

МУНИЦИПАЛЬНОЕ АВТОНОМНОЕ ОБЩЕОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ГИМНАЗИЯ №3

Рекомендована
Методическим Советом
МАОУ Гимназия № 3
Протокол № 6
«24» 02 2020г.
Председатель МС
О.Ю. Белова



**ДОПОЛНИТЕЛЬНАЯ ОБЩЕОБРАЗОВАТЕЛЬНАЯ ОБЩЕРАЗВИВАЮЩАЯ
ПРОГРАММА**

«ХИМИЯ МЕТАЛЛОВ И МЕТАЛЛУРГИЯ»

Направленность: естественнонаучная
Уровень программы: базовый
Возраст учащихся: 14-15 лет (9 класс)
Срок реализации: 1 год (30 часов)
Формы организации: очная

Автор-составитель:
Станиславец Юрий Николаевич,
Педагог дополнительного образования

Инта
2020

Раздел 1. « Комплекс основных характеристик образования: объем, содержание, планируемые результаты».

1.1 Пояснительная записка.

Рабочая программа курса "Химия металлов и металлургия" разработана в соответствии с нормативными документами:

Федеральный закон «Закон об образовании в Российской Федерации» (№273 от 29.12.2012г);

Концепция развития дополнительного образования детей (№1726-р от 04.09.2014г.);

Порядок организации и осуществления образовательной деятельности по дополнительным общеобразовательным программам (№196 от 09.11.2018г.);

Санитарно-эпидемиологические требования к устройству, содержанию и организации режима работы образовательных организаций дополнительного образования детей (2.4.4.3172-14 №41 от 04.07.2014г.);

Стратегия развития воспитания в Российской Федерации на период до 2025 года (№ ВК-53/09 от 19.01.2015г.);

Профессиональный стандарт «Педагог дополнительного образования детей и взрослых» (№298н от 05.05.2018г.);

Методические рекомендации по проектированию дополнительных общеобразовательных общеразвивающих программ в Республике Коми (№ 07-13/631 от 19 сентября 2019 г.)

Актуальность

Тема "Химия металлов и металлургия" является благодатной почвой для межпредметной интеграции, позволяет связать изучаемый материал с предыдущими полученными знаниями основного общего образования и осознанным применением новых рассмотренных понятий.

Включение в программу материала о металлах главных и побочных подгрупп периодической системы целесообразно по следующим причинам:

на уроках химии (8-9 классы) свойства металлов, образованных элементами главных и побочных подгрупп, не получают в ряде случаев достаточно глубокого объяснения на основании знаний о строении вещества;

без ознакомления с химией металлов не может быть глубоких знаний о периодическом законе и системе химических элементов Д.И.Менделеева;

на практических занятиях разываются навыки экспериментирования (составления плана опытов, осуществление химических операций, формулировка выводов);

значительно оживляет изучение курса самостоятельно подготовленные доклады, сообщения, презентации учащихся об открытии, нахождении в природе, значении и применении металлов.

Данный курс позволяет учащимся не только расширить свои знания по неорганической химии, но и совершенствовать подготовку к дальнейшей практической деятельности человека.

Изучение свойств металлов и их соединений должно проходить на более высоком уровне, чем в основном курсе IX класса. Курс начинается темой «Теоретические основы изучения металлов», где углубляются полученные учащимися в VIII классе знания о строении атома и химической связи.

Новизна (отличительные особенности)

Особое внимание уделяется металлам побочных подгрупп, тем металлам, сплавы которых имеют важное значение в технике и производстве.

В программу курса заложен большой демонстрационный эксперимент а также самостоятельная исследовательская деятельность учащихся лабораторные опыты и практические занятия. Поэтому учащиеся смогут применить полученные знания в дальнейшей жизни.

Классификация программы

Тип – одноуровневая
 Вид по уровню усвоения – базовый
 Направленность – естественнонаучная
 Форма обучения - очная

Категории учащихся – 14-15 лет (9 класс)
 Режим занятий – 1 раз в неделю по 1 часу
 Вид занятий – индивидуальные и групповые
 Срок реализации программы - 1 год
 Состав группы - постоянный

| Годы обучения (классы) | Количество часов в неделю | Количество учебных недель | Всего часов на учебный год |
|---------------------------|------------------------------|------------------------------|-------------------------------|
| 9класс | 1 | 34 | 30 |
| Всего часов: | | | 30 |

1.2 Цели и задачи программы

Основной целью курса является удовлетворение потребностей детей к углубленному изучению химии, проявляющих склонность и интерес к химии и готовящимся к поступлению в технические учебные заведения.

Задачи:

Способствование более осознанному выбору естественно-научного профиля для дальнейшего обучения.

Развитие более широких знаний в данной отрасли химического образования.

Развитие экспериментальных умений учащихся, осознанности значения металлов и их соединений в жизнедеятельных процессах природы и общества.

1.3. Содержание программы

| № | НАЗВАНИЕ РАЗДЕЛА | КОЛИЧЕСТВО ЧАСОВ | |
|---|---|------------------|----------------------------------|
| | | всего | в том числе практических занятий |
| 1 | ВВЕДЕНИЕ Характеристика химического элемента на основании его положения в Периодической системе. Строение атома, характер простого вещества. Состав и характер высшего оксида, гидроксида. Свойства электролитов. Генетические ряды металлов. Амфотерные оксиды и гидроксиды. Генетический ряд переходного элемента. Периодический закон и система элементов Д. И. Менделеева. | 8 | 1 |
| 2 | s- и p- ЭЛЕМЕНТЫ Положение элементов-металлов в Периодической системе Д. И. Менделеева и особенности строения их атомов. Физические свойства металлов. Металлические кристаллические решетки. Химические свойства металлов (на основании их положения в электрохимическом ряду напряжений в свете представлений об окислительно-восстановительных реакциях). Общие понятия о коррозии металлов. Способы защиты металлов от коррозии. Сплавы. Характеристика сплавов, их свойства. Ознакомление с коллекцией сплавов. Металлы в природе. Общие способы их получения. Важнейшие руды. | 6 | 2 |
| 3 | МЕТАЛЛЫ ПОБОЧНОЙ ПОДГРУППЫ I ГРУППЫ | 2 | 1 |

| | | | |
|-------|---|----|---|
| | <p>ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ</p> <p>Строение атомов элементов побочной подгруппы I группы. Свойства, нахождение в природе, применение меди и ее соединений. Серебро и золото. Понятие о комплексных соединениях.</p> | | |
| 4 | <p>МЕТАЛЛЫ ПОБОЧНОЙ ПОДГРУППЫ II ГРУППЫ</p> <p>ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ</p> <p>Кадмий и ртуть. Особенности изменения свойств элементов и их соединений в подгруппе цинка.</p> | 1 | |
| 5 | <p>МЕТАЛЛЫ ПОБОЧНОЙ ПОДГРУППЫ III ГРУППЫ</p> <p>ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ</p> <p>Положение в периодической системе лантана и лантаноидов, особенности строения их атомов. Типичные для редкоземельных элементов физические и химические свойства. Краткие сведения из истории открытия редкоземельных металлов.</p> | 1 | |
| 6 | <p>МЕТАЛЛЫ IV ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ</p> <p>ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ</p> <p>Строение атомов элементов главной подгруппы. Физические и химические свойства олова и свинца. Важнейшие соединения олова и свинца: оксиды, соли. Применение олова и свинца. Сплавы этих металлов. Строение атомов элементов побочной подгруппы.</p> | 2 | 1 |
| 7 | <p>МЕТАЛЛЫ ПОБОЧНОЙ ПОДГРУППЫ VI ГРУППЫ</p> <p>ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ</p> <p>Строение атомов элементов побочной подгруппы. Свойства хрома. Оксиды хрома. Хромовая и двуххромовая кислоты, их соли. Окислительные свойства этих соединений. Применение хрома и его соединений. Вольфрам и молибден. Применение этих металлов и их соединений. Получение молибдена из его соединений восстановлением водородом. Изменение свойств металлов и характера их соединений с возрастанием порядкового номера в подгруппе хрома.</p> | 5 | 1 |
| 8 | <p>МЕТАЛЛЫ ПОБОЧНОЙ ПОДГРУППЫ VII ГРУППЫ</p> <p>ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ</p> <p>Строение атомов марганца, технеция и рения. Физические и химические свойства марганца. Применение марганца в металлургии. Оксиды и гидроксиды марганца, изменение их свойств с изменением степени окисления марганца. Марганцовая кислота, ее соли. Соединения марганца в природе, их получение и применение. Технеций и рений, их свойства; применение этих металлов и их соединений. Изменение свойств металлов и характера их соединений с возрастанием порядкового номера в подгруппе марганца.</p> | 2 | 1 |
| 9 | <p>МЕТАЛЛЫ ПОБОЧНОЙ ПОДГРУППЫ VIII ГРУППЫ</p> <p>ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ</p> <p>Строение атомов элементов семейства железа. Свойства железа, кобальта, никеля. Сплавы этих металлов, их применение. Оксиды и гидроксиды железа, изменение свойств гидроксидов железа с изменением его степени окисления. Химические превращения при ржавлении железа. Оксиды, гидроксиды, соли кобальта и никеля, свойства и применение этих соединений. Изготовление изделий из металлов методом порошковой металлургии.</p> | 2 | 1 |
| 10 | <p>МЕТАЛЛЫ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ</p> <p>Закономерности изменения металлических свойств элементов и образуемых ими простых веществ. Закономерности изменения свойств соединений металлов в периодической системе.</p> | 1 | |
| ВСЕГО | | 30 | 8 |

1.4. Планируемые результаты.

Изучение курса дает возможность учащимся достичь следующих результатов развития.

Личностные результаты:

формирование целостного мировоззрения, соответствующего современному уровню развития науки и общественной практики, а также социальному, культурному, языковому и духовному многообразию современного мира;

формирование ответственного отношения к учению, готовности и способности к саморазвитию и самообразованию на основе мотивации к обучению и познанию, выбору профильного образования на основе информации о существующих профессиях и личных профессиональных предпочтений, осознанному построению индивидуальной образовательной траектории с учетом устойчивых познавательных интересов;

формирование коммуникативной компетентности в образовательной, общественно полезной, учебно-исследовательской, творческой и других видах деятельности;

формирование понимания ценности здорового и безопасного образа жизни; усвоение правил индивидуального и коллективного безопасного поведения в чрезвычайных ситуациях, угрожающих жизни и здоровью людей;

формирование познавательной и информационной культуры, в том числе развитие навыков самостоятельной работы с учебными пособиями, книгами, доступными инструментами и техническими средствами информационных технологий;

развитие готовности к решению творческих задач, умения находить адекватные способы поведения и взаимодействия с партнерами во время учебной и внеучебной деятельности, способности оценивать проблемные ситуации и оперативно принимать ответственные решения в различных продуктивных видах деятельности.

Метапредметные результаты:

овладение навыками самостоятельного приобретения новых знаний, организации учебной деятельности, поиска средств её осуществления;

умение планировать пути достижения целей на основе самостоятельного анализа условий и средств их достижения, выделять альтернативные способы достижения цели и выбирать наиболее эффективный способ;

умение понимать проблему, ставить вопросы, выдвигать гипотезу, давать определение понятиям, классифицировать, структурировать материал, проводить эксперименты, аргументировать собственную позицию, формулировать выводы и заключения;

умение соотносить свои действия с планируемыми результатами, осуществлять контроль своей деятельности в процессе достижения результата, определять способы действий в рамках предложенных условий и требований, корректировать свои действия в соответствии с изменяющейся ситуацией;

умение извлекать информацию из различных источников (включая средства массовой информации, компакт-диски учебного назначения, ресурсы Интернета), свободно пользоваться справочной литературой, в том числе и на электронных носителях, соблюдать нормы информационной избирательности, этики;

умение на практике пользоваться основными логическими приемами, методами наблюдения, моделирования, объяснения, решения проблем, прогнозирования и др.;

умение работать в группе – эффективно сотрудничать и взаимодействовать на основе координации различных позиций при выработке общего решения в совместной деятельности; слушать партнера, формулировать и аргументировать свое мнение, корректно отстаивать свою позицию и координировать ее с позицией партнеров, в том числе в ситуации столкновения интересов; продуктивно разрешать конфликты на основе учета интересов и позиций всех его участников, поиска и оценки альтернативных способов разрешения конфликтов.

Предметные результаты:

формирование первоначальных систематизированных представлений о веществах, их превращениях и практическом применении; овладение понятийным аппаратом и символическим языком химии;

осознание объективно значимости основ химической науки как области современного естествознания, химических превращений органических и неорганических веществ как основы многих явлений живой и неживой природы; углубление представлений о материальном единстве мира;

овладение основами химической грамотности: способностью анализировать и объективно оценивать жизненные ситуации, связанные с химией, навыками безопасного обращения с веществами, используемыми в повседневной жизни; умением анализировать и планировать экологически безопасное поведение в целях сбережения здоровья и окружающей среды;

формирование умений устанавливать связи между реально наблюдаемыми химическими явлениями и процессами, происходящими в микромире, объяснять причины многообразия веществ, зависимость их свойств от состава и строения, а также зависимость применения веществ от их свойств;

приобретения опыта использования различных методов изучения веществ; наблюдения за их превращениями при проведении несложных химических экспериментов с использованием лабораторного оборудования и приборов.

Раздел 2 «Комплекс организационно-педагогических условий, включающий формы аттестации».

2.1. Календарный учебный график программы.

КАЛЕНДАРНО-ТЕМАТИЧЕСКИЙ ПЛАН

| ЧЕТВЕРТЬ | НАИМЕНОВАНИЕ РАЗДЕЛА, НОМЕР И ТЕМА ЗАНЯТИЯ | ПЛАНОВЫЕ СРОКИ ПРОХОЖДЕНИЯ | ФАКТИЧЕСКИЕ СРОКИ ПРОХОЖДЕНИЯ | КОРРЕКТИРОВКА |
|-------------|--|----------------------------|-------------------------------|---------------|
| I ЧЕТВЕРТЬ | 1. ВВЕДЕНИЕ | | | |
| | 1. Характеристика химического элемента. | | | |
| | 2. Строение атома, характер простого вещества. | | | |
| | 3. Состав и характер высшего оксида, гидроксида. | | | |
| | 4. Свойства электролитов. | | | |
| | 5. Генетические ряды металлов. Амфотерные оксиды и гидроксиды. | | | |
| | 6. Генетический ряд переходного элемента. | | | |
| | 7. Периодический закон и система элементов Д. И. Менделеева. | | | |
| | 8. <i>Практическое занятие</i> | | | |
| II ЧЕТВЕРТЬ | 2. s- и p- ЭЛЕМЕНТЫ | | | |
| | 9. Особенности строения их атомов. | | | |
| | 10. Физические свойства металлов. | | | |
| | 11. Химические свойства металлов. Общие понятия о коррозии металлов. | | | |
| | 12-13. <i>Практические занятия</i> | | | |

| | | | | |
|--------------|--|--|--|--|
| | 14. Сплавы. Характеристика сплавов, их свойства. | | | |
| | 3. МЕТАЛЛЫ ПОБОЧНОЙ ПОДГРУППЫ I ГРУППЫ 15. Строение атомов элементов I(Б) группы. Свойства, меди и ее соединений. Серебро и золото. | | | |
| III ЧЕТВЕРТЬ | 16. <i>Практическое занятие</i> | | | |
| | 4. МЕТАЛЛЫ ПОБОЧНОЙ ПОДГРУППЫ II ГРУППЫ 17. Свойства элементов и их соединений в подгруппе цинка. | | | |
| | 18. <i>Практическое занятие</i> | | | |
| | 5. МЕТАЛЛЫ ПОБОЧНОЙ ПОДГРУППЫ III ГРУППЫ 19. Лантан и лантаноиды, особенности строения их атомов. | | | |
| | 6. МЕТАЛЛЫ IV ГРУППЫ 20. Свойства олова и свинца. Сплавы этих металлов. | | | |
| | 21. <i>Практическое занятие</i> | | | |
| | 7. МЕТАЛЛЫ ПОБОЧНОЙ ПОДГРУППЫ VI ГРУППЫ 22. Свойства хрома. Оксиды хрома. Хромовая и двуххромовая кислоты. | | | |
| | 23. Вольфрам и молибден. Применение. | | | |
| | 24-25. <i>Практические занятия</i> | | | |
| | 8. МЕТАЛЛЫ ПОБОЧНОЙ ПОДГРУППЫ VII ГРУППЫ 26. Строение атомов. Свойства марганца. Оксиды и гидроксиды марганца, марганцовая кислота. Технеций и рений. | | | |
| IV ЧЕТВЕРТЬ | 27. <i>Практическое занятие.</i> | | | |
| | 9. МЕТАЛЛЫ ПОБОЧНОЙ ПОДГРУППЫ VIII ГРУППЫ 28. Свойства железа, кобальта, никеля. Оксиды, гидроксиды, соли кобальта и никеля. | | | |
| | 29. <i>Практические занятия</i> | | | |
| | 10. МЕТАЛЛЫ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ 30. Закономерности изменения металлических свойств элементов и образуемых ими соединений. | | | |

2.2. Условия реализации программы.

Информационные, технические средства и другое материально-техническое обеспечение

| | |
|---|--|
| Компьютерные и информационно-коммуникативные средства | Электронные справочники и электронные пособия по химии |
| Технические средства обучения | Компьютер, мультимедийный проектор |
| Экранно-звуковые пособия | Видеофрагменты и другие информационные объекты, отражающие темы курса |
| Таблицы | комплекты по химии |
| Электронные образовательные ресурсы Интернет | http://ege.yandex.ru/chemistry/ http://chem.reshuege.ru/ http://himege.ru/ http://pouchu.ru/ |

| | |
|--|--|
| | http://enprophil.ucoz.ru/index/egeh_alkeny_alkadieny/0-358 http://ximozal.ucoz.ru/_ld/12/1241_4_.pdf http://www.zavuch.info/methodlib/134/ http://keramikos.ru/table.php?ap=table1000405 http://sikorskaya-olja.narod.ru/EGE.htm www.olimpmgou.narod.ru http://mirhim.ucoz.ru/index/khimija_8_3/0-41 |
|--|--|

Организационное обеспечение:

Необходимый контингент учащихся, расписание занятий.

Методы организации учебно-воспитательного процесса: рассказ, объяснение, беседа, лекция, учебные дискуссии, диспуты, работа с книгой.

Приемы организации учебно-воспитательного процесса:

показ, объяснение, инструктаж, наблюдения, иллюстрация и демонстрация, лабораторные работы, этап закрепления.

Кадровое обеспечение- педагог дополнительного образования. Квалификационная категория – первая.

2.3. Формы контроля.

Текущий и тематический контроль.

Подготовка рефератов, сообщений, предлагаемым учителем

2.4. Оценочные материалы

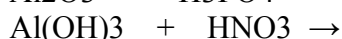
ПРИМЕРНЫЕ ВАРИАНТЫ ТЕСТОВЫХ РАБОТ

СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

Установите соответствие между исходными веществами и продуктами их взаимодействия

| ИСХОДНЫЕ ВЕЩЕСТВА | | | | | ПРОДУКТЫ РЕАКЦИИ | | | | |
|-------------------|-------------------------------|---|---|---|------------------|---------------|---|---|---|
| А | Mg + H2SO4 → | | | | 1 | Ca(OH)2 | | | |
| Б | MgO + H2SO4 → | | | | 2 | BeSO4 + H2O | | | |
| В | Mg(OH)2 + H2SO4 → | | | | 3 | MgSO4 + H2 | | | |
| Г | Be + H2SO4 → | | | | 4 | BeSO4 + H2 | | | |
| Д | BeO + H2SO4 → | | | | 5 | MgSO4 + H2O | | | |
| Е | Be(OH)2 + H2SO4 → | | | | 6 | Ca(OH)2 + H2 | | | |
| Ж | Be(OH)2 + NaOH (сплавнение) → | | | | 7 | Na2[Be(OH)4] | | | |
| З | Be(OH)2 + NaOH (раствор) → | | | | 8 | Na2BeO2 + H2O | | | |
| И | Ca + H2O → | | | | | | | | |
| К | CaO + H2O → | | | | | | | | |
| А | Б | В | Г | Д | Е | Ж | З | И | К |
| | | | | | | | | | |

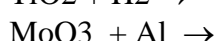
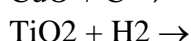
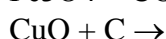
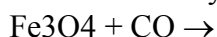
Написать уравнения химических реакций (последнюю реакцию уравнивать методом электронного баланса):



ПОЛУЧЕНИЕ МЕТАЛЛОВ

а) Металлы получают, восстанавливая их оксиды углеродом С, монооксидом углерода СО, водородом Н₂, активными металлами, например Аl.

Напишите уравнения реакций получения металлов из соединений:



б) Когда руда является сульфидом металла, её предварительно переводят в оксид (+O₂), затем восстанавливают углём (C).

Напишите уравнения реакций получения цинка из сульфида цинка - ZnS.

| |
|--|
| |
|--|

в) Активные металлы получают электролизом расплава солей. Напишите уравнения реакций получения кальция из бромида кальция и лития из хлорида лития.

| | |
|---------------------|-----------|
| CaBr ₂ ↔ | LiCl ↔ |
| катод(-): | катод(-): |
| анод(+): | анод(+): |
| CaBr ₂ → | LiCl → |

2.5. Методические материалы.

ПРИМЕРНЫЕ ТЕМЫ ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ

Ознакомление с образцами природных соединений металлов.

Цель: изучение многообразия соединений металлов в природе.

Оборудование: коллекции, раздаточный материал.

Инструкция

Ознакомьтесь с выданными образцами природных соединений металлов и заполните таблицу.

| Название природного соединения | Формула, состав | Внешний вид | Применение |
|--------------------------------|-----------------|-------------|------------|
| | | | |
| | | | |

Задание: каких соединений металлов больше: оксидов или солей? В каком виде ещё встречаются металлы в природе?

Изучение теплопроводности металлов. Выращивание кристаллов меди.

Цель: практически проверить и доказать различную теплопроводность некоторых металлов; получить твёрдый кристалл металла как доказательство кристаллического строения металлов.

Оборудование: куски медной, железной и алюминиевой проволоки, по возможности равного диаметра, парафин, стакан с горячей водой, часы с секундной стрелкой;

стакан или колба фильтровальная бумага, наждачная бумага, железный кружок, медный купорос, поваренная соль(мелкая), насыщенный раствор поваренной соли.

Инструкция

Один конец проволок из разных металлов покрыть парафином, а концы, свободные от парафина, опустить в стакан с горячей водой одновременно. Следить за последовательностью расплавления парафина на другом конце проволоки, находящемся над водой и фиксировать время начала плавления. Сделать вывод.

На дно стакана насыпать немного медного купороса и засыпать его мелкой поваренной солью. Прикрыть соль кружком, вырезанным из фильтровальной бумаги так, чтобы кружок касался стенок сосуда. Железный кружок протереть наждачной бумагой и вымыть водой. Затем поместить на фильтровальный кружок. В сосуд налить насыщенный раствор поваренной соли, чтобы железный кружок был покрыт. Оставить на несколько дней до образования красных кристаллов меди. (При изменении количества медного купороса, толщины слоя соли и температуры, получаются кристаллы различной формы).

Для сохранения кристаллов, необходимо их вынуть из сосуда, промыть водой и перенести в пробирку с разбавленной серной кислотой, закрыть пробкой.

Задание: Какие процессы происходят во 2) опыте? Составьте уравнение реакции и разберите его с точки зрения ОВР.

Используя дополнительную литературу, подумайте, кристаллы каких металлов можно вырастить данным способом. Предложите свою реакцию по выращиванию кристалла металла

Ознакомление с образцами металлов и сплавов.

Цель: ознакомиться с разнообразием и свойствами металлов и их сплавов; применение навыков работы со справочной литературой.

Оборудование: коллекции, раздаточный материал.

Инструкция.

Рассмотрите выданные образцы металлов и сплавов и заполните таблицу. Некоторые данные о них возьмите из справочной литературы (эту часть работы выполните дома).

Характеристика металлов и сплавов.

| Название металла или сплава | Элементный состав (для сплава) | Цвет | Твёрдость | Т плавления | Плотность | Свойства, определяющие применение |
|-----------------------------|--------------------------------|------|-----------|-------------|-----------|-----------------------------------|
| | | | | | | |

Задание: сделайте вывод: сравните свойства металла и его сплава.

Приготовление сплава олова и свинца (припой).

Отпуск и закалка стали.

Цель: совершенствовать приёмы взвешивания; практически закрепить теоретические знания о строении и свойствах сплавов, формировать элементарные навыки изготовления сплава, закалки и отпуска стали.

Оборудование: свинец, олово, железный тигель, железная проволока, горелка, лабораторный штатив, бумага, нитки, жёсть, тигельные щипцы, медная пластинка, хлорид аммония(тв.), нож(спица), стакан с водой, стекло, наждачная бумага, плоскогубцы.

Инструкция

1) Отвесить на весах 20 г свинца и 40 г олова. Навески металлов поместить в железный тигель, который поставить на кольцо штатива и нагревать в пламени спиртовки или горелки. Расплавленные металлы перемешивать железной проволокой.

Приготовить для сплава бумажную форму. Для этого толстый карандаш или стеклянную трубку длиной около 15 см обернуть несколькими слоями бумаги так, чтобы получилась бумажная трубочка длиной 20 см и остался свободный конец карандаша длиной 2—3 см. Свободный конец бумажной трубочки загнуть и привязать к карандашу ниткой, которой обмотать всю трубочку, и после этого вытащить карандаш. Расплавленную смесь металлов вылить в бумажную форму через вороночку, свернутую из куска жести. Когда сплав застынет, освободить его от бумаги.

Поддержать щипцами кусочек медной пластинки в пламени горелки, пока он потеряет свой блеск. Положить кусочек припоя на окисленную медь и нагреть. Припой не пристает к окисленной меди. Положить на пластинку вместе с припоем немного хлорида аммония и повторить опыт. Вместо хлорида аммония можно взять соляную кислоту или раствор хлорида цинка. Эти вещества растворяют оксиды металлов.

2) Отпуск и закалка стали. Нагреть конец кухонного ножа (вязальной спицы и т. п.) в пламени горелки докрасна и дать ему медленно остыть. При помощи плоскогубцев загнуть конец ножа под прямым углом и снова выпрямить, чтобы показать, что при отпуске сталь делается мягкой. Снова нагреть нож до красного каления и быстро погрузить его в стакан с холодной водой. Отломить плоскогубцами конец ножа — сталь становится очень хрупкой. Провести острым краем ножа черту по стеклу, чтобы показать большую твердость закаленной стали.

Для наблюдения постепенного отпуска стали следует вычистить закаленную часть кухонного ножа наждачной бумагой до блеска и затем, нагревая нож осторожно и постепенно в пламени горелки, обратить внимание на то, как поверхность металла сначала желтеет, затем синее и, наконец, делается серой. Между этими основными цветами наблюдается ряд переходных. По цвету поверхности металла (стали) судят о степени отпуска.

Задание: сделайте выводы из проделанных опытов; используя дополнительную литературу, дайте характеристику составу, свойствам и применению 3-х сплавов(по выбору).

Общие химические свойства металлов.

Цель: выявить особенности общих химических свойств металлов в зависимости от нахождения их в электрохимическом ряду напряжений металлов.

Оборудование: магний(порошок), стакан ёмкостью 250мл., горелка, фенолфталеин, цинк, алюминий, железо, медь, олово, соляная кислота(1:3), цилиндры ёмкостью 100 мл., растворы ацетата свинца, медного купороса, нитрата серебра, железного купороса.

Инструкция.

1) Взаимодействие металлов с водой

В один стакан с водой поместить 1—2 ложки порошка магния, в другой - стружки свинца, в третий- медь. При комнатной температуре не наблюдается никакого взаимодействия. Нагревать растворы почти до кипения. В первом стакане наблюдается выделение пузырьков водорода (черный фон!). Прибавление фенолфталеина (розовая окраска раствора) указывает на щелочную реакцию раствора. При охлаждении реакция взаимодействия магния с водой прекращается. А в двух других стаканах?

2) Взаимодействие металлов с соляной кислотой

Налив в цилиндры соляную кислоту, поместить в них приготовленные металлы. В случае магния, алюминия, цинка, железа наблюдается энергичное выделение водорода (пузырьки газа хорошо видны на черном фоне). Более слабо выделяется водород в цилиндре, в котором помещено олово. В случае меди выделение водорода не происходит.

3) Взаимодействие металлов с солями менее активных металлов.

а) В четыре чистые пробирки налить по 2 мл растворов солей: в первую — нитрата свинца или ацетата свинца, во вторую — медного купороса, в третью — нитрата серебра и в четвертую— еще медного купороса.

В первую пробирку опустить кусочек цинка. Во вторую пробирку прилить одну каплю концентрированной серной кислоты и затем опустить несколько свежеприготовленных свинцовых стружек. В третью пробирку опустить кусочек чистой меди или тонкую медную проволочку, вычищенную тряпочкой с мелом или наждачной бумагой. В четвертую пробирку сыпать железные опилки и взбалтывать до обесцвечивания раствора.

Во всех пробирках видны вытесненные из солей металлы. Во второй пробирке хорошо виден образовавшийся белый сульфат свинца $PbSO_4$ на покрасневших от выделившейся меди свинцовых стружках. В третьей пробирке раствор принял синий цвет от образовавшегося нитрата меди. В четвертой пробирке раствор обесцветился, так как вместо синего медного купороса получился сульфат железа $FeSO_4$.

б) В слегка подогретый раствор железного купороса опустить несколько кусочков чистого цинка.

Задание: составьте уравнения всех проведённых реакций и впишите в них свои наблюдения. Сделайте вывод об общих химических свойствах металлов.

Составление ряда активности металлов.

Цель работы. Знакомство с некоторыми свойствами металлов, составление на основании сделанных опытов ряда относительной активности металлов.

Оборудование. Пробирки по числу солей, спиртовка, пробиркодержатель. Кусочки металла— железо, алюминий, магний, цинк, свинец, олово, медь — по количеству растворов солей; насыщенные растворы солей тех металлов, которые исследуют.

Инструкция

1. В пробирки налейте по 2 мл растворов солей.

2. Поместите в растворы солей кусочки исследуемых металлов. Внимательно наблюдайте, результаты запишите в таблицу .

3. Если при обычной температуре реакция не протекает, то нагрейте вещества. Прекращается ли реакция, если пробирку вынуть из пламени? Отметьте данные наблюдения в таблице.

| Соль | Металл | | |
|--------------|--------|----|----|
| | Al | Zn | Fe |
| $Al(NO_3)_3$ | | | |
| $Zn(NO_3)_2$ | | | |

| | | | |
|-------------------|--|--|--|
| FeCl ₃ | | | |
|-------------------|--|--|--|

4. Напишите сокращенные ионные уравнения протекающих реакций.

5. Составьте ряд активности исследуемых металлов, сравните его с рядом, составленным Н. Н. Бекетовым.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

1. Почему в некоторых случаях вы не наблюдаете реакций, хотя, судя по положению металлов в ряду активности, они должны протекать?

2. В некоторых опытах вы наблюдали выделение газа. Какой это газ? Чтобы правильно ответить на этот вопрос, вспомните, какие соли и как подвергаются гидролизу. Если затрудняетесь ответить сразу, испытайте раствор соли индикатором.

3. Запишите уравнения всех реакций, протекающих в данном случае. Укажите окислитель и восстановитель.

Получение комплексных соединений.

Цель: получение соединений и исследование комплексобразующих свойств меди и цинка.

Оборудование: р-ры сульфатов меди(II) и цинка, гидроксида натрия, аммиака, пробирки, горелка, держатель для пробирок, баночка для жидких отходов.

Инструкция

1) Налейте в две пробирки по 1 мл. р-ра сульфата меди. В первую пробирку прибавьте несколько капель р-ра гидроксида натрия. Что наблюдаете? Затем в эту же пробирку прибавьте р-р аммиака. Что наблюдаете? Во вторую пробирку с сульфатом меди добавьте избыток р-ра аммиака. Что наблюдаете?

2) Налейте в пробирку 2мл. р-ра сульфата цинка и добавьте по каплям гидроксида натрия до появления белого студенистого осадка гидроксида цинка. Разделите содержимое пробирки пополам: в одну прибавьте р-р гидроксида натрия, а в другую – р-р аммиака. Что наблюдаете?

Задание: составьте уравнения всех проведенных реакций. Определите координационное число ионов меди и цинка, заряд комплексного иона, внешнюю сферу. Укажите пространственное строение комплексного иона.

Химические свойства амфотерных металлов и их соединений.

Цель работы: практически получить амфотерные гидроксиды и изучить их свойства.

Оборудование. Четыре пробирки, растворы солей сульфата цинка ZnSO₄, хлорида алюминия AlCl₃, 0,1 М растворы соляной кислоты HCl и гидроксида натрия NaOH, алюминий, горелка, лучинка.

Инструкция

1. При взаимодействии алюминия с едкими щелочами выделяется водород и образуется соответствующий алюминат. Налить в пробирку 2—3 мл 2 н. раствора едкого натра NaOH. Опустить в пробирку 2—3 небольших кусочка алюминиевой проволоки, слегка нагреть пробирку. Испытать выделяющийся водород горящей лучинкой.

2. В две пробирки налейте по 5—6 капель раствора сульфата цинка и очень аккуратно по каплям добавьте в них раствор NaOH до появления помутнения. Составьте уравнение реакции. В одну пробирку добавьте 2—3 капли раствора соляной кислоты. Что вы наблюдаете? В другую — избыточное количество щелочи натрия (до исчезновения осадка).

3. Повторите то же самое с раствором хлорида алюминия.

5. Результаты опытов поместите в таблицу, записав уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

| Вещества | Продукты, полученные при добавлении | |
|---------------------|-------------------------------------|------|
| | HCl | NaOH |
| Zn(OH) ₂ | | |
| Al(OH) ₃ | | |

6. Сделайте вывод об общих химических свойствах амфотерных металлов и гидроксидов.

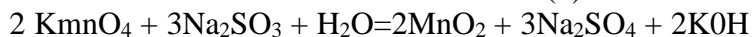
Соединения марганца

Цель: выявить окислительные свойства металлов высшей степени окисления на примере перманганата калия в зависимости от среды.

Оборудование: р-р перманганата калия (розовый), свежеприготовленный конц. р-р сульфита натрия, серная кислота(1:5), щёлочь, стаканы ёмкостью 250мл., стеклянные палочки, пероксид водорода, лучинка, р-ры бромида калия и уксусной кислоты.

Инструкция.

1) Восстановление раствора перманганата калия в кислой, нейтральной и щелочной средах



(2)



В три стакана поместить разбавленный раствор перманганата калия. В первый стакан прилить серную кислоту, в третий добавить концентрированную щелочь. Теперь прилить в каждый из стаканов раствор сульфита натрия. Розовая окраска раствора в первом стакане сменяется бесцветной: образуется в кислой среде $\text{Mn}(\text{II})$; во втором появляется бурая муть: в нейтральной среде образуется двуокись марганца; цвет раствора в третьем стакане зеленый: в щелочной среде образуется ион MnO_4^{2-} (см. таблицу окислительно-восстановительных потенциалов).

Примечание. По уравнению (3) реакция идет лишь при большой концентрации щелочи. Через некоторое время зеленая окраска раствора исчезает, появляется бурый осадок двуокиси марганца.

2) Разложение перманганата калия.

Приготовить 1 М раствор перманганата калия. Взять 0,5 мл этого раствора в пробирку, подкислить серной кислотой и прилить пероксид водорода. Выделяющийся газ испытать тлеющей лучинкой. Наблюдать изменение цвета раствора.

3) Зависимость окисления перманганатом калия от среды, в которой это окисление происходит, можно показать на следующих опытах

а) Налить в чистую пробирку 2—3 мл нейтрального раствора перманганата калия и приливать понемногу, осторожно встряхивая пробирку, 2 н. раствор сульфита натрия. Выпадает бурый осадок гидроксида марганца $\text{Mn}(\text{OH})_2$.

б) Налить в чистую пробирку 2—3 мл раствора перманганата калия, прилить равный объем 2 н. раствора едкого кали и добавлять, осторожно встряхивая пробирку, 2 н. раствор сульфита натрия до появления зеленой окраски раствора вследствие образования манганата калия K_2MnO_4 .

в) Налить в чистую пробирку 2—3 мл раствора перманганата калия, прилить двойной объем 2 н. раствора серной кислоты и добавлять, осторожно встряхивая пробирку, раствор сульфита натрия до полного обесцвечивания раствора.

4) Влияние кислотности среды на скорость окисления перманганатом калия. В две пробирки налить до 1/3 раствора бромида калия, во вторую — такой же объем 0,1 н. раствора уксусной кислоты. В обе пробирки прилить одновременно по 1 мл разбавленного раствора перманганата калия.

Задание: разберите любые две реакции как ОВР.

Соединения хрома.

Цель: подтвердить свойства соединений хрома практически; контроль за умениями учащихся составлять уравнения реакций с участием хрома, практическими навыками.

Оборудование: на каждом рабочем столе штатив с пробирками, растворы: CrCl_3 или $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$; K_2CrO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; NaOH , HCl , AgNO_3 , H_2SO_4 ; H_2O_2 ; K_2SO_3 , гранулы Al , нагреватель.

Инструкция

1. К раствору CrCl_3 прилейте раствор NaOH до образования осадка. Разделите осадок на 2 части, к одной части прилейте HCl , к другой - NaOH .

2. Полученное комплексное соединение разделите на две части, к одной по каплям добавляйте разбавленную HCl , к другой прилейте избыток H_2SO_4 .

3. Получите $\text{Cr}(\text{OH})_3$, прилейте к нему пероксид водорода.

4. В раствор CrCl_3 положите 1-2 гранулы алюминия. Нагрейте.
5. Переведите хромат в дихромат и наоборот.
6. В раствор $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ прилейте немного раствора серной кислоты, приливайте раствор сульфата калия до изменения окраски.
7. К растворам хромата и дихромата калия прилейте раствор нитрата серебра.

Задание.

Для каждого опыта запишите свои наблюдения, уравнения реакций. Сделайте выводы о свойствах, проявляемых соединениями хрома (III) и (VI).

Химическая коррозия.

Цель работы: практическое знакомство с явлением химической коррозии, исследование влияния ингибитора на скорость ее протекания.

Оборудование: пробирки, растворы соляной кислоты HCl (5—10%-ный) и медного купороса CuSO_4 ; гранулы цинка, гвоздь, горелка, р-р нитрата меди(!), алюминиевая проволока, лабораторный штатив, железо(порошок), стакан с водой, наждачная бумага, раствор поваренной соли и сульфата натрия, блюдце.

Инструкция

1). Налейте в две пробирки по 2—3 мл раствора соляной кислоты. Поместите в них по грануле цинка, подождите, пока скорость реакции станет постоянной (скорость выделения пузырьков газа будет равномерной). В одну из пробирок добавьте 1—2 капли раствора медного купороса. Что наблюдаете? Запишите уравнения реакций.

2) Нагреть чистую железную пластинку или гвоздь с одного конца в окислительной верхней части пламени спиртовки до красного каления. Дать пластинке или гвоздю остыть; видны различные цвета побежалости. Они расположены в порядке спектра белого света. На каждый участок побежалости капнуть раствором нитрата меди. Раствор реагирует с железом на разных участках по-разному. Объясняется это явление тем, что каждому цвету отвечает оксидная пленка определенной толщины с определенными защитными свойствами.

3) Взять алюминиевую полоску (проволоку) толщиной не больше 0,5 мм и укрепить ее в зажиме штатива. Конец полоски нагревать пламенем спиртовки. Алюминий плавится и провисает в виде капли, которую удерживает пленка оксида алюминия.

4) Для доказательства участия кислорода в коррозии можно провести следующий опыт. Сполоснуть пробирку водой и влажные стенки ее посыпать железным порошком таким образом, чтобы порошок покрыл по возможности всю внутреннюю поверхность пробирки. Опустить пробирку в стакан с водой отверстием вниз, а рядом опустить в воду пустую пробирку. Вода в обе пробирки войдет на одинаковую высоту. Через 2—3 ч в пробирке с железом вода поднимется заметно выше, а в пустой останется на прежнем уровне.

5) Вычистить наждачной бумагой железную пластинку и положить на пробку в блюдечко с небольшим количеством воды. На один конец пластинки капнуть каплю раствора поваренной соли, а на другой — каплю сульфата натрия. Прикрыть все стаканом и оставить на несколько часов. Вода в блюдечке и стакан служат для того, чтобы создать вокруг капель атмосферу, насыщенную водяными парами, в которой не испарились бы капли. Через 1—2 ч можно увидеть, что под каплей поваренной соли ржавчина появляется раньше и в большем количестве.

Электрохимическая коррозия.

Цель работы: Знакомство с химическими процессами, протекающими при электрохимической коррозии, исследование влияния различных факторов на замедление и ускорение коррозии.

Оборудование. Четыре пробирки, четыре железных гвоздя, один из которых обмотан медной проволокой, а к другому плотно прикреплен кусочек цинка; раствор хлорида натрия NaCl (5—10%-ный); дистиллированная вода.

Инструкция

1. Первую пробирку заполните примерно на 1/2 водой, еще три — примерно на 1/2 — раствором хлорида натрия.

2. В пробирку с водой и в одну из пробирок с хлоридом натрия поместите очищенные гвозди.

3. В две оставшиеся пробирки с раствором хлорида натрия поместите соответственно гвозди с цинком и медной проволокой

4. Плотно закройте пробками и оставьте на несколько дней.

5. Отметьте, какие изменения произошли с железными гвоздями в пробирках, и заполните таблицу:

| Металл | Воздействие воды | Воздействие раствора хлорида натрия |
|---------|------------------|-------------------------------------|
| Fe | | |
| Fe | | |
| Fe и Cu | | |
| Fe и Zn | | |

Получение меди из малахита.

Цель: отработка навыков экспериментальной работы, систематизировать и углублять знания учащихся об ОВР.

Оборудование: порошок малахита, горелка, пробирки, известковая вода, прибор для получения газов, цинк, р-р соляной кислоты.

Инструкция.

1) В пробирку с газоотводной трубкой поместите небольшое количество малахита и закрепите её горизонтально в штативе. В стакан налейте 3 мл. известковой воды и поместите в него конец газоотводной трубки. Прогрейте сначала всю пробирку, затем – только ту часть, где находится малахит. Наблюдайте за изменениями, происходящими с основным карбонатом меди и известковой водой. О чём свидетельствуют эти изменения? Напишите уравнение реакции, назовите продукты.

2) Рядом со штативом разместите прибор для получения газов. Получите водород реакцией цинка с соляной кислотой. Направьте трубку с выделяющимся водородом в пробирку с оксидом меди из 1) опыта, слегка наклонив её отверстием вниз. Нагревайте оксид меди. Отметьте изменения. Объясните. Составьте уравнение реакции и разберите её с точки зрения ОВР.

Задание: составьте цепочку превращений для получения металла из его природного соединения (по выбору).

Электролиз раствора сульфата меди(II) с растворимым анодом (медным)

Цель: закрепить практически у учащихся представление о процессе электролиза, умение составлять уравнения анодных и катодных процессов, суммарных процессов электролиза.

Оборудование: прибор для электролиза растворов электролитов, источник постоянного тока, пластинка из алюминия (проволока) с клеммой (для катода), пластинка из меди (проволока) с клеммой (для анода), 30%-ный раствор медного купороса, подкисленный серной кислотой.

Инструкция.

В приборе для электролиза снимите угольные электроды, наполните прибор подкисленным раствором медного купороса и погрузите в него анод (медная пластинка) и катод (алюминиевая пластинка). Последний необходимо хорошо очистить, сполоснув сначала разбавленной соляной кислотой, затем дистиллированной водой (медь осаждается равномерно только на чистом металле). Подключите электроды к источнику постоянного тока

При электролизе медная пластинка растворяется, делается тоньше, а алюминиевая пластинка покрывается слоем меди.

На опыт затрачивается много времени, и если его поставить в начале урока, то результаты будут заметны лишь к концу урока.

Задание: составьте уравнения катодных и анодных процессов, а также суммарное уравнение электролиза; подготовить сообщения об устройстве и работе серебряно-цинковых аккумуляторов, свинцовых, кадмиево-никелевых и железо-никелевых щелочных аккумуляторов (по выбору).

Железо и его соединения

Цель: развивать навыки работы с веществами и оборудованием, умение применять теоретические знания для объяснения наблюдаемых явлений.

Оборудование: серная кислота(конц.) и(р-р), гвоздь, наждачная бумага, нитка, пробирки, оксид железа(II), едкий натр(р-р) , хлорид железа(II)(р-р), р-р карбоната натрия, р-р роданида калия, р-ры красной и жёлтой кровяных солей, р-р сульфата железа(II), перекись водорода(3%), цинк, р-р соляной кислоты.

Инструкция

1) В концентрированной серной кислоте железо становится пассивным. Хорошо вычистить железный гвоздь наждачной бумагой, к шляпке гвоздя привязать нитку и аккуратно, чтобы острым концом не пробить дно, опустить его в пробирку с концентрированной серной кислотой (плотность 1,84). Гвоздь должен погрузиться в кислоту до половины. Подержать там гвоздь 1—2 мин, чтобы убедиться, что реакции не происходит. Вынуть за нитку гвоздь из кислоты, промыть в воде и опустить в разбавленную серную (или соляную) кислоту, взяв ее в таком количестве, чтобы граница пассивного слоя гвоздя была над кислотой. Убедиться, что теперь гвоздь не реагирует с разбавленной кислотой. Снова вынуть гвоздь из кислоты, удалить наждачной бумагой слой пассивного оксида и, опустив в разбавленную кислоту, убедиться, что реакция происходит.

2) При взаимодействии солей железа (II) с едкими щелочами получается гидроксид железа $\text{Fe}(\text{OH})_2$, который легко окисляется на воздухе в гидроксид железа $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Взять в пробирку 2 мл свежеприготовленного на кипяченой воде раствора железного купороса и прилить немного раствора едкого натра. Выпадает студенистый белый осадок гидроксида железа $\text{Fe}(\text{OH})_2$, который быстро сначала зеленеет, затем становится зеленовато-бурым и, наконец, красно-бурым.

3) Гидроксид железа $\text{Fe}(\text{OH})_3$ осаждается из растворов солей железа едкими щелочами.

Взять в пробирку 2 мл раствора хлорида железа FeCl_3 и прилить немного раствора аммиака или едкого натра. Выпадает студенистый красно-бурый осадок гидроксида железа $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

4) Гидролиз солей железа. Налить в пробирку 2 мл раствора хлорида железа FeCl_3 и прилить избыток раствора соды Na_2CO_3 . Выпадает студенистый красно-бурый осадок гидроксида железа $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и выделяется оксид углерода CO_2 .

5) При взаимодействии роданистых солей с солями железа со степенью окисления +3 получается роданид железа $\text{Fe}(\text{CNS})_3$, растворы которого окрашены в характерный кроваво-красный цвет. Соли роданистой кислоты HCNS являются реактивами для открытия солей железа со степенью окисления +3.

Взять в пробирку 2—3 мл слабого раствора роданида калия KCNS или роданида аммония NH_4CNS , подкисленного соляной кислотой, и прибавить по каплям слабый раствор хлорида железа FeCl_3 . Появляется яркое кроваво-красное окрашивание раствора вследствие образования роданида железа $\text{Fe}(\text{CNS})_3$.

6) Получение берлинской лазури. В пробирку с 2 мл. раствора хлорида железа(II) прилить раствор гексациано-(II)-феррата калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Образуется красивая синяя краска берлинской лазури, имеющая состав $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$. Эта реакция характерна для ионов железа Fe^{3+} .

7) Получение турнбулевой сини. Налить в пробирку свежеприготовленный раствор сульфата железа FeSO_4 и прилить к нему раствор гексациано-(III)-феррата калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Образуется турнбулева синь $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$. Эта реакция характерна для ионов Fe^{2+} и позволяет отличать их от ионов Fe^{3+} .

8) Получить гидроксид железа $\text{Fe}(\text{OH})_2$ взаимодействием едкого натра с сульфатом железа FeSO_4 . Полученный осадок разлить в две пробирки. Одну оставить для сравнения, а в другую прилить перекиси водорода и обратить внимание на изменение окраски осадка. Окисление гидроксида железа $\text{Fe}(\text{OH})_2$ в гидроксид железа $\text{Fe}(\text{OH})_3$ протекает на воздухе менее энергично, чем с перекисью водорода..

9) Железо со степенью окисления +3 может быть восстановлено до железа со степенью окисления +2. Положить в пробирку небольшой кусочек цинка, прилить немного соляной кислоты и раствора хлорида железа. Обратить внимание на изменение цвета раствора и объяснить его причину.

Задание: составьте уравнения реакций; для ОВР укажите окислитель и восстановитель.

Экспериментальные задачи на распознавание ионов металлов

Цель: закрепить практически умение определять ионы металлов в растворах солей и знания химических свойств металлов и их соединений.

Оборудование: индикаторы, р-ры сульфата алюминия, карбоната натрия, хлорида натрия, сульфата калия, сульфата железа(II), сульфида натрия, железо, соляной кислоты, гидроксида натрия, алюминий, хлорида железа(II), хлорида алюминия, хлорида кальция, сульфата натрия, сульфата алюминия, карбоната натрия.

Инструкция.

Проведите анализ предложенных задач, продумайте их решение. Каждый ученик должен решить в течение урока 3-4 задачи из числа предложенных.

Пользуясь индикаторами, распознайте р-ры сульфата алюминия, карбоната натрия, хлорида натрия.

1. Пользуясь индикаторами, распознайте р-ры сульфата калия, сульфата железа(II), сульфида натрия.

2. Исходя из железа получите гидроксид железа(II).

3. Исходя из алюминия получите гидроксид алюминия.

4. Определите, в какой из пробирок с р-рами находится каждая из солей: хлорид железа(II), хлорид алюминия, хлорид кальция.

5. Определите, в какой из пробирок с р-рами находится каждая из солей: сульфат железа(II), сульфат натрия и сульфат алюминия.

6. В трёх пробирках под номерами находятся р-ры карбоната натрия, сульфата натрия и хлорида натрия. Определите каждое вещество.

7. Подтвердите опытным путём качественный состав сульфата железа (II).

8. Подтвердите опытным путём качественный состав карбоната натрия.

9. Распознайте с помощью одного реактива р-ры хлорида кальция, хлорида натрия и сульфата алюминия.

10. Распознайте с помощью одного реактива р-ры хлорида железа(II), хлорида калия и хлорида алюминия.

11. Докажите опытным путём, что выданный вам р-р сульфата железа(II) содержит примесь сульфата железа(II).

12. Докажите опытным путём, содержит ли выданный вам р-р гидроксида натрия карбонат натрия.

13. Не прибегая к другим реактивам, распознайте, в какой из трёх пробирок с р-рами содержатся: хлорид алюминия, хлорид кальция и гидроксид натрия.

14. Не прибегая к другим реактивам, распознайте, в какой из трёх пробирок находятся сульфат алюминия, сульфат магния и гидроксид калия.

Окрашивание пламени солями щелочных, щелочноземельных и других металлов

Цель: из выданных образцов солей определить в какой из пробирок находится конкретная соль по окраске пламени, создаваемой ионами.

Оборудование: сухие хлориды лития, натрия, калия, рубидия и цезия. Маленькие фарфоровые тигли. Отрезки стальной проволоки, впаянные в куски стеклянных палочек. На конце проволоки должны иметь петлю.

В фарфоровых тигельках приготовить насыщенные растворы хлоридов лития, натрия, калия, рубидия и цезия, кальция, бария.

Инструкция

Обмакивая проволочки в соответствующий раствор, вносить их по очереди в пламя газовой горелки и наблюдать различное окрашивание пламени солями щелочных металлов: литий окрашивает пламя в малиновый цвет, натрий — в желтый, калий — в фиолетовый, рубидий и цезий — в розово-фиолетовый цвет. Кальций окрашивает пламя в кирпично-красный цвет, барий — в зеленовато-желтый цвет.

Примечание. Подобным же образом можно продемонстрировать окрашивание пламени солями меди (зеленый цвет или ярко-голубой, если взята соль CuCl_2), солями свинца (бледно-синий цвет) и т. п.

Задание: найти из предложенных четырех пронумерованных образцов где какая соль (по вариантам). Оформить ответ таблицей.

2.6. Список литературы

Для учителя

1. Жолондковский О. М., Лебедев Ю. А. Бой с пожирателями металла.— М.: Знание, 1984.
2. Лучинский Г. П. Курс химии: Общая химия, химия конструкционных материалов.— М.: Высшая школа, 1985.
3. Металлы и технический прогресс.— М.: Знание, 1984.
4. Пархутин П. А. Сплавы будущего.— М.: Наука и техника, 1984.
5. Порошковая металлургия.— М.: Знание, 1983.
6. Федорова А. С. Творцы науки о металле.— М.: Наука, 1980.

Для учащихся

1. Агафшин Н. П. Периодический закон и периодическая система элементов Д. И. Менделеева.— М.: Просвещение, 1982.
2. Венедкий С. И. В мире металлов.— М.: Металлургия, 1983.
3. Займовский В. Свойства обычных металлов.— М.: Наука, 1984.
4. Книга для чтения по неорганической химии: В 2 ч./Сост. В. А. Крицман.— М.: Просвещение, 1983—1984.
5. Кому подвластен металл.— М.: Знание, 1982.
6. Метаморфозы «огненной» профессии.— М.: Знание, 1983.
7. Популярная библиотека химических элементов.— 2-е изд.— М.: Наука, 1983.— Кн. 1—2.
8. Шалимова Н. И. Черная металлургия — что это?— М.: Металлургия, 1980.