам комплексных соединений  $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ ,  $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$ ,  $[\text{Zn}(\text{OH})_2]\text{SO}_4$ ,  $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$  определите их структуру и назовите их. Напишите уравнения первичной диссоциации этих соединений.

*Задача 4.* Качество воды реки Коргас – с. Ынтылы (Балкаш – Алакольский водохозяйственный бассейн), относится к степени «высокого уровня загрязнения», КИЗВ составил 4,09. Превышения ПДК были зафиксированы по веществам из групп тяжелых металлов (марганец (+2) – 5,6 ПДК, медь (+2)– 4,5 ПДК, цинк (+2)- 1,1 ПДК), биогенных веществ (железо общее –7,7 ПДК, азот нитритный- 1,2 ПДК). Кислородный режим в норме (10,11 мгО<sub>2</sub>/л). Предложите способы очистки воды от этих ионов. Напишите возможные уравнения реакции.

*Задача 5.* Пролитую ртуть можно собрать с помощью медной проволоки, алюминиевой фольги и даже листом бумаги, но во всех этих случаях собранную ртуть нужно обезвредить (например, обработать концентрированной азотной кислотой). Какое количество  $\text{HNO}_3$  потребуется для обезвреживания 19,5 г ртути, собранной на полу после того, как в доме был разбит термометр? Каков объем выделяющегося при этом газа (при н.у.)? Если ртуть была собрана не полностью, рекомендуют обработать трещины и щели пола и другие "подозрительные" места в комнате порошком серы. Напишите уравнение реакции, протекающей с участием ртути и серы.

*Задача 6.* По загрязнению атмосферного воздуха, высокий уровень характерен для гг. Алматы, Астана, Актобе, Балхаш, Жезказган, Темиртау, Караганда, Шымкент и п. Акай. Если сделать более детальный анализ, то наибольшая концентрация нитратов наблюдается в г. Екибастуз, меди и мышьяка — г. Жезказган. Наибольшие концентрации и превышения нормы по кадмию отмечены в Актюбинской области — 2,2–2,3 ПДК (предельно

допустимые концентрации\*), в ЗКО — 2,7 ПДК, в Карагандинской области — 1,2 ПДК. Предложите способы очистки воды от этих ионов. Напишите возможные уравнения реакции.

*Задача 7.* В Актюбинской области р. Улькен Кобда– п. Кобда (Жайык – Каспийский водохозяйственный бассейн) качество воды относится к степени «умеренного уровня загрязнения», КИЗВ составил 2,12. Превышения ПДК было зафиксированы по веществам из групп главных ионов (хлориды - 1,1 ПДК), биогенных веществ (аммоний солевой- 1,1 ПДК), тяжелых металлов (цинк (+2) - 1,1 ПДК, марганец (+2) - 5,4 ПДК, медь (2+) - 6,0 ПДК). Кислородный режим в норме (9,45 мгО<sub>2</sub>/л). Как можно уменьшить содержание тяжелых металлов в воде? Напишите возможные уравнения реакции.

### 2.2.3 Качественные задачи подгруппы скандия

*Задача 1.* В свободном состоянии элементы представляют собой серебристо-белые, довольно мягкие металлы. Оксиды этих металлов представляют собой весьма тугоплавкие белые порошки. Ионы Э<sup>3+</sup> бесцветны. По химическим свойствам металлов и их соединений подгруппа этих элементов похожа на подгруппу титана. О каких металлах идет речь? Могут ли окси этих металлов взаимодействовать с водой? Напишите возможные уравнения реакции.

*Задача 2.* Способны ли сульфаты скандия и его аналогов образовывать комплексные соединения? Напишите уравнения реакции.

*Задача 3.* Напишите уравнения реакций оксида и гидроксида скандия с HCl, с расплавом и раствором NaOH. Почему не взаимодействуют со щелочами оксид и гидроксид лантана?

*Задача 4.* Скандий, иттрий и лантан восстанавливают HNO<sub>3</sub> максимально, а концентрированную – до NO. При их взаимодействии с

разбавленной  $\text{H}_2\text{SO}_4$  выделяется водород, а с концентрированной – сероводород. Напишите уравнения соответствующих реакций.

#### 2.2.4 Качественные задачи подгруппы титана

*Задача 1.* Нагревание  $\text{MeO}_2$  выше  $2200\text{ }^\circ\text{C}$  ведет к частичному отщеплению кислорода с образованием синего  $\text{Me}_3\text{O}_5$  и затем темно-фиолетового  $\text{Me}_2\text{O}_3$ . В стекольной промышленности двуокись этого металла применяется при приготовлении тугоплавких стекол, в керамической – часто вводится в состав эмалей, глазурей и фарфоровой массы. О каких оксидах металлов идет речь? Могут ли эти вещества взаимодействовать со щелочами и кислотами. Напишите возможные уравнения реакции.

*Задача 2.* Царская водка и концентрированная серная кислота взаимодействуют с титаном, цирконием и гафнием с образованием комплексных кислот с координационным числом 6. Напишите уравнения реакций, укажите условия их протекания и названия продуктов. С какими еще кислотами титан, цирконий и гафний взаимодействуют? Объясните, почему цирконий и гафний не взаимодействуют с сильной соляной кислотой, но взаимодействуют со слабой фтороводородной кислотой. Напишите уравнения реакций.

*Задача 3.* Как связано изменение гидролизваемости соединений в ряду  $\text{TiCl}_2 - \text{TiCl}_3 - \text{TiCl}_4$  с изменением типа химической связи в них? Какая соль гидролизуется полнее: а)  $\text{TiCl}_2$  или  $\text{TiCl}_3$ ; б)  $\text{TiCl}_3$  или  $\text{TiCl}_4$ ; в)  $\text{TiCl}_4$  или  $\text{ZrCl}_4$ ? Напишите уравнения реакций гидролиза всех приведенных соединений.

*Задача 4.* Царская водка и концентрированная серная кислота взаимодействуют с титаном, цирконием и гафнием с образованием комплексных кислот с координационным числом 6. Напишите уравнения реакций.

*Задача 5.* Какие продукты образуются при взаимодействии циркония и гафния с царской водкой и со смесью  $\text{HNO}_3$  и  $\text{HF}$ ? Какова роль  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HCl}$  и  $\text{HF}$  в этих реакциях?

### 2.2.5 Качественные задачи подгруппы ванадия

*Задача 1.* Черный оксид трехвалентного металла  $\text{Me}_2\text{O}_3$  может быть получен восстановлением  $\text{Me}_2\text{O}_5$  водородом при  $700^\circ\text{C}$ . При действии на растворы их солей растворами щелочи выпадает зеленый осадок  $\text{Me}(\text{OH})_3$ , чрезвычайно легко окисляющийся на воздухе. Какой это металл? Может ли  $\text{Me}_2\text{O}_3$  взаимодействовать с кислотами? Напишите возможные уравнения реакции.

*Задача 2.* Чем объясняется исключительно высокая устойчивость ниобия и тантала к действию кислот? С какой смесью кислот взаимодействуют эти металлы, и какова роль компонентов этой смеси в реакциях? Напишите уравнения этих реакций.

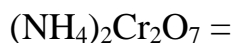
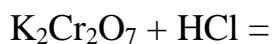
*Задача 3.* При взаимодействии  $\text{VO}$  и  $\text{V}_2\text{O}_3$  с соляной и разбавленной серной кислотами образуются растворимые соли зелёного цвета. Какая из солей является очень сильным восстановителем? Напишите уравнение реакции этой соли с хлоридом олова (IV) и объясните возможность её протекания.

### 2.2.6 Экспериментальные задачи подгруппы хрома

*Задача 1.*  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{MoO}_3$ ,  $\text{WO}_3$  растворяются ли в воде? Какие соединения из этих оксидов растворяются в щелочах? Напишите возможные уравнения реакции.

*Задача 2.* Допишите уравнения реакций, расставьте коэффициенты методом ионно-электронным, укажите окислитель и восстановитель.

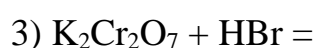




*Задача 3.* В ряду напряжений металл располагается между Zn и Fe, между тем на холоду, внесенный в HCl металл, начинает растворяться не сразу. Этот металл был открыт в 1797 году. О каком металле идет речь? Может ли оксид этого металла взаимодействовать с кислотами? Напишите возможные уравнения реакции.

*Задача 4.* Безводный хлорид металла ( $\text{MeCl}_3$ ) образуется в результате взаимодействия металлов при нагревании (теплота образования 122 ккал/моль). Хлорид металла ( $\text{MeCl}_3$ ) представляет собой красно-фиолетовые кристаллы, довольно легко возгоняющиеся в токе хлора. В воде сам по себе практически нерастворим. О каком металле идет речь? Взаимодействуют ли это хлорид металла (III) с кислотами и щелочами? Напишите возможные уравнения реакции.

*Задача 5.* Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции и расставьте коэффициенты ионно-электронным методом. Какие значения окислительно-восстановительного потенциала характеризуют окислительные свойства дихромат-ионов в кислой и щелочной средах? В какой среде дихромат калия является наиболее сильным окислителем? Напишите уравнения реакций:



*Задача 6.* По данным формулам комплексных соединений  $[\text{Cr}(\text{CN})_6]\text{Cl}_3$ ,  $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$  определите их структуру и назовите их. Напишите уравнения первичной диссоциации этих соединений.

*Задача 7.* К наиболее крупным загрязнителям атмосферного воздуха на территории Актюбинской области относятся предприятия горнорудной и химической промышленности (АЗФ –3 %, Донской горнообогатительный комбинат, АО «АЗХС»), расположенные в Алгинском и Хромтауском районах. В зоне активного загрязнения АЗХС (на расстоянии 3-9 км от предприятия) наблюдается превышение ПДК по диоксиду азота 2,3-1,3 ПДК, по сероводороду 3,0-1,1 ПДК. Приоритетными загрязнителями АЗФ являются пыль неорганическая и оксиды хрома. Как можно нейтрализовать оксиды хрома, диоксида азота и сероводорода? Ответ иллюстрируйте уравнениями реакции.

*Задача 8.* С помощью дисперсионной модели для воздуха, можно показать, что существует большая вероятность того, что почва и щебень, находящиеся на обочинах и дорожных насыпях и без растительного покрова, особенно вдоль первых 20 км существующей дороги на запад от Актобе, загрязнены хромом и другими тяжелыми металлами. Это загрязнение накапливается уже на протяжении 60 лет и возникает из осадков твердых частиц, выброшенных в воздух вместе с промышленными выбросами из заводских труб и в результате раздувания пыли с шламоотвалов Актюбинского завода КазХром. Приоритетный, вызывающий опасения, загрязнитель воздуха — это хром (Cr VI). Он попадает в человеческий организм при вдыхании и является опасным канцерогеном, а также вызывает множество других проблем со здоровьем. Как можно нейтрализовать соединения шестивалентного хрома (Cr VI)? Напишите возможные уравнения реакций.



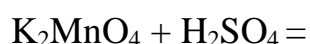
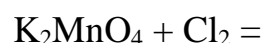
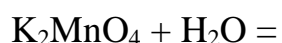
*Задача 9.* Беда Илека - расположенные на нем заводы «Актюбинский завод ферросплавов» и «Актюбинский завод хромовых соединений». И сегодня река продолжает загрязняться соединениями шестивалентного хрома из хромсодержащих шламов «АЗХС» и шлаков ферросплавного производства «АЗФ». Как можно уменьшить содержание соединения шестивалентного хрома в воде? Напишите возможные уравнения реакции.

*Задача 10.* В Актюбинской области качество воды р. Елек – п. Целинный (Жайык – Каспийский водохозяйственный бассейн) относится к степени «умеренного уровня загрязнения», КИЗВ составил 2,35. Превышения ПДК были зафиксированы по веществам из групп органических веществ (фенолы- 1,4 ПДК), биогенных веществ (бор (3+) - 4,9 ПДК, аммоний солевой - 1,7 ПДК), тяжелых металлов (марганец (+2) - 2,7 ПДК, хром (+2)- 2,4 ПДК, хром (6+) -3,7 ПДК, никель- 1,2 ПДК, медь (+2) - 1,8 ПДК). Кислородный режим в норме (9,29 мгО<sub>2</sub>/л). Как можно уменьшить содержание соединений тяжелых металлов в воде? Напишите возможные уравнения реакции.

### 2.2.7 Экспериментальные задачи подгруппы марганца

*Задача 1.* Существует следующие соединения марганца: MnO, Mn<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, MnO<sub>2</sub>, Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub>. Какие из этих соединения взаимодействуют с кислотами? Приведите примеры с уравнениями реакции.

*Задача 2.* Напишите уравнения реакций с участием манганата калия:



Методом ионно-электронным расставьте коэффициенты.

*Задача 3.* По реке Ил – пр. Добын (Балкаш – Алакольский водохозяйственный бассейн) с территории КНР поступает вода, относящаяся по качеству к степени «умеренного уровня загрязнения», КИЗВ – 2,30.

Превышения ПДК были зафиксированы по веществам из групп тяжелых металлов (медь (+2) – 2,4 ПДК, марганец (+2) – 1,2 ПДК), биогенных веществ (железо общее - 3,9 ПДК, азот нитритный- 3,4 ПДК, аммоний солевой -1,1 ПДК). Кислородный режим в норме (10,94 мгО<sub>2</sub>/л). Как можно уменьшить содержание марганца в воде? Напишите возможные уравнения реакции.

*Задача 4.* Качество воды р. Тобыл – с. Милютинка (Тобыл – Торгайский водохозяйственный бассейн) характеризуется как «высокого уровня загрязнения», КИЗВ составил 3,64. Превышения ПДК были зафиксированы по веществам из групп главных ионов (сульфаты 2,3 ПДК, магний 1,1 ПДК), биогенных веществ (железо общее 2,0 ПДК), тяжелых металлов (медь (+2) 4,3 ПДК, никель 7,8 ПДК, марганец (+2) 9,6 ПДК). Кислородный режим в норме (8,02 мгО<sub>2</sub>/л). Как можно уменьшить содержание тяжелых металлов в воде? Напишите возможные уравнения реакции.

*Задача 5.* В почве в реке Каратал – п. Екпинди обнаружены превышения по марганцу 2,0 ПДК. Так же в почве у берега реки Катынсу – автостанция обнаружены превышения по марганцу 1,1 ПДК. В почве реки Лепси п. Талебаева обнаружены превышения по меди 1,95 ПДК. Как можно уменьшить содержание марганца? Напишите уравнения реакции.

*Задача 6.* В Актюбинской области р. Орь – с. Богетсай (Жайык – Каспийский водохозяйственный бассейн) качество воды относится к степени «умеренного уровня загрязненная», КИЗВ составил 2,98. Превышения ПДК были зафиксированы по веществам из групп главных ионов (сульфаты- 1,3 ПДК), биогенных веществ (аммоний солевой - 4,3 ПДК), тяжелых металлов (медь (+2) - 5,3 ПДК, цинк (+2) - 1,3 ПДК, марганец (+2) - 4,9 ПДК), органических веществ (фенолы- 3,7 ПДК, нефтепродукты- 1,3 ПДК). Кислородный режим в норме (9,54 мгО<sub>2</sub>/л). Как можно уменьшить содержание тяжелых металлов в воде? Напишите возможные уравнения реакции.

*Задача 7.* По реке Емель – п. Кызылту (Балкаш – Алакольский водохозяйственный бассейн) по результатам анализа качество воды относится к степени «умеренного уровня загрязнения». Комплексный индекс загрязненности воды составил 1,73. Превышения ПДК были зафиксированы по веществам из групп главных ионов (сульфаты 1,4 ПДК), биогенных веществ (азот нитритный 1,4 ПДК, железо общего 1,8 ПДК), тяжелых металлов (марганец (+2) 2,1 ПДК, медь (+2) 2,3 ПДК). Кислородный режим в норме (8,51 мгО<sub>2</sub>/л). Как можно уменьшить содержание тяжелых металлов в воде? Напишите возможные уравнения реакции.

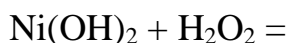
### 2.2.8 Экспериментальные задачи подгруппы железа, никеля и кобальта

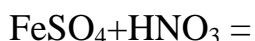
*Задача 1.* Как взаимодействуют железо, кобальт и никель с азотной, серной и соляной кислотами, с водой, с водными растворами солей? Напишите возможные уравнения реакции.

*Задача 2.* Как называются комплексные соединения  $K_4[Fe(CN)_6]$  и  $K_3[Fe(CN)_6]$ , как их получают и какое практическое значение они имеют? Почему в этих соединениях комплекс  $[Fe(CN)_6]^{3-}$  парамагнитен, а комплекс  $[Fe(CN)_6]^{4-}$  диамагнитен?

*Задача 3.* При действии на растворы солей железа (II) цианида калия образуется осадок цианида железа (II), который в избытке цианида растворяется с образованием желтой кровяной соли. При действии на её раствор бромной воды желтая кровяная соль превращается в красную кровяную соль. Напишите уравнения реакций и номенклатурные названия комплексных соединений.

*Задача 4.* Напишите уравнения реакций с участием манганата калия:





Методом ионно-электронным расставьте коэффициенты.

*Задача 5.* Напишите и уравняйте реакцию окисления комплекса  $[\text{Cr}(\text{CO}(\text{NH}_2)_2)_6]_4[\text{Cr}(\text{CN})_6]_3$  сернокислым раствором перманганата калия, если известно, что все элементы-восстановители окисляются до высших степеней окисления, методом электронно-ионного баланса.

*Задача 6.* По данным формулам комплексных соединений  $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$ ,  $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ ,  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  определите их структуру и назовите их. Напишите уравнения их получения и уравнения первичной диссоциации этих соединений.

*Задача 7.* Качество воды р. Шаган – п. Чувашинский (Жайык – Каспийский водохозяйственный бассейн) относится к степени качества воды «умеренного уровня загрязнения», КИЗВ составил 1,12. Превышения ПДК были зафиксированы по веществам из группы биогенных веществ (азот нитритный- 1,1 ПДК, железо общее-1,1 ПДК). Кислородный режим в норме (9,12 мг  $\text{O}_2/\text{л}$ ). Как можно нейтрализовать соединения железа (II)? Напишите возможные уравнения реакций.

Воды загрязнены примесью соединений железа (II), которые уже при содержании 0,5 мг/л придают воде своеобразный "металлический" вкус. Рассчитайте а) молярность и б) массовую долю катионов  $\text{Fe}^{2+}$  в такой загрязненной воде.

*Задача 8.* За 2015г. в ходе экспедиционных обследований РГП «Казгидромет» произведен отбор проб почвы на берегах водоохранной зоны по 18 контрольным точкам бассейна озера Балкаш и Алаколь-Сасыккольской системы озер. В пробах почвы определяли содержание кислоторастворимых форм ионов тяжелых металлов (мышьяк, свинец, кадмий, марганец), а также подвижные формы (медь, никель, хром). Как можно уменьшить содержание

ионов тяжелых металлов? Как можно их нейтрализовать? Напишите возможные уравнения реакции.

*Задача 9.* Качество воды р.Тобыл-п.Аккарга (Тобыл – Торгайский водохозяйственный бассейн) характеризуется как «высокого уровня загрязнения», КИЗВ составил 3,40. Превышения ПДК были зафиксированы по веществам из групп главных ионов (сульфаты 1,5 ПДК, магний 1,8 ПДК), биогенных веществ (аммоний солевой 3,2 ПДК, железо общее 4,4 ПДК), тяжелых металлов (медь (+2) 5,7 ПДК, никель 4,9 ПДК, марганец (+2) 3,6 ПДК). Кислородный режим в норме (7,74 мгО<sub>2</sub>/л). Как можно уменьшить содержание тяжелых металлов? Напишите возможные уравнения реакции.

*Задача 10.* Река Айет – с. Варваринка (Тобыл – Торгайский водохозяйственный бассейн) относится по качеству воды к степени «высокого уровня загрязнения» с КИЗВ – 4,17. Превышения ПДК были зафиксированы по веществам из групп главных ионов (сульфаты 1,9 ПДК, магний 1,3 ПДК), биогенных веществ (железо общее 3,1 ПДК, азот нитритный 1,9 ПДК), тяжелых металлов (медь (+2) 3,2 ПДК, никель 12,7 ПДК, марганец (+2) 9,3 ПДК). Кислородный режим в норме (8,31 мгО<sub>2</sub>/л). Как можно уменьшить содержание биогенных веществ и тяжелых металлов в воде? Напишите возможные уравнения реакции.

*Задача 11.* Качество воды р. Тогызак – ст. Тогызак (Тобыл – Торгайский водохозяйственный бассейн) характеризуется как «высокого уровня загрязнения». КИЗВ составил 3,61. Превышения ПДК были зафиксированы по веществам из групп главных ионов (магний 1,4 ПДК, сульфаты 2,6 ПДК), биогенных веществ (железо общее 2,3 ПДК), тяжелых металлов (медь (+2) 2,8 ПДК, никель 13,4 ПДК, марганец (+2) 3,4 ПДК). Кислородный режим в норме (9,32 мгО<sub>2</sub>/л). Как можно уменьшить содержание биогенных веществ и тяжелых металлов в воде? Напишите возможные уравнения реакции.

### **Выводы к главе 2.**

1. Предлагаемый лабораторный практикум содержит 50 лабораторных и 5 демонстрационных работ, каждая из которых состоит из двух частей: теоретической и экспериментальной. В конце каждой части предлагаются вопросы и упражнения для закрепления приобретенных знаний.

2. Предлагаемая система экспериментальных задач содержит 59 задач, в большинстве составленных по экологическим проблемам Казахстана.

### 3. РЕЗУЛЬТАТЫ И ОБСУЖДЕНИЕ ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫХ ИССЛЕДОВАНИЙ

Анализ практикумов по неорганической химии двух авторов, действующих на кафедре общей химии Института инженерных технологий и естественных наук НИУ «БелГУ» автор профессор химии В.И. Дейнека с сотрудниками [50] и на кафедре неорганической химии КазНУ имени аль-Фараби автор профессор М.М. Буркитбаев с сотрудниками [51] приведены в таблице 3.1.

Таблица 3.1.

Содержание лабораторных опытов в анализируемых практикумах

|   | Раздел                                   | Опыты   | Лаб. Прак. БелГУ | Лаб. Прак. КазНУ |
|---|--|---|------------------|------------------|
| <b>Общие характеристики и элементов подгрупп меди</b> | Получение и свойства соединений меди (I) | 2-1. Получение йодида меди (I)                  | +                | -                |
|   |  | 2-2. Получение комплексного соединения меди (I) | +                | -                |
|   | Получение и свойств соединений меди (II) | 3-2. Свойства оксида меди (II)                  | +                | -                |
|   |  | 3-3. Получение сульфида меди (II)               | +                | -                |
| Окислительные свойства катиона $Ag^+$                 | Окислительные свойства катиона $Ag^+$    | -   | -                |                  |
| <b>Элементы подгрупп цинка</b>                        | Химические свойства цинка                | 1-3. Свойства цинка                             | +                | -                |
| <b>Элементы подгрупп хрома</b>                        | Взаимодействие хрома с кислотами         | Взаимодействие хрома с кислотами                | -                | -                |

|  | <b>Раздел</b>  | <b>Опыты</b>   | Лаб.<br>Практ.<br>БелГУ | Лаб.<br>Практ.<br>КазНУ |
|--|--|--|-------------------------|-------------------------|
|  | Соединения<br>хрома (VI)                                     | 3-1. Получение<br>малорастворимых<br>хроматов                            | +                       | -                       |
|  |  | 3-2. Смещение равновесия<br>между хроматами и<br>дихроматами.            | +                       | -                       |
| <b>Элементы<br/>подгрупп<br/>марганца</b>  | Получение<br>марганца и его<br>взаимодействие с<br>кислотами | 1-1. Получение<br>порошкообразного<br>марганца.                          | -                       | -                       |
|  |  | 1-2. Взаимодействие<br>марганца с кислотами                              | -                       | -                       |
| <b>Общая<br/>характеристика<br/>элементов<br/>подгрупп<br/>железа, никеля<br/>и кобальта</b> | Получение и<br>свойства<br>манганата калия                   | 3-1. Получение манганата<br>калия  | -                       | +                       |
|  |  | 3-2. Взаимодействие<br>манганата калия с бромом                          | +                       | -                       |
|  |  | 3-4.<br>Диспропорционирование<br>манганата калия в<br>нейтральной среде. | +                       | -                       |
|  | Влияние среды на<br>свойства<br>перманганата<br>калия        | Влияние среды на<br>свойства перманганата<br>калия                       | +                       | -                       |
|  | Получение и<br>исследование<br>свойств<br>сульфидов железа   | Получение и<br>исследование свойств<br>сульфидов железа                  | -                       | -                       |



|  | <b>Раздел</b>                                    | <b>Опыты</b>                                     | Лаб.<br>Прак.<br>БелГУ | Лаб.<br>Практ.<br>КазНУ |
|--|--|--|------------------------|-------------------------|
|  | Комплексные соединения железа, кобальта и никеля | 6-2. Аквакомплекс кобальта (II) и его разрушение | -                      | -                       |

В ходе исследования в предлагаемом лабораторному практикуму были добавлены недостающие опыты из анализированных практикумов [50-51].

В ходе исследования были еще добавлены опыты из других лабораторных практикумов [52-56] по разделам «Окислительные свойства катиона  $Ag^+$ », «Взаимодействие хрома с кислотами», «Получение порошкообразного марганца», «Взаимодействие марганца с кислотами», «Получение и исследование свойств сульфидов железа», «Аквакомплекс кобальта (II) и его разрушение».

#### **Опыты по электролизу.**

В опыте «Электролиз сульфата меди(II)» к раствору медного купороса опускают электроды и включают источник питания. Медь стоит в ряду напряжений металлов после водорода, поэтому она и будет выделяться на электроде. Катод "-" будет покрываться тёмно-красным слоем меди, которая восстанавливается из раствора до чистого металла, а на аноде "+" будет восстанавливаться кислород.

Работа проведенного опыта по электролизу показано на рисунке 3.1.

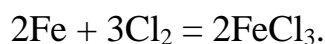


Рис. 3.1. Опыты по электролизу а) Электролиз сульфата меди(II);

б) Электролиз хлорида натрия

### Горение железа в хлоре (демонстрационный опыт).

Реакция между железом и хлором является окислительно-восстановительной. Нагретое железо интенсивно взаимодействует с хлором.



Хлорид железа (III) - вещество зеленого цвета, однако при взаимодействии с парами воды, присутствующими в хлоре, идет его частичный гидролиз и образуется смесь основных солей железа (III), которые в виде бурого дыма заполняют сосуд.



В рисунке 3.2 показано процесс горения железа в хлоре.



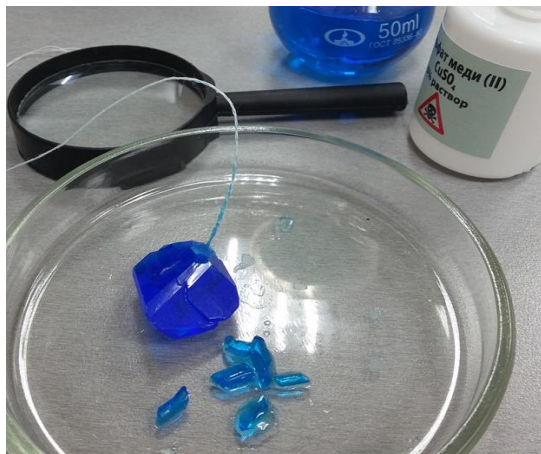
Рис. 3.2. Горение железа в хлоре (демонстрационный опыт)

### **Выращивание кристаллов.**

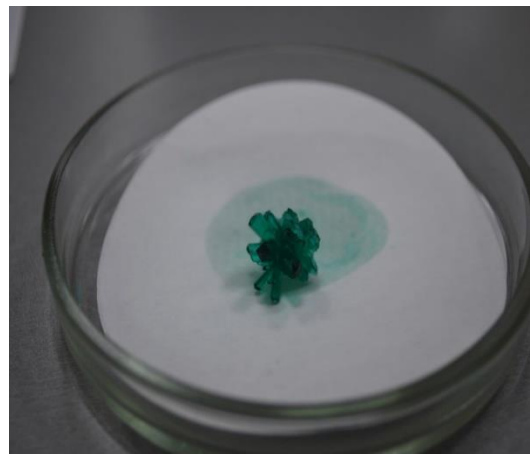
Вырастить кристаллов можно из расплава и из раствора. Основная трудность состоит в том, что, не принимая специальных мер, вместо крупного кристалла получите из расплава мелкокристаллическое твёрдое тело, а из раствора – мелкокристаллический осадок на дне сосуда.

Кристаллы начинают расти из раствора тогда, когда он пересыщен растворимым веществом. А для разных температур количество вещества, насыщающего раствор, различно.

Результаты по выращиванию кристаллов сульфата меди и сульфата никеля показаны на рисунке 3.3.



а)



б)

Рис. 3.3. Выращивание кристаллов а) медного купороса;

б) сульфата никеля

Экспериментальные задачи были составлены по учебнику [29] и по пособию[57].

## **ВЫВОДЫ**

1. Составлен литературный обзор по теме исследования.
2. Разработано содержание лабораторного практикума по разделу металлы побочных подгрупп.
3. Разработаны экспериментальные задачи по теме химия металлов побочных подгрупп. В основном большинство задач составлены по экологии Казахстана.
4. Проведены возможные лабораторные опыты по теме исследования.
5. Обобщены результаты исследования.

## СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

1. Jain S.K. & Shailesh K. Jain. Conceptual Chemistry Volume I For Class XI: For Class 11 S. Chand Publishing. 2009. P. 382.
2. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М.: Изд-во «Высшая школа», 2001. 743 с.
3. Биримжанов Б. А. Общая химия. Алматы, «Дауир», 2001. 752 б.
4. Bruce A. Averill, Patricia Eldredge. Principles of General Chemistry (v. 1.0). 2012; 2737-2738.
5. Коттон Ф., Уилкинсон Дж. Современная неорганическая химия: Том 3. М.: Изд-во «Мир», 1969. 577 с.
6. Cox P.A. Inorganic Chemistry, Second Edition. BIOS Scientific Publishers. 2005. 297 p.
7. Гринвуд Н.Н., Эрншо А. Химия элементов, Том 1. М.: Изд-во «Бином», 2008. 601 с.
8. М.И. Лебедева. Общая химия (ч. 1): учебное пособие / М.И. Лебедева, И.А. Анкудимова, М.А. Свиряева. Тамбов: Изд-во ФГБОУ ВПО «ТГТУ», 2014. 131 с.
9. Третьякова Ю.Д. Неорганическая химия: в 3 т. –Т. 3: Химия переходных элементов. Кн. 1: учеб.для вузов/ Дроздов А.А., Зломанов В.П., Мазо Г.Н., Спиридонов Ф.М. / под ред. Третьякова Ю.Д. М.: Изд. центр «Академия», 2007. 352 с.
10. Калюкова Е. Н. Свойства металлов и их соединений: учебное пособие. Ульяновск : «УлГТУ», 2009. 156 с.
11. Биримжанов Б. А. Общая химия. Алматы, «Дауир», 2001. 752 б.
12. Gary L. Miessler, Donald A. Tarr. Inorganic Chemistry. St. Olaf Collage, Northfield, Minnesito «Pearson Education International», 2003. P. 720.
13. J. E. House. Inorganic Chemistry 2nd Edition. Academic Press. 2012. P. 848.

14. Peter G. Nelson. Introduction to Inorganic Chemistry: Key ideas and their experimental basis by Peter G. Nelson. Ventus Publishing ApS. 2011. P. 177.
15. Загурская И.Н. Неорганическая химия: учебное пособие / Загурская И.Н., Цымай Д.В., Загурский И.Н. Орел: ОрелГТУ, 2008. 155с.
16. Кожевина Л. П. Д-элементы: Особенности строения, свойств и сельскохозяйственного значения // Вестник Алтайского государственного аграрного университета. 2005. №3(19). 11 с.
17. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. М.: «Высш.шк.», 1997. 322-495 с.
18. James E. Huheey, Ellen A. Keiter, Richard L. Keiter, Okhil K. Medhi. Inorganic Chemistry: Principles of Structure and Reactivity, 4e Paperback, 2006. 826 p.
19. Гаршин А.П. Общая и неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах, химических реакциях. СПб.: «Питер», 2013. 193-200 с.
20. Никольский А. Б., Суворов А. В. Химия: Учебник для вузов. СПб.: «Химиздат», 2001. 332 с.
21. Лагуткина Е.В. Методика решения задач по химии [Текст]: учебно-методическое пособие. Барнаул : Изд-во «Алт. ун-та», 2014. 3 с.
22. Васюкова Е. Ю., Оржековский П. А. К решению проблем повышения осознанности знаний// Химия в школе. 2010. № 6. 18–22 с.
23. Гаршин, А. Общая и неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах, химических реакциях: Учебное пособие / А. Гаршин. СПб.: Изд-во «Питер», 2013. 288 с.
24. Шаповаленко С. Г. Методика обучения химии. М.: «Учпедгиз», 1963. 668 с.
25. Чернобельская Г.М. Методика обучения химии в средней школе: Учеб. для студ. высш. учеб. заведений. М.: Гуманит. изд. центр «ВЛАДОС», 2000. 90-91 с.

26. Штремплер Г. И. Теория и методика обучения химии: Курс лекций (электронный учебник) для студентов педагогических специальностей. Саратов: СГУ им. Чернышевского Н.Г., 2009. 371 с.
27. Васильева П. Д. Методика преподавания химии: Учебное пособие / Васильева П.Д. Элиста: Изд-во «Калм. ун-та», 2012. 29 с.
28. Учаева И.М., Сафарова М.И. Химия элементов и их соединений. Ч. II: Учебное пособие. Саратов: «СВИБХБ», 2007. 58 с.
29. Некрасов Б. В. Основы общей химии. Т. 2. М., «Химия», 1973. 688 с.
30. Алиханов В.А., доц. Худоян М.В. Распространение и формы нахождения металлов в природе. Пособие для самостоятельной работы для студентов горно-геологического, металлургического и др. факультетов, изучающих химию // Владикавказ. 2015. 76 с.
31. Фигуровский Н.А. История химии. М.: «Просвещение», 1979. 311 с.
32. Frederic P. Miller, Agnes F. Vandome, John McBrewster. Rhenium. Alphascript Publishing. 2010. P. 92.
33. Коровин С.С., Букин В.И., Федоров П.И., Резник А.М. Редкие и рассеянные элементы / Под общ. ред. Коровина С.С. М.: «МИСИС», 2003. - Т. 3. 440 с.
34. Федоренко Н.В. Развитие исследований платиновых металлов в России. М.: Наука, 1985. 264 с.
35. Ливингстон С. Химия рутения, родия, палладия, осмия, иридия, платины. М.: Изд-во «Мир», 1978. 366 с.
36. Третьякова Ю.Д. Неорганическая химия: в 3 т. –Т. 3: Химия переходных элементов. Кн. 2: учеб.для вузов / Дроздов А.А., Зломанов В.П., Мазо Г.Н., Спиридонов Ф.М. / под ред.Третьякова Ю.Д. М.: Изд. центр «Академия», 2004. 368с.



37. Лидин Р.А. Химические свойства неорганических веществ: Учеб. пособие для вузов. 3-е изд., испр. / Лидин Р. А., Молочко В. А., Андреева Л. Л. / под ред. Лидина Р. А.. М.: Изд-во «Химия», 2000. 480 с.
38. Алексашин Ю.В. Общая химия: Учебное пособие / Алексашин Ю.В., Шпак И.Е. М.: Изд-во «Дашков и К», 2012. 256 с.
39. Бабков А.В. Общая, неорганическая и органическая химия: Учебное пособие / Бабков А.В. Ереван: Изд-во «МИА», 2015. 568 с.
40. Балашова О.М. Общая химия: Учебное пособие / Балашова О.М., Лобанова В.Г. М.: Изд-во «МИСиС», 2013. 73 с.
41. Барагузина В.В. Общая и неорганическая химия: Учебное пособие / Барагузина В.В., Богомолова И.В., Федоренко Е.В..М.: Изд-во «ИЦ РИОР», 2013. 272 с.
42. Грибанова О.В. Общая и неорганическая химия: Учебное пособие / Грибанова О.В. Рн/Д: Изд-во «Феникс», 2013. 249 с.
43. Ершов Ю.А. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: Учебник / Ершов Ю.А., Попков В.А., Берлянд А.С. Люберцы: Изд-во «Юрайт», 2015. 560 с.
44. Карапетьянц М.Х. Общая и неорганическая химия: Учебник / Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. М.: Изд-во «КД Либроком», 2015. 592 с.
45. Росин И.В. Общая и неорганическая химия в 3 т. т.2. химия s-, d- и f- элементов: Учебник для академического бакалавриата / Росин И.В., Томина Л.Д. Люберцы: Изд-во «Юрайт», 2016. 492 с.
46. Сидоров В.И. Общая химия. М.: Изд-во «АСВ», 2014. 440 с.
47. Хомченко, И.Г. Общая химия. М.: Изд-во «Новая волна», 2014. 463 с.
48. Суворов А.В. Общая и неорганическая химия в 2 т: Учебник для академического бакалавриата / Суворов А.В., Никольский А.Б. Люберцы: Изд-во «Юрайт», 2016. 607 с.

49. Барагузина В.В. Общая и неорганическая химия: Учебное пособие / Барагузина В.В., Богомолова И.В., Федоренко Е.В. М.: ИЦ РИОР, 2013. - 272 с.
50. Буркитбаев М.М., Бекишев К.Б., Нурахметов Н.Н. Практикум по неорганической химии / Под ред. Буркитбаева М.М. Алматы: «Қазак университеті», 2009. 179 с.
51. Дейнека В.И. Методические указания к выполнению лабораторного практикума по дисциплине «Неорганическая химия». 2 ч. Ч 2. Химия элементов и их соединений / Дейнека В.И., Балятинская Л.Н., Лукина И.П. и др. Белгород: Изд-во БелГУ, 2007. 108с.
52. Куликова Т.А. d – элементы: методические указания к выполнению лабораторных работ по курсу «Общая и неорганическая химия» / сост. Т.А. Куликова. Комсомольск-на-Амуре: ФГБОУ ВПО «КНАГТУ», 2011. 12 с.
53. Кириллов В.В. Свойства p- и d-элементов и их соединений. Лабораторные работы по неорганической химии: Учеб.-метод. пособие. СПб.: «Университет ИТМО»; 2017. 36 с.
54. Стась Н.Ф., Плакидкин А.А., Князева Е.М. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии: Учебное пособие. Томск: Изд-во «ТПУ», 2007. 207 с.
55. Бобкова Л.А., Коротченко Н.М. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии: Учебно-методическое пособие. Томск: «Издательский Дом Томского государственного университета», 2015. 133 с.
56. Аликина И.Б. Общая и неорганическая химия. Лабораторный практикум.: Учебное пособие для вузов / Аликина И.Б., Бабкина С.С., Белова Л.Н. и др. Люберцы: Изд-во Юрайт, 2016. 477 с.
57. Гагарина О.В. Оценка и нормирование качества природных вод: критерии, методы, существующие проблемы: Учебно-методическое пособие. Ижевск: Издательство «Удмуртский университет». 2012. 199 с.

## ПРИЛОЖЕНИЕ А.

### История металлов побочных подгрупп

Побочную подгруппу I группы периодической системы элементов Д.И. Менделеева образуют медь, серебро и золото (подгруппа меди). Медь известна человечеству с древнейших времен (5000-3500 лет до н.э.). Подробно описаны ее свойства Агриколой (1550-1556 г.г.), Василием Валентином (1599-1602 г.г.). Сплавы меди сыграли заметную роль в развитии цивилизации. Серебро было известно уже с 5000 - 4000 г.г., вновь открыто В. Бирингуччо (1560 г.), Агриколой (1550 - 1556). Золото добывалось и обрабатывалось задолго до н.э. (5000 лет до н.э.), большой вклад в его изучение внесли В. Бирингуччо (1540 г.), П.Р. Багратион (1843 г.) [28].

Побочную подгруппу II группы периодической системы элементов Д.И. Менделеева образуют цинк, ртуть и кадмий (подгруппа цинка). Из элементов этой подгруппы с наиболее давних времен известна человечеству ртуть («серебряная вода», по Аристотелю), которая изредка встречается в самородном состоянии. Так, она была найдена в египетских гробницах, сооруженных за 1500 лет до н. э. Особое важное значение придавалось ртути алхимиками, которые считали ее носителем металлических свойств и обязательной составной частью всех металлов. Знакомство европейцев с цинком относится к концу средних веков – он впервые упоминается в сочинениях Парацельса а Либавий называет его «восьмым металлом». Кадмий открыт в 1817 г. [36]

Из элементов подгруппы скандия, иттрий был открыт в 1794 г. Иоганом Гадолин из университета Або в Финляндии, лантан – в 1839, скандий – в 1879 и актиний – в 1899 г. Скандий был предсказан Д. И. Менделеевым за 8 лет до его открытия [33].

Из элементов подгруппы титана, цирконий был открыт 1789 г., титан – в 1791 г. Открытие гафния последовало лишь в 1923г. Элемент № 104 был, по-видимому, впервые (1964 г.) синтезирован Г. Н. Флеровым и сотрудниками. В СССР для него было предложено название курчатовий, в США – резерфордий [29].

Из элементов подгруппы ванадия, ванадий был открыт в 1830 г., ниобий – в 1801 г., тантал – в 1802 г. Для аналога тантала – радиоактивные элемента № 105 были предложены названия “Таний” (Na) и “Нильсборий” (Ns) [30].

Из элементов подгруппы хрома, хром был открыт в 1797 г. французским химиком Луи Вокленом при исследовании минерала крокоита, обнаруженного в Березовском руднике на Урале (недалеко от нынешнего Свердловска). Первые соединения хрома нашли применение (вначале XIX в.) в качестве красящих веществ, а раствором сульфата хрома или хромовых квасцов обрабатывали (дубили) кожу, которая после этого не набухает в воде и становится устойчивой к износу. Она получила название хромовой, А молибден был открыт – в 1778 г (К. Шееле), вольфрам – в 1781 г (К.Шееле) [31].

Из элементов подгруппы марганца, в 1774 г. шведский химик К. Шееле показал, что в руде (пирролюзите) содержится неизвестный металл. Он послал образцы руды своему другу химику Ю. Гану, который, нагревая пещке пирролюзит с углем, получил металлический марганец. В начале XIX века для него было принято название «манганум» (от немецкого Manganerz – марганцевая руда). Существование аналогов марганца было предсказано Д. И. Менделеевым в 1870 г. Из них рений был открыт в 1925 году немецкими химиками Ида и Вальтер Ноддак при проведении исследования в лаборатории Siemens & Halske. Элемент назван в честь Рейнской провинции Германии – родины Иды Ноддак [32].

А технеций был синтезирован из молибденовой мишени, 13 июля 1937 года К. Перрье и Э. Сегре в Национальной лаборатории им. Лоуренса в Беркли в США, а затем был выделен в чистом виде химически В Памерло в Италии [32].

Железо было известно человечеству с самой глубокой древности, причем долгое время потреблялся, по-видимому, лишь металл метеоритного происхождения. Кобальт открыт в 1735 г., никель – в 1751 г. Однако известно, что египтяне окрашивали стекло в синий цвет соединениями кобальта еще за 2000 лет до н. э. [30]

Первые указания на существование платиновых металлов относятся к середине XVIII века. Платина была описана как самостоятельный металл в 1752 г. Из остальных элементов родий и палладий были открыты в 1803 г., осмий и иридий – в 1804 г., рутений – в 1844 г. последний элемент был открыт казанским химиком К. К. Клаусом и назван им рутеннем в честь России (по-латыни – Ruthenia) [34,35].

## ПРИЛОЖЕНИЯ Б

УДК 373.54

Куанышбек Л.Н., магистрант  
(НИУ БелГУ, г.Белгород, Россия)

### К ВОПРОСУ ОБ ИСПОЛЬЗОВАНИИ ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫХ ЗАДАЧ С ЭКОЛОГИЧЕСКИМ СОДЕРЖАНИЕМ В ШКОЛЬНОМ КУРСЕ ХИМИИ 9 КЛАССА

*В статье рассматривается использование экспериментальных задач с экологическим содержанием. Такие задачи позволяют получать новые знания и способствует формированию умений таких как: оценивать экологические условия среды, выделять и формулировать экологические проблемы, прогнозировать возможные пути и их решения.*

*Ключевые слова: экологические знания, экологическое образование, экспериментальные задачи с экологическим содержанием.*

Охрана природы – одна из важнейших обязанностей каждого жителя нашего мира. На сегодняшний день главные экологические проблемы Казахстана: загрязнение воздуха (сжигание попутного газа на факелах при добыче нефти и газа, увеличение количества автомобилей, выбрасывающих окись углерода и свинца в атмосферу); загрязнение водных ресурсов (увеличение концентрации в воде соли и ядовитых веществ, которые стекают с удобряемых сельскохозяйственных земель в реки); загрязнение земельных ресурсов страны. Поэтому формирование личности современного человека включает в себя как необходимую составную часть воспитание в нём правильного отношения к природе. Решающая роль в развитии будущего нашей планеты принадлежит тем, кто сейчас сидит за школьными партами. Актуальным становится экологизация школьного курса химии которая обусловлена необходимостью готовить школьников к активному участию в решении насущных проблем защиты окружающей среды. Одним из эффективных методов формирования экологических знаний и умений школьников становится решение экспериментальных задач с экологическим содержанием.

Роль школьного курса химии в экологическом образовании обуславливается тем, что данная наука связана с познанием законов природы, химической формы движения материи и ее значимость в материальной жизни общества.

Химические задачи — познавательные задания с вопросной ситуацией и требованием ответа. Образовательная роль химических задач выражается в том, что осуществляется связь теории с практикой, закрепляются и совершенствуются химические понятия о веществах и процессах; организуется проблемное обучение. В методологическом аспекте — это переход от абстрактного мышления к практике, связь частного с общим. Решение обычных химических задач предполагает только осмысление условия, записи уравнения реакций, а выполнение экспериментальных задач с экологическим содержанием начинается с анализа, выявления химико-экологической сущности. Такой подход приводит учащихся постоянно применять химические знания в разных учебных ситуациях.

Среди задач по химии с экологическим содержанием можно выделить следующие основные группы:

1) задачи, в основе которых лежат собственно экологические законы и понятия, позволяющие раскрыть функционирование природных систем (экологические факторы, биогеохимический круговорот, закономерности протекания реакций, закон сохранения массы, начала термодинамики, принцип Ле Шателье-Брауна, правило основного обмена и т.д.).

2) задачи, в основе которых лежат химико-экологические понятия, позволяющие обозначить экологические проблемы, связанные с ухудшением качества окружающей природной среды в результате ее загрязнения химическими соединениями (парниковый эффект, фотохимический смог, озоновый экран земли, кислотные дожди, экологические ловушки, выхлопы автотранспорта, воздействие химического компонента абиотического фактора на живые организмы и т.д.).

3) задачи, в основе которых лежат природоохранные понятия, позволяющие отразить вопросы регулирования природной среды (химические способы удаления загрязнений: сорбция активированным углем, нейтрализация, коагуляция, осаждение, ионный обмен, экстракция стерилизация; альтернативные виды топлива, создание безотходных и малоотходных производств, разработка рационального использования ресурсов, мониторинг и т.д.) [1].

Примеры экспериментальных задач с экологическими содержаниями для школьников 9-класса:

Задача 1. В Алматы 80 процентов загрязнений городской атмосферы происходит из-за выхлопов автомобилей. По подсчетам специалистов, на конец 2011 года транспортные выбросы парниковых газов в

Алматы оценивались в 2,18 миллиона тонн эквивалента  $\text{CO}_2$  в год. Было выделено что основные загрязнители оксиды углерода II и IV. В чем выражается токсичное действие угарного газа на организм человека:

- а) вызывает образование на коже язв;
- б) вызывает нарушение работы нервной системы;
- в) связывается с гемоглобином крови, препятствуя переносу красными кровяными тельцами кислорода;
- г) разрушает сетчатку глаза, приводит к потере зрения.

Как можно нейтрализовать оксиды углерода II и IV? Укажите возможные методы борьбы с оксидами углерода II и IV.

Задача 2. Для травления медных печатных плат радиолюбители обычно используют раствор хлорида железа(III). В чем суть этого процесса? Как можно регенерировать «отработанный» раствор, то есть восстановить его способность травления медных плат? Можно ли из отработанного раствора выделить металлическую медь? Ответ поясните и напишите уравнения соответствующих реакций.

Подобные задачи заставляют учащихся размышлять и предугадать возможные последствия в взаимодействии общества с природой. Экологическая содержания в экспериментальных задачах позволяют получать новые знания и способствует формированию умения таких как: оценивать экологические условия среды, выделять и формулировать экологические проблемы, прогнозировать возможные пути и их решения. При этом учащиеся решая подобные задачи углубляют не только химические, но и экологические знания.

Экспериментальные задачи с экологическим содержанием не противоречат обычным химическим задачам, они отвечают общим целям общеобразовательной школы. Это позволяет рассматривать вопросы охраны природы в химических знаниях и тем самым приближает курс химии к жизни.

#### **Литературы:**

1. Колчанова Л.В. Решение задач с экологическим содержанием //Научные ведомости Белгородского государственного университета. — 2010. — №3(74). — Вып.10. — С.143-146.