Составители: учителя высшей категории Смагина Ольга Павловна и

 Гентер Татьяна Анатольевна

 Элективный курс по химии для учащихся 11-го класса

 «Металлы и их соединения».

 Введение.

 Одним из важнейших элементов модернизации российского образования стал курс профильного обучения учащихся в старших классах общеобразовательных учреждений. Основная идея старшей школы состоит в том, что образование здесь должно быть функциональным, эффективным и индивидуальным. Оно должно быть построено в значительной степени так, чтобы позволить реализовать юношам и девушкам свои интересы и способности в дальнейшей профессиональной деятельности.

 Профильное обучение направленно на реализацию личностно-ориентированного учебного процесса. При этом существенно расширяются возможности выстраивания учеником собственной индивидуальной образовательной траектории.

 Для того чтобы эта образовательная траектория была успешно реализована, ученик должен сделать выбор профиля обучения на основе компетентного подхода.

 Задачи элективного курса «Химия металлов и их соединений», направлен на расширение, углубление и систематизацию знаний о строении и свойствах металлов и их соединений, что позволяет, повысить уровень знаний учащихся по неорганической химии. В школьном курсе химии сведения о металлах представлены в виде отдельных тем. При изучении металлов применяется дедуктивный подход: от рассмотрения общих свойств – к ознакомлению с представителями главных и побочных подгрупп.

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

1. 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;
2. без ознакомления с химией металлов не может быть глубоких знаний о периодическом законе и системе химических элементов Д.И.Менделеева;
3. на практических занятиях разрываются навыки экспериментирования (составления плана опытов, осуществление химических операций, формулировка выводов);
4. 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.

 Пояснительная записка.

 Элективный курс «Химия металлов и соединений» предназначен для учащихся 11 класса, рассчитан на 34 часа.

 Данная тема является благодатной почвой для межпредметной интеграции, позволяет связать изучаемый материал с предыдущими полученными знаниями основного общего образования и осознанным применением новых рассмотренных понятий.

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

 Задачами данного курса являются:

* 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.

Ожидаемый результат

Учащиеся должны знать:

* Характеристики строения атомов металлов главных и побочных подгрупп.
* Особенности металлической связи (прочность, подвижность), кристаллические решетки.
* Особенности получения металлов.
* Типы металлов и сплавов.
* Электрохимический ряд напряжений металлов.
* Восстановительные свойства металлов - простых веществ.
* Амфотерные свойства металлов и их соединений.
* Окислительные свойства соединений металлов.
* Коррозия металлов и способы её защита.
* Значение металлов в жизни человека и в природе.

 Учащиеся должны уметь:

* Характеризовать общие физические и химические свойства металлов.
* Объяснять зависимость свойств металлов их соединений от состава и строения.
* Определять и прогнозировать химическую активность и физические свойства металлов.
* Планировать, проводить эксперимент, выполнять химический эксперимент, по наблюдению давать вывод или обоснованный ответ.
* Использовать ранее полученные знания проводить самостоятельный поиск химической информации, её осмысление и использование в практической деятельности.

Программа элективного курса для 11-го класса «Металлы и их соединения» (34часа).

 Тема1. Металлы в природе(1ч).

Металлы в природе.Руды, минералы, драгоценные и полудрагоценные камни.Свободные металлы.

Пр.работа №1 Ознакомление с образцами природных соединений металлов.

 Тема 2.Общие сведения о металлическом состоянии вещества (4ч).

Физические свойства металлов.Металлическая связь и кристаллическое строение металлов.Аллотропия металлов (полиморфизм).Интерметаллические соединения и сплавы.Получение сплавов, классификация сплавов.Преимущества металлов перед сплавами.Их применение.

Пр.работа №2Изучение теплопроводности металлов.Выращивание кристаллов меди.

Пр.работа №3 Ознакомление с образцами металлов и сплавов.

Пр. работа №4Приготовление сплава олова и свинца(припоя). Отпуск и закалка стали.

 Тема 3.Химия металлов(2ч).

Общие восстановительные свойства металлов.Электрохимический ряд напряжений металлов.

Пр. работа №5.Общие химические свойства металлов.

Пр. работа №6Составление ряда активности металлов.

 Тема 4.Комплексные соединения(2ч).

Строение и свойства комплексных соединений.Класификация, получение (демонстрационный опыт)

Пр. работа № 7.Получение комплексных соединений.

 Тема 5.Особенности свойств металлов (3ч).

Металлы и амфотерность.Окислительные свойства соединений металлов.Свойства хрома , марганца и их соединений.

Пр. работа №8. Химические свойства амфотерных металлов и их соединений.

Пр. работа № 9.Соединения марганца.

Пр. работа № 10. Соединения хрома.

 Тема 6.Коррозия металлов (3ч).

Химическая и электрохимическая коррозия металлов. Способы защиты от коррозии.Коррозия металлов под действием микроорганизмов.

Пр. работа № 11. Химическая коррозия.

Пр. работа № 12. Электрохимическая коррозия.(домашний эксперимент)

 Тема 7. Получение металлов( 3ч).

Получение металлов в промышленности.Электролиз растворов солей.Экологические проблемы, связанные с получением металлов и сплавов.Демонстрация получения железа алюминотермическим способом.

Пр. работа № 13.Получение меди из малахита.

Пр. работа № 14. Электролиз раствора сульфата меди(11) с растворимым анодом(медным).

 Тема 8.Железо – техногенный элемент( 3ч).

Железо и его соединения.Важные комплексные соединения железа.Железо в технике и искусстве.

 Пр. работа № 15. Железо и его соединения.(2ч).

 Тема 9. Роль металлов в живой природе ( 2ч).

Металлы в организме человека.Значение металлов для растений.Металлы, не относящиеся к металлам жизни.Влияние металлов на окружающую среду.

 Тема 10. Применение металлов.( 4ч).

Применение металлов и их соединений в народном хозяйстве и жизнедеятельности человека.Металлоорганические соединения состав, применение.

Пр .работа № 16.Экспериментальные задачи на распознавание ионов металлов.

Пр. работа № 17. Окрашивание пламени солями шелочных, щелочноземельных и других металлов.

 Тема 11.Удивительный мир металлов (7ч).

Ртуть – металл с аномальными свойствами. Редкие и благородные металлы. Радиоактивные металлы.Тяжёлые металлы.

Пр. работа итоговая (4ч) Отчёт учащихся о прослушанном курсе в виде презентаций, проектов, викторин, КВН, составлении и решении кроссвордов.

 Итоговая аттестация.

Для получения зачёта необходимо : оформленные выполненные практические работы, 3-5 сообщений по темам, презентация металла( по выбору), творческие работы( кроссворды, сказки и др.).

 Тематическое планирование.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| № п/п |   Тема | Количестволекций (час.) | Количество практическихработ (час.) |
|  1 |  2 | 3 | 4 |
|  1 2  3 4 5 6 7 8 9 10 11 | Металлы в природе (1ч)Общие сведения о металлическом состоянии вещества (4ч)Химия металлов (2ч)Комплексные соединения (2ч)Особенности свойств металлов (3)Коррозия металлов (3ч)Получение металлов (3ч)Железо – техногенный элемент (3ч)Роль металлов в живой природе (2ч)Применение металлов (4ч)Удивительный мир металлов (7ч)Итого |  0,5 1 0,5 1 0,5 1 1 1 2 2 3 13,5 |  0,5 3 1,5 1 2,5 2 2 2 - 2 4(презентации) 20,5 |

 **Практическая работа № 1.**

 **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 природногосоединения | Формула, состав | Внешний вид |  Применение |
|  |  |  |  |
|  |  |  |  |

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

 **Практическая работа № 2**

**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*

1. 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.
2. 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

 **Практическая работа № 3**

 **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.

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Названиеметалла или сплава | Элемент-ныйсостав(для сплава) | Цвет | Твёр-дость | Т плавления | Плот-ность | Свойства,определяющиеприменение |
|  |  |  |  |  |  |  |

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

 **Практическая работа № 4**

**Приготовление сплава олова и свинца (припоя). 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, жесть, 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—*Зсм.* 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.

Подержать 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 синеет 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).

**Практическая работа № 5.**

 **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 PbSO4 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 FeSO4.

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.

 **Практическая работа № 6**

 **Составление ряда активности металлов.**

Цель работы.Знакомство с некоторыми свойствами ме­таллов, составление на основании проделанных 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.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  |  |  | *Таблица*  |
| Соль | Металл |
| А1 | Zn | Fe |
| A1(NO3)3 |  |  |  |
| Zn(NO3)2 |  |  |  |
| FeCl3 |  |  |  |

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.

 **Практическая работа № 7**

 **Получение комплексных соединений.**

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

Оборудование: р-ры сульфатов меди(11) 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 проведённых реакций. Определите координационное число ионов меди и цинка, заряд комплексного иона, внешнюю сферу. Укажите пространственное строение комплексного иона.

**Практическая работа № 8**

 **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 А1С13, 0,1 М растворы соляной кислоты HCI 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 |
| НС1 | NaOH |
| Zn(OH)2 |  |  |
| А1(ОН)3 |  |  |

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

 **Практическая работа № 9**

 **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**

2КМпО4,+ 5Na2SO3 + 3H2SO4=2MnSO4 + 5Na2SO4 + K2SO4 + 3H2O (1) 2 KmnO4 + 3Na2SO3 + H2O=2MnO2 + 3Na2SO4 + 2K0H (2)

2 KmnO4 + Na2SO3 + 2KOH = 2K2MnO4 + Na2SO4 + H2O (3)

 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 Мn (II); во втором появляется бурая муть: в нейтральной среде образуется двуокись марганца; цвет раствора в третьем стакане зеленый: в щелочной среде образуется ион MnO42- (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 опытах6

 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 Мп(ОН)4.

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 К2МnО4.

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.

**Практическая работа № 10**

 **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: СгС13 или Cr2(SO4)3; K2CrO4, K2Cr207; NaOH, HCl, AgNO3, H2SO4; H2O2; K2SO3, гранулы А1, нагреватель.

 *Инструкция*

1. К раствору СгС13 прилейте раствор NaOH до образования осадка. Разделите осадок на 2 части, к одной части прилейте НС1, к другой - NaOH.

2. Полученное комплексное соединение разделите на две части, к одной по каплям добавляйте разбавленную НС1, к другой прилейте избыток H2SO4.

3. Получите Сг(ОН)3, прилейте к нему пероксид водорода.

4. В раствор СгС13 положите 1-2 гранулы алюминия. Нагрейте.

5. Переведите хромат в дихромат и наоборот.

6. В раствор К2Сг2О7 прилейте немного раствора серной кислоты, приливайте раствор сульфита 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).

 **Практическая работа № 11**

 **Химическая коррозия.**

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

Оборудование: пробирки,растворы соляной кислоты HCI (5—10%-ный) и медного купороса CuSO4; 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.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

1. За счет чего в данной работе происходило замед­ление процесса коррозии?

2.Предложите варианты практического использо­вания данного способа замедления коррозии.

 **Практическая работа № 12**

 **Электрохимическая коррозия.**

Цель работы:Знакомство с химическими процессами, протекающими при электрохимический 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, как показано на рисунке

 

Железный гвоздь

Дистиллированная вода Раствор NaCl

4. Плотно закройте пробками и оставьте на не­сколько дней.

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

*Таблица*

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

ВОПРОСЫ

1. Каково положение металлов друг относительно друга в ряду активности?

2. Какой вывод можно сделать об усилении и замед­лении процесса коррозии?

 **Практическая работа № 13**

 **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 свидетельствует 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 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).

 **Практическая работа № 14**

 **Электролиз раствора сульфата меди(11) 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).

**Практическая работа № 15**

 **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(!!), едкий натр(р-р) , хлорид железа(!!!)(р-р), р-р карбоната натрия, р-р роданида калия, р-ры красной и жёлтой кровяных солей, р-р сульфата железа(11), 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 (11) **с** едкими ще­лочами получается гидроксид железа Fe(OH)2, который легко окисляется на воздухе в гидроксид железа Fe(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 Fe(OH)2, который быстро сначала зеленеет, затем становится зеленовато-бурым и, наконец, красно-бурым.

3) Гидроксид железа Fe(OH)3 осаждается из растворов солей железа едкими щелочами.

Взять в пробирку 2 *мл* раствора хлорида железа FeCl3 и при­лить немного раствора аммиака или едкого натра. Выпадает студе­нистый красно-бурый осадок гидроксида железа Fe(OH)3.

4) Гидролиз солей железа. Налить в пробирку 2 *мл* раствора хлорида железа FeCl3 и при­лить избыток раствора соды Na2CO3 . Выпадает студенистый красно-бурый осадок гидроксида железа Fe(OH)3 и выделяется оксид углерода СО2.

5) При взаимодействии роданистых солей с солями железа со степенью окисления +3 получается роданид железа Fe(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 NH4CNS, подкисленного соляной кислотой, и прибавить по каплям слабый раствор хлорида железа FeCl3. Появляется яркое кроваво-красное окрашивание раствора вследствие образования роданида железа Fe(CNS)3.

6) Получение берлинской лазури.В пробирку с 2мл. раствора хлорида железа(111) прилить раствор гексациано-(П)-феррат калия K4[Fe(CN)6]. Образуется красивая синяя краска берлинской ла­зури, имеющая состав Fe4[Fe(CN)e]3. Эта реакция характерна для ионов железа Fe3+.

7) Получение турнбулевой сини. Налить в пробирку свеже­приготовленный раствор сульфата железа FeSO4 и прилить к нему раствор гексациано-(Ш)-феррата калия K3[Fe(CN)6]. Образуется турнбулева синь Fe3[Fe(GN)6]2. Эта реакция характерна для ионов Fe2+ и позволяет отличать их от ионов Fe3+.

8) Получить гидроксид железа Fe(OH)2 взаимодействием едкого натра с сульфатом железа FeSO4. 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 Fe(OH)2 в гидроксид железа Fe(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.

 **Практическая работа № 16**

 **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(111), сульфида натрия, железо , соляной кислоты, гидроксида натрия, алюминий, хлорида железа(111), 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.

1. Пользуясь индикаторами, распознайте р-ры сульфата алюминия, карбоната натрия, хлорида натрия.
2. Пользуясь индикаторами, распознайте р-ры сульфата калия, сульфата железа(111), сульфида натрия.
3. Исходя из железа получите гидроксид железа(111).
4. Исходя из алюминия получите гидроксид алюминия.
5. Определите , в какой из пробирок с р-рами находится каждая из солей: хлорид железа(111), хлорид алюминия, хлорид кальция.
6. Определите , в какой из пробирок с р-рами находится каждая из солей: сульфат железа(111), сульфат натрия и сульфат алюминия.
7. В трёх пробирках под номерами находятся р-ры карбоната натрия, сульфата натрия и хлорида натрия. Определите каждое вещество.
8. Подтвердите опытным путём качественный состав сульфата железа (111).
9. Подтвердите опытным путём качественный состав карбоната натрия.
10. Распознайте с помощью одного реактива р-ры хлорида кальция, хлорида натрия и сульфата алюминия.
11. Распознайте с помощью одного реактива р-ры хлорида железа(11), хлорида калия и хлорида алюминия.
12. Докажите опытным путём , что выданный вам р-р сульфата железа(11) содержит примесь сульфата железа(111).
13. Докажите опытным путём, содержит ли выданный вам р-р гидроксида натрия карбонат натрия.
14. Не прибегая к другим реактивам , распознайте, в какой из трёх пробирок с р-рами содержатся : хлорид алюминия, хлорид кальция и гидроксид натрия.
15. Не прибегая к другим реактивам, распознайте, в какой из трёх пробирок находятся сульфат алюминия, сульфат магния и гидроксид калия.

Не забудьте привести в порядок своё рабочее место

 **Практическая работа № 17** **«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-красныи цвет, барий — в зеленовато-желтый цвет.

**Примечание.** Подобным же образом можно продемонстрировать окрашивание пламени солями меди (зеленый цвет или ярко-голу­бой, если взята соль СuС12), солями свинца (бледно-синий цвет) и т. п.

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

Используемая литература

1.В.Н.Верховский, А.Д. Смирнов «Техника химического эксперимента», Москва, «Просвещение»,1975

2.Н.Г.Ключников «Неорганический синтез», Москва, «Просвещение», 1988

3.Н.Л.Глинка « Общая Химия», Ленинград, «Химия», 1982

4. Э. Гроссе, Х. Вайсмантель «Химия для любознательных», Ленинград, «Химия», 1985