***Муниципальное автономное общеобразовательное учреждение***

***«Лицей №5» Камышловского городского округа***

|  |  |
| --- | --- |
|  | **Приложение**  к основной образовательной программе основного общего образования МАОУ «Лицей № 5 |

**РАБОЧАЯ ПРОГРАММА**

**элективного курса «Решение задач по органической химии повышенного уровня сложности»**

Уровень образования: среднее общее образование

Стандарт: ФГОС

Уровень изучения предмета: базовый

Нормативный срок изучения предмета: 1 год

Класс: 10 (технический профиль) класс

**Камышлов, 2020**

Элективный курс «Электрохимия. Электролиз».

**Нормативно – правовые основания разработки рабочей программы**

Рабочая программа элективного курса «Электрохимия» для 11 класса разработана в соответствии с Федеральным законом от 29 декабря 2012 г. № 273-ФЗ «Об образовании в Российской Федерации» п.3.6 ст.28, требованиями федерального государственного образовательного стандарта среднего общего образования (базовый уровень) 2012 года. Программа компилятивная. За основу рабочей программы взят курс **Александровой М.А**. (Элективный курс «Электрохимия» для 10-11 кл. / М.А. Александрова // Химия. – 2006. - №13. – С.19)

Согласно учебному плану на изучение курса в 11 классе отводится 1 час в неделю. Программа рассчитана на 34 часа.

Курс «Электрохимия» рассчитан на учащихся 11 класса, интересующихся химией, выбирающих данный предмет в качестве выпускного экзамена в форме ЕГЭ и для учащихся технического профиля . Курс предполагает проведение несложных практических работ, демонстрирующих явление коррозии, применение электролиза. В качестве основной цели определяют решение проблемы углубление и расширение знаний по данной теме. Курс предполагает также углубленное знакомство с окислительно – восстановительными реакциями, направленное на углубление и расширение знаний учеников.

Курс направлен на развитие учеников, создание условий для приобретения ими опыта участия в учебном исследовании. В ходе выполнения работ учащимся предстоит приобрести опыт работы с различными источниками информации, постановки и описания эксперимента. Доминантные формы обучения – семинар, практикум.

**Основные цели курса:**

1.     Расширить и углубить знания учащихся по теме «Электрохимия».

2.     Показать широкое прикладное значение электролиза.

3.    Научить решать задачи по темам «Электролиз расплавов и растворов», «Пластинка».

4. Создание ориентационной и мотивационной основы осознанного выбора предмета химии для дальнейшего изучения.

**Задачи курса:**

1. Расширение и углубление знаний по химии; развитие общих приемов практической деятельности;

2. Развитие познавательной активности и самостоятельности, установки на продолжение образования, познавательной мотивации в широком смысле;

3. Развитие опыта самореализации, коллективного взаимодействия (в частности по распространению знаний и умений);

4. Развернутое ознакомление с основами химического процесса, раскрытие химической картины окружающего мира.

Программа включает в себя серию из нескольких тем, построенных на материале химических превращений под действием электрического тока и образования электрического тока под действием движения электронов. Она включает в себя такие элементы, как наблюдение, выдвижение гипотез, экспериментирование, математическая обработка данных, анализ информационных источников, а также использование коммуникативных умений (сотрудничество при работе в группе, культуру ведения дискуссии, презентации результатов). Еще одна особенность курса – его интегративность, помогает показать учащимся универсальный характер естественнонаучной деятельности.

Предложенные темы допускают разный уровень выполнения заданий, что должно мотивировать учащихся разного уровня к более осознанному изучению химии; используется обычное оборудование, которое легко подготовить к выполнению практических работ; учебный материал и практические задания построены так, чтобы шло постепенное усложнение материала с использованием знаний по физике и математике; предполагается работа в группе, участие в дискуссии, презентация полученных результатов.

Учитель в сжатой форме представляет необходимые сведения об изучаемом процессе или явлении, с учениками формулирует задачу, дает информационные ссылки, которые могут потребоваться в процессе выполнения работы.

**Основной образовательный результат:**

• формирование собственной позиции относительно выбора профиля;

• развитие химической культуры учащихся – личного образования;

• умение оперировать полученными знаниями в повседневной жизни, для сдачи экзаменов;

• умение самостоятельно прогнозировать свою интеллектуальную деятельность и саморазвитие;

• развитие метапредметных умений (сотрудничать с товарищами, представлять результаты работы, вступать в дискуссию) компетенций;

• развитие химического мышления, предполагающего способность к установлению причинно-следственных связей, системному анализу явлений, моделированию и прогнозированию последствий.

Программой предусмотрено 8 тем, предполагающих раскрытие сущности электрохимических явлений, окислительно-восстановительных реакций для учащихся, имеющих разный уровень познавательной самостоятельности.

Все работы предусматривают поисковый или творческий уровень деятельности школьников, что готовит их к самостоятельному решению учебных и жизненных задач. Учитель может использовать проблемные ситуации для мотивации учащихся к самостоятельной деятельности. Вводная информация к работам позволяет школьникам актуализировать и уточнить свои знания и готовность к выполнению работы.

#### Способы оценивания достижений учащихся

Достижения намеченных образовательных результатов фиксируется по полноте и правильности выполнения учащимися заданий в представленных отчетах. Возможно проведение анкетирования или тестирования на начальном этапе изучения данного курса и после изучения.

# Содержание программы

**Тема 1. Металлы и их свойства**

Элементы-металлы обладают низкимиэлектроотрицательностями. Их валентные электроны слабо удерживаются ядрами атомов. Поэтому металлы представляют собой группу веществ, обладающих высокими восстановительными способностями.

***Ключевые понятия и термины:*** Класс металлов. Физические и химические свойства металлов. Коррозия металлов. Сплавы. Их значение и применение. Металлическая связь, ряд восстановительной способности металлов.

***Экспериментально-практические работы:*** окисление металлов неметаллами; окисление металлов водой; окисление металлов ионами (гидроксонием, катионами металлов, кислотными остатками); превращения в одной пробирке на примере меди.

***Расчеты по химическим формулам и уравнениям:*** с использованием смеси металлов или примеси каких-либо веществ.

***Оборудование и материалы:*** кристаллические решетки металлов и сплавов, нож или скальпель, фильтровальная бумага, пинцет ; сера, медь, натрий, кальций, магний, алюминий, железо, дистиллированная вода, фенолфталеин, гидроксид натрия, сульфат меди (II).

**Тема 2. Окислительно – восстановительные реакции.**

Окислительно-восстановительные реакции чрезвычайно распространены. С ними связаны процессы обмена веществ, протекающие в живом организме, гниение и брожение, фотосинтез. Окислительно-восстановительные реакции сопровождают круговороты веществ в природе. Их можно наблюдать при сгорании топлива, в процессах коррозии металлов, при электролизе и выплавке металлов. С их помощью получают щелочи, кислоты и многие другие ценные продукты. Окислительно-восстановительные реакции лежат в основе преобразования энергии взаимодействующих химических веществ в электрическую энергию в гальванических и топливных элементах.

***Ключевые понятия и термины:*** окислитель, восстановитель, окисление, восстановление, электроотрицательность, степень окисления, валентность.

***Экспериментально - практические работы:*** свойства соединений марганца.

***Оборудование и материалы:*** химические стаканы на 100-300 мл, нагревательный прибор; серная кислота, оксид марганца (IV), манганат калия, уксусная кислота, хлорная вода, сульфит натрия, сульфид натрия.

**Окислительно-восстановительные реакции в технике.**

Важнейшие отрасли современной промышленности основаны на использовании процессов окисления-восстановления. Например, производство серной кислоты (которая является важным продуктом основной химической промышленности), получение азотной кислоты (состоит из трех основных стадий, каждая из которых является окислительно-восстановительной реакцией), окислительно-восстановительные процессы являются основой ряда производств органической химии, металлургии, получения энергии и др.

***Ключевые понятия и термины:*** контактный способ, обжиговой газ, серный колчедан, кипящий слой, катализатор, обжиг, пирит, коксование, металлургия, сталь, чугун, магнетит, флюсы, металлизация, окатыши, гидрометаллургия, электролиз, ракетное топливо, запальная свеча.

***Экспериментально - практические работы:***  восстановление меди из оксида меди (II).

***Расчеты по химическим формулам и уравнениям:*** количественные расчеты тепла химических реакций; массы (или объема) полученного вещества, если даны исходные вещества с определенной массовой (или объемной) долей примесей и дана массовая (или объемная) доля выхода продукта реакции.

***Оборудование и материалы:*** прибор для получения газов, химический стакан на 300 мл, чистая салфетка, нагревательный прибор; оксид меди (II), 10%-ная соляная кислота, цинк, дистиллированная вода, сульфат меди (II).

**Окислительно-восстановительные реакции в быту.**

Окислительно-восстановительные реакции сопровождают многие процессы, осуществляемые в легкой промышленности и в различных сферах быта: горение газа в газовой плите, приготовление пищи, стирка, чистка предметов домашнего обихода, изготовление обуви, парфюмерных и текстильных изделий и т.п.

Зажигаем ли мы спичку, горят ли в праздничном небе причудливые фейерверки, отбеливаем ли и дезинфицируем ли – нас окружают окислительно-восстановительные реакции.

В природе окислительно-восстановительные реакции чрезвычайно распространены. Весь окружающий мир можно рассматривать как гигантскую химическую лабораторию, в которой ежесекундно протекают химические реакции в основном окислительно-восстановительные.

***Ключевые понятия и термины:*** отбеливание, дезинфекция, хлорная известь, крашение, биологически активные пищевые добавки.

***Расчеты по химическим формулам и уравнениям:*** расчет массы солей и объема воды для приготовления растворов для проведения практических работ.

**Тема 3. Теоретические основы электрохимии.**

**а) Гальванический элемент.**

Впервые гальванический элемент был создан итальянским физиком Алессандро Вольта (1745-1827). Он выглядел совсем иначе, чем современные батарейки, и называли его вольтовым столбом или батареей – соединением нескольких гальванических элементов. Вольта брал медные и цинковые кружочки, а между ними помещал войлочные кружочки, пропитанные разбавленным раствором серной кислоты. Чтобы получить большое напряжение, Вольта укладывал такие элементы друг над другом в столбик. К концам столба подводил металлические проводники. В результате он получил источник электрического тока.

С тех пор гальванические элементы претерпели изменения и были усовершенствованы, а ученые изучили процессы, происходящие в гальваническом элементе.

***Ключевые понятия и термины:*** гальванический элемент, электроды, анод, катод, электродвижущая сила (ЭДС), электродный потенциал, электрохимический ряд напряжений металлов, аккумулятор.

***Экспериментально-практические работы:*** конструирование гальванического элемента; приготовление насыщенных растворов.

***Расчеты по химическим формулам и уравнениям:*** вычисление необходимой для гальванического процесса величины тока; вычисление массы соли и объема воды для приготовления растворов.

***Оборудование и материалы:*** емкости на 3-5 л, кристаллизатор, провода, латунные или медные стержни, легкоплавкая масса для форм, кисточка, пинцет; чистый графит, медный купорос, серная кислота, дистиллированная вода, медная пластинка, азотная кислота, гидроксид натрия или гидроксид калия, хлорид натрия.

**б) Электролиз.**

В гальваническом элементе энергия окислительно – восстановительного процесса превращается в электрическую. Зная, что большинство химических процессов обратимы, можем предположить, что возможен такой окислительно - восстановительный процесс, в котором электрическая энергия превращается в химическую.

Электролиз широко применяется в современной промышленности. С помощью электролиза получают активные металлы (впервые такие металлы, как натрий, калий, кальций, барий, магний, стронций в 1807-1808 гг получил английский химик Гемфри Дэви с помощью электролиза), для очистки металлов, получение щелочей, галогенов, платы в современных приборах и др.

***Ключевые понятия и термины:*** электролиз, электролизная ванна, электродный потенциал, анодирование, рафинирование металлов, электролитическое гравирование.

***Расчеты по химическим формулам и уравнениям:*** вычисление массы, объема или количества вещества, полученного в результате электролиза.

**в) Коррозия металлов и защита от нее.**

Металлы обладают такими свойствами, которые позволяют очень широко использовать их в технике и быту. Трудно представить себе область деятельности человека, где бы не использовались металлы. Металлы – это основной конструкционный материал промышленности. Машины и механизмы, мосты и корпуса аппаратов, металлургические домны и колонны синтеза, поезда и самолеты, огромные КамАЗы и маленькие автомобили «Ока», фотоэлементы и катализаторы, основные детали телевизоров и компьютеров невозможно изготовить без металлов.

Однако использование металлов связано и с большими потерями. Часто можно наблюдать, как изделия из металла ржавеют, темнеют, разрушаются.

Разрушение металлов модно видеть повсюду. Ржавеют автомобили, особенно днища и кузова. Хуже, когда разрушение касается движущихся деталей машины. Поржавевшая деталь может выйти из строя, и в таком случае возможна авария. Чтобы защититься от коррозии, нужно знать как она происходит.

***Ключевые понятия и термины:*** коррозия, агрессивные вещества, химическая коррозия, электрохимическая коррозия, гальванические элементы, гальванопара, защитные покрытия, фосфатные покрытия, ингибиторы, оксидирование.

***Расчеты по химическим формулам и уравнениям:*** расчет процентного состава стали, устойчивой к коррозии.

**Тема 4. Подготовка к ЕГЭ.**

В ЕГЭ много заданий связаны с изучаемой темой – электрохимией, поэтому для успешной сдачи ЕГЭ по химии необходимо очень хорошо разбираться в этих вопросах. Следовательно, возникает необходимость в усиленной подготовке к экзамену.

***Форма работы:*** практические работы по выполнению заданий ЕГЭ, тренировочные ЕГЭ.

**Учебно-тематический план**

|  |  |
| --- | --- |
| №№ | Название темы |
| Уроки | Практические |
| 11 | Металлы и их свойства. Металлы как восстановители | 3 | 2 |
| 22 | Окислительно-восстановительные реакции | 9 | 7 |
| 33 | Теоретические основы электрохимии | 17 | 12 |
| 44 | Законы Фарадея | 5 | 3 |
| 5 | Итого | 34 | 24 |
| 6 |  |  | |

**Календарно-тематическое планирование**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **Дата** | **№ №**  **п** | **Тема** | **Изучаемые вопросы** | **Требования к усвоению материала** |
|  | **11-2.** | 1. Знакомство с металлами. Историческая роль металлов.  2. Решение задач | Роль металлов в истории цивилизации | уметь распознавать соединения различных металлов, применять исторические знания для решения познавательных задач. |
|  | **23-4.** | Общие физические и химические свойства металлов. Металлы как восстановители.  Сплавы. | металлическая кристаллическая решетка, Сплавы, их виды, состав, свойства. | Уметь объяснять свойства металлов и сплавов (пластичность, тепло- и электропроводность). Уметь решать задачи на процентный состав сплава. |
|  | **55-6** | Окислительно-восстановительные реакции. Основные понятия теории ОВР | ОВР, окислители, восстановители, степень окисления, ионные реакции, среда раствора, методы составления уравнений ОВР | Уметь распознавать окислители восстановители, определять функции элементов в ОВР |
|  | **77-9** | Метод электронного баланса. Соединения марганца | ОВР, окислители, восстановители, степень окисления, электронный баланс | Уметь распознавать окислители восстановители, определять функции элементов в ОВР составлять уравнения ОВР указанным методом |
|  | **910-13** | Метод электронно-ионных уравнений. Соединения хрома | ОВР, окислители, восстановители, степень окисления, электронно-ионные уравнения | Уметь распознавать окислители восстановители, определять функции элементов в ОВР, составлять уравнения ОВР указанным методом |
|  | **314-17** | Электролиз расплавов и растворов. | Электролиз – один из способов получения металлов. | Уметь писать схемы электролиза растворов и расплавов, решать расчетные задачи. |
|  | **518-19** | Применение электролиза. | Гальванопластика.гальваностегия. | Уметь писать уравнения электролиза, доказывая, что так можно получать кислоты, соли, металлы, простые вещества, очищать металлы от примесей. |
|  | **520-22** | Коррозия металлов | Химическая и электрохимическая коррозия. | Уметь объяснять явление коррозии, писать схемы коррозии металла во влажном воздухе, 2 металлов в контакте во влажном воздухе. |
|  | **623-24** | Гальванический элемент. Батарея. | Гальваническая пара, электролит, батарея. | уметь писать уравнения, поясняющие работу батареи свинцового аккумулятора. |
|  | **725-27** | Решение задач по теме "Электролиз растворов и расплавов". | Решение типовых и усложненных расчетных задач. | Уметь решать конкурсные задачи по теме "Электролиз растворов и расплавов". |
|  | **928-30** | Решение задач по теме "Пластинка". | Решение типовых и усложненных расчетных задач. | Уметь решать конкурсные задачи по теме "Пластинка". |
|  | **331-32** | Решение задач по законам Фарадея |  | Решение задач с использованием закона Фарадея |
|  | **233-34** | Резервные уроки |  |  |

**Список литературы.**

1. Аликберова Л.Ю. Занимательная химия. М.: АСТ-ПРЕСС, 1999.

2. Бабич Л.В., Балезин С.А. и др. Практикум по неорганической химии. М.: Просвещение, 1978.

3. Буравихин В.А., Егоров В.А. Биография электрона. М.: Знание, 1985.

4. Крючкова Г.М. Руководство к практическим занятиям по неорганической и органической химии. М.: Медицина, 1977.

5. Кузнецова Лилия. Химия 9. Учебник для общеобразовательных учреждений. М.: Мнемозина, 2003.

6. Кузнецова Лилия. Химия 10. Учебник для общеобразовательных учреждений. М.: Мнемозина, 2003.

7. Мартыненко Б.В. Химия: кислоты и основания. М.: Просвещение, 2000.

8. Остапкевич Н.А. Практикум по неорганической химии. М.: Высшая школа. 1987.

9. Парменов К.Я. Опыты по химии с электрическим током. М.: Просвещение, 1962.

10. Розенберг Е.Л. Химия. Лабораторный практикум для средней школы. М.: Мир, 1973.

11. Степин Б.Д., Аликберова Л.Ю. Занимательные задания и эффектные опыты по химии. М.: дрофа, 2002.

12. Фадеев Г.Н. Химия и цвет. М.: Просвещение, 1983.

13. Хомченко Г.П., Севастьянова К.И. Окислительно-восстановительные реакции. М.: Просвещение, 1989.

14. Каверина А.А., Добротин Д.Ю. Новые демоварианты для самостоятельной **подготовкикЕГЭпохимии**.

15. ege.yandex.ru/chemistry

16. <http://4ege.ru/>

17. <http://www.ctege.info/>

**Приложение. Методика проведения экспериментально - практических работ.**

1. **Рекомендации к проведению практической работы по теме**

**«Окислительно-восстановительные реакции» на примере соединений марганца.**

*Цель работы:* показать как влияет изменение степени окисления элемента в соединениях на их свойства.

*Оборудование и реактивы:* соединения марганца (II) - MnO, Mn(OH)2, MnSO4, MnCl2; соединения марганца (VII) - КMnO4; дистиллированная вода, соляная кислота, гидроксид натрия или калия; пробирки, нагревательный прибор, мешалка.

*Ход работы:* Mn является элементом побочной подгруппы VII группы периодической системы элементов, проявляющий положительные степени окисления от +2 до +7.

Оксиды марганца (II) и (III) MnO и Mn2O3 , а также соответствующие им гидроксиды Mn(OH)2 и Mn(OH)3 имеют основной характер. Оксид и гидроксид марганца (IV) MnO2 и Mn(OH)4 (последний можно написать в форме кислоты Н2MnО3) проявляет выраженные амфотерные свойства. Степень окисления +5 у марганца отсутствует.

Оксид и гидроксид марганца (VI) MnO3 (марганцовистый ангидрид) и H2MnO4 (марганцовистая кислота) в свободном состоянии получить не удается, но соли этой кислоты – манганаты (K2MnO4, Na2MnO4) – получить сравнительно несложно.

Марганец (VII) образует типичный кислотный оксид Mn2O7 и марганцовую кислоту HMnO4.

Соли марганцовой кислоты называются перманганатами (KMnO4, NaMnO4) и применяются в лабораторной практике.

Соединения марганца в разных степенях окисления по –разному ведут себя в окислительно-восстановительных реакциях. Их поведение можно изобразить при помощи наглядной схемы.

##### Превращения соединений марганца в окислительно-восстановительных реакциях

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **Степень окисления марганца** | **Соединения марганца** | **Реакция среды** | | | **Цвет раствора** |
| **кислая** | **щелочная** | **Нейтральная и слабо- щелочная** |
| Mn+2 | MnO, Mn(OH)2,  MnSO4,  MnCl2идр. | Окисляется до Mn+7 | Окисляется до Mn+6 | Окисляется до Mn+4 |  |
| Mn+4 | MnO2. Mn(OH)4,  H2MnO3 и др. | Окисляется до Mn+7  Восстанавли-  вается до  Mn+2 | Окисляется до Mn+6 | - |  |
| Mn+6 | MnO3, H2MnO4,  К2MnO4 и др. | Окисляется до Mn+7  Восстанавли-  вается до  Mn+2 |  | Востанав-  ливается  до Mn+4 |  |
| Mn+7 | Mn2 O7, HMnO4,  КMnO4идр | Восстанавли-  вается до  Mn+2 | Восстанавли-вается до Mn+6 | Востанав-  ливается  до Mn+4 |  |

Из схемы видно, что в нейтральной и слабощелочной среде наиболее устойчивой степенью окисления является Mn+2, в кислой Mn+2 и Mn+7, а в сильнощелочной - Mn+6. поэтому в процессе окисления или восстановления соединений марганца они переходят в форму , наиболее устойчивую для данной среды.

**2. Рекомендации к проведению практической работы по теме «Металлы как восстановители».**

*Цель работы:* познакомиться на практике с восстановительными свойствами металлов.

*Оборудование и реактивы:* пробирки, химические стаканы на 50-100 мл, мешалка, нагревательный элемент; дистиллированная вода, натрий, кальций, цинк, алюминий, медь, железо, олово, сульфат меди (II), фенолфталеин, магний, алюминиевая пластинка, гидроксид калия или натрия, соляная кислота, оксид магния.

*Ход работы:*

*Опыт 1. Отношение металлов к воде.*

*А)* Опыт проводит учитель: опускает в один стакан кусочек очищенного от корки продуктов окисления натрия, а в другой – очищенный кусочек кальция. Что наблюдаете? Как меняются окраски растворов при внесении в них фенолфталеина?

*Б)* В пробирку налейте 2 мл воды и опустите в нее немного порошка магния. Что наблюдаете? Зажмите пробирку в держателе и осторожно нагрейте на спиртовке. К полученному раствору добавьте каплю фенолфталеина.

*В)* Конец алюминиевой пластинки опустите в раствор щелочи, чтобы снять оксидную пленку, затем сполосните водой. Опустите приготовленную пластинку в воду.

Занесите все наблюдения в таблицу. Величины электродных потенциалов и энергии кристаллических решеток найдите в справочнике.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Металл | *Е*0, В | Энергия  кристалл.  решетки, кДж/ моль | Наблюдения | Уравнение  реакции |
| Na |  |  |  |  |
| Mg |  |  |  |  |
| Ca |  |  |  |  |
| Al |  |  |  |  |

Как зависит наблюдаемая вами активность металлов по отношению к воде от электродных потенциалов? От энергии кристаллической решетки?

*Опыт 2. Отношение металлов к кислоте.* По кусочку цинка, алюминия и меди опустите в соляную кислоту. Наблюдения занесите в таблицу.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Металл | *Е*0, В | Энергия  кристалл.  решетки, кДж/ моль | Наблюдения | Уравнение  реакции |
| Al |  |  |  |  |
| Zn |  |  |  |  |
| Cu |  |  |  |  |

*Опыт 3. Отношение металлов к раствору щелочи.*

Наполните три пробирки на одну четверть водой. Опустите в них по кусочку металлов: в первую – магний, во вторую – алюминий, в третью – цинк. Происходит ли реакция? Внесите в каждую пробирку по одной грануле щелочи. Размешайте содержимое пробирки стеклянной палочкой до полного растворения щелочи. Наблюдайте происходящее. Отметьте, сразу ли начинается реакция. Какой процесс происходит до начала выделения водорода?

Наблюдения и уравнения всех происходящих реакций занесите в таблицу.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Металл | Наблюдения | Уравнение  реакции |
| Mg |  |  |
| Al |  |  |
| Zn |  |  |

Почему магний реагирует с водой, но не с раствором щелочи, а алюминий реагирует и с водой, и с раствором щелочи? Какие вещества образуются при реакции этих металлов с водой? Какими свойствами они отличаются друг от друга?

*Опыт 4. Сравнение активности металлов.*

Налейте в три пробирки по 1-2 мл раствора сульфата меди (II). В каждую пробирку опустите по кусочку металла (цинк, железо, олово), предварительно зачищенного наждачной бумагой. Через 5 минут раствор слейте, а кусочки металлов промойте водой. Что наблюдаете? Запишите уравнения реакций, укажите окислитель металлов.

Опыт повторите с хлоридом никеля. Напишите уравнения реакций и укажите окислитель металлов.

Наблюдения занесите в таблицу и сделайте выводы.

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Металл | *Е*0, В  металла | Наблюдения | | *Е*0, В | | Вывод |
| Раствор  CuSO4 | Раствор  NiCl2 | Сu2+/Cu | Ni2+/Ni |
| Zn |  |  |  |  |  |  |
| Fe |  |  |  |  |  |  |
| Sn |  |  |  |  |  |  |

**3. Рекомендации к проведению практической работы по теме «Гальванический элемент».**

*Цель работы:* познакомиться с электрохимическими процессами, протекающими при конструировании гальванического элемента.

*Оборудование и реактивы:*  два стакана на 500 мл, соединительная трубка, гальванометр; 10%-ный раствор сульфата меди (II), сульфата железа (II), железный гвоздь, железная пластинка, медная пластинка,

*Ход работы:* Опустите железный гвоздь в голубой раствор сульфата меди. Через некоторое время гвоздь покроется налетом розовой меди. Прошла обычная окислительно-восстановительная реакция :

Fe0 + Cu+2SO4 = Fe+2SO4 + Cu0

Электроны от железа перешли к ионам меди, восстановили их в свободный металл, и в растворе остались ионы железа. Опыт можно усложнить. Разделите эти процессы. Пусть электроны от железа потекут к ионам меди по металлическому проводнику. Для этого в стакан налейте раствор сульфата железа (II) и опустите железную пластинку, а в другой стакан налейте раствор сульфата меди (II) и опустите в него медную пластинку, соедините обе пластинки проводником, а оба сосуда электрическим ключом (трубка с раствором соли), чтобы замкнуть цепь. Теперь по отклонению стрелки гальванометра можем судить : по цепи перемещаются заряды, т. е. идет ток. Получился гальванический элемент – прибор, позволяющий получать электрический ток за счет реакции окисления-восстановления.

**7. Методика проведения практической работы по теме «Окислительно – восстановительные реакции в технике».**

*Цель работы:* познакомиться с химическими процессами, протекающими при окислительно-восстановительных реакциях в технике.

*Оборудование и реактивы:* пробирки, прибор для получения газов, химический стакан на 100-200 мл, чистая салфетка, нагревательный прибор; оксид меди (II) или порошок малахита, 10%-ная соляная кислота, цинк, дистиллированная вода.

*Ход работы:*

*А)* восстановление меди из оксида меди (II): порошок малахита насыпьте в пробирку на высоту 1,5-2 см, установите в нагревательный прибор; одновременно в другую пробирку с газоотводной трубкой положите 5-6 кусочков цинка и добавьте 5-6 мл соляной кислоты, полученный газ пропустите через малахит в течение 5-10 минут. Зафиксируйте наблюдения, запишите уравнения реакций всех процессов;

**Приложение. Подумайте и решите.**

Задача 1. С учетом степени окисления хрома, серы, азота объясните, какое из соединений – дихромат калия K2Cr2O7 , сероводород H2S, азотистая кислота HNO2 – проявляет свойства: а) только окислителя; б) только восстановителя; в) окислителя и восстановителя.

Задача 2. В какой среде - кислой, нейтральной или щелочной – расходуется наименьшее количество окислителя – перманганата калия KMnO4?

Задача 3. Какой объем раствора дихромата калия, содержащего 14 г K2Cr2O7 в 1 л, необходим для окисления 2 л 0,1 М раствора сероводорода в присутствии разбавленной серной кислоты?

Задача 4. Составьте схемы двух гальванических элементов: а) в одном никель служит катодом; б) в другом - анодом.

Задача 5. Водный раствор сульфата меди подвергался электролизу с инертными электродами. Напишите уравнения реакций: а) протекающих на электродах; б) суммарное уравнение электролиза.

Ответы:

Задача 1. K2Cr2O7 ,nCr = +6 (максимальная), окислитель; б) H2S, nS = -2 (минимальная), восстановитель; в) HNO2, nN = +3 (промежуточная ), окислитель и восстановитель.

Задача 2. В кислой, Э KMnO4 = М .

5

Задача 3. 1,33 л.

Задача 4. а) Никель – катод: Cd⎢CdSO4⎢⎢NiSO4⎢Ni;

б) никель – анод: Ni⎢NiSO4⎢⎢СuSO4⎢Cu .

Задача 5. а) Анод: H2O - 2*e* = 1/2 O2 + 2H+.

Катод: Cu2+ + 2*e* =Cu;

б) Cu + H2O =Cu + 1/2O2 + 2H+.