**Министерство образования Российской Федерации**

**Муниципальное бюджетное общеобразовательное учреждение**

**г. Владимира «Средняя общеобразовательная школа № 34»**

**Тема элективных курсов по химии:**

**Окислительно-восстановительные реакции. Решение задач.**

**Выполнил:**

**Васильева Жанна Алексеевна, учитель химии**

**Владимир 2012 г**

**СОДЕРЖАНИЕ.**

1. **Пояснительная записка.**
2. **Содержание курса.**
3. **Список литературы.**
4. **Приложение.**
   1. **Приложение № 1. Химический практикум.**
   2. **Приложение № 2. Демонстрационные опыты.**
   3. **Приложение № 3. Упражнения и задачи для контроля знаний.**
   4. **Приложение № 4. Перечень тем творческих проектов учащихся.**
5. **Пояснительная записка.**

Элективный курс для учащихся 9-х классов посвящен окислительно-восстановительным реакциям, рассчитан на 17 часов. Рекомендуется проведение этого курса во втором учебном полугодии 9-го класса. Данный курс составлен на основе авторской программы С.В.Павленко (Сборник элективных курсов. Химия. 9 класс. Профильное образование / сост. В.Г. Денисова. – Волгоград: Учитель, 2007). В авторскую программу были внесены изменения и дополнения. Увеличено количество практических работ и демонстрационных опытов, включены расчетные задачи, в которых используются окислительно-восстановительные процессы.

Выбор элективных курсов по теме ОВР объясняется чрезвычайной распространенностью реакций. С ними связаны процессы обмена веществ в организме, брожение, фотосинтез. Окислительно-восстановительные процессы можно наблюдать при электролизе, выплавке металлов и их коррозии. Окислительно-восстановительные реакции вызывают у учащихся определенные трудности и требуют углубления и систематизации. Данный курс позволяет более широко взглянуть на окислительно-восстановительные процессы с практической точки зрения, позволяет подготовить учащихся к итоговой аттестации по химии (задания по теме ОВР включены в ГИА и ЕГЭ по химии).

***Цель курса:***

Систематизировать и углубить знания учащихся о сущности окислительно-восстановительных реакций, их роли в природе и практическом применении.

**Задачи курса:**

1. Углубить знания учащихся о методах расстановки коэффициентов и влиянии среды на течение ОВР.
2. Расширить знания учащихся о распространении ОВР в природе и практической деятельности человека (электролиз, гальванический элемент, металлургия).
3. Развивать у учащихся общеучебные умения и навыки (наблюдения, планирования, обобщения, анализа, синтеза), творческие способности.
4. Формировать практические умения и навыки работы с лабораторным оборудованием и реактивами.
5. Научить решению задач с использованием ОВР.

По окончании курса учащиеся должны

***Знать:***

1. Отличие ОВР от реакций обменного типа.
2. Методику определения степеней окисления и валентности атомов в соединениях.
3. Классификацию окислительно-восстановительных реакций.
4. Важнейшие окислители и восстановители, методы составления ОВР.
5. Понятия электрохимической коррозии и способов защиты от неё, сущность электролиза, электролиз расплавов и растворов как окислительно-восстановительный процесс.
6. Правила техники безопасности при работе с химическим оборудованием и реактивами.

***Уметь:***

1. Составлять окислительно-восстановительные уравнения реакций методом электронного баланса и полуреакций. Определять продукты реакций с учетом влияния среды.
2. Производить расчеты по уравнениям
3. Самостоятельно пополнять и систематизировать свои знания, пользоваться учебником и дополнительной литературой, пользоваться приемами сравнения, обобщения, делать выводы, грамотно оформлять отчеты и творческие задания.

*Программа курса построена по следующей схеме:*

- теоретические основы по разделу;

- отработка упражнений по разделу;

- химический практикум

- контроль за знаниями и умениями.

***Методические рекомендации:***

Основные формы проведения занятий – лекция, практикумы, семинар, тестирование. Вводное занятие предусматривает анкетирование с целью выявления причин выбора данного курса, а также вводную лекцию о сущности окислительно-восстановительных реакций, их роли в природе и практическое значение, важнейших окислителях и восстановителях, о влиянии среды на характер протекания окислительно-восстановительных реакций.

Семинарские занятия носят повторительно-обобщающий характер и выступают в виде итогового контроля по отдельным темам курса. Промежуточный контроль проводится в форме тестирования.

Использование различных методов обучения: репродуктивный, частично-поисковый, творческий — позволяет оптимизировать учебный процесс и стимулировать дальнейшую исследовательскую деятельность учащихся.

1. **Содержание курса.**

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **№ п/п** | **Тема занятия** | **Кол-во часов** | **В том числе** | | | **Форма контроля** |
| **лекций** | **практич** | **семинар** |
| 1. | Введение. Электроотрицательность. Степень окисления. Валентность. | 1 ч | 0,5 ч |  | 0,5 ч | Выполнение упражнений.  Решение задач |
| 2. | Понятие ОВР. Важнейшие восстановители и окислители. | 2 ч | 1 ч | 0,5 ч | 0,5 ч | Выполнение упражнений |
| 3. | Методы составления ОВР | 2 ч. | 1 ч. |  | 1 ч. | Выполнение упражнений. |
| 4. | Классификация ОВР | 2 ч | 0,5 ч | 1 ч | 0,5 ч | Выполнение упражнений  Химический практикум. |
| 5. | Влияние среды на течение ОВР. | 2 ч | 0,5ч | 1ч | 0,5 ч | Решение задач и упражнений. Химический практикум. |
| 6. | Металлы в окислительно-восстановительных процессах. | 5 ч | 2 ч | 1 ч  0,5 ч  0,5 ч | 1 ч | Выполнение упражнений.  Химический практикум. |
| 7. | Окислительно-восстановительные процессы вокруг нас. | 2 | 1 |  | 1 | Итоговый контроль. |
| 8. | Защита творческих проектов. | 2 ч |  |  | 2 ч | Защита творческих проектов |
|  | **Итого:** | 17 | 6,5 ч | 4,5 ч | 7 ч |  |

**Тема 1. Введение. – 1 час.**

*Лекция. (0,5 ч):* Теория ОВР (повторение и обобщение изученного в обязательном курсе химии). Вспомнить понятия электроотрицательности, валентности, степени окисления, их общие черты и различия.

*Семинар (0,5 ч).* Решение задач на определение степени окисления, валентности.

**Тема 2. Понятие ОВР. Основные окислители и восстановители – 2 часа.**

*Лекция (1час):* Изменение окислительно-восстановительных свойств в периодах и главных подгруппах. Примеры некоторых восстановителей и окислителей, имеющих большое значение в технике и лабораторной практике. Приемы работы со сводной таблицей важнейших окислителей и восстановителей.

*Семинар(0,5ч).* Определение окислительных и восстановительных свойств веществ.

*Демонстрационный опыт № 1 (0,5 ч)*. Окислительные свойства кислот.

**Тема 3. Методы составления ОВР – 2 часа.**

*Лекция (1ч):* Метод электронного баланса. ОВР с несколькими окислителями и несколькими восстановителями. Метод полуреакций.

*Семинар(1ч):*Выполнение упражнений по составлению окислительно-восстановительных уравнений реакций методом электронного баланса и полуреакций.

**Тема 4. Классификация ОВР - 2 час.**

*Лекция (0,5ч):* Межмолекулярное окисление-восстановление, внутримолекулярное окисление-восстановление, диспропорционирование (дисмутация) – самоокисление-самовосстановление. Значение окислительно-восстановительных реакций.

*Семинар (0,5ч):*Выполнение упражнений по определению типов окислительно-восстановительных реакций.

*Практическая работа № 1 (1 ч).* Типы окислительно-восстановительных реакций.

**Тема 5. Влияние среды на течение ОВР – 2 часа.**

*Лекция (0,5 ч).* Влияние среды (кислой, нейтральной, щелочной) среды на характер протекания реакции, изменение степеней окисления атомов. Окислительно-восстановительные свойства соединений марганца в различных средах, окислительно-восстановительные свойства соединений хрома в различных средах.

*Семинар (0,5 ч).* Решение упражнений на определение продуктов реакций.

*Практическая работа № 2.(1 ч)* Влияние среды на течение ОВР.

**Тема 6. Металлы в окислительно-восстановительных процессах. – 5 час.**

*Лекция (1 ч).* Гальванический элемент. Стандартные электродные потенциалы металлов. Окислительно-восстановительные потенциалы.

*Демонстрационный опыт № 2 (0,5 ч).* Медно-цинковый гальванический элемент.

*Лекция (1ч):* Сущность электролиза. Электролиз водных растворов и расплавов. Количественные соотношения при электролизе. Электролиз на практике.

*Демонстрационный опыт № 3 (0,5 ч).* Электролиз солей.

*Семинар (1 ч).* Электролиз растворов и расплавов как окислительно-восстановительный процесс, решение упражнений по теме. Расчет выхода продукта при электролизе.

*Практическая работа № 3. (1 ч). Металлы в окислительно-восстановительных процессах.*

**Тема 7. Окислительно-восстановительные реакции вокруг нас. - (2 часа)**. Лекция *(1ч):* Окислительно-восстановительные реакции в быту, в промышленности. Круговорот элементов в природе.

*Семинар (1 ч).* Итоговый контроль по теме ОВР.

**Тема 8. Защита творческих проектов. – 2 часа.**

Защита творческих проектов, подготовленных учащимися из предложенных тем в Приложении 4.4.

**3. Список литературы.**

1. Блохина О.Г Я иду на урок химии: летопись важнейших открытий химии. XVII-XIXвв.: Книга для учителя. – М.: Издательство «Первое сентября», 1999. – 320с.: ил.

2. Глинка Н.Л. Общая химия. Учебное пособие для вузов. – Л.: Химия, 1987. – 704 с.

3. Зуева М.В, Гара Н.Н. Контрольные и проверочные работы по химии. 10-11 кл. Методическое пособие. - М.: дрофа, 1998.

4. Кузьменко Н.Е, Еремин В.В 2400 задач по химии для школьников и поступающих в вузы.-М: Дрофа, 1999.

5. Сидорская Э.А О методе полуреакций // Химия в школе. -1993.- №6-с.10-14.

6. Сорокин В.В., Загорский В.В. Задачи химических олимпиад. – М.: Изд-во МГУ, 1989. – 256 с.

7. Хомченко Г.П, Севостьянова К.И. Окислительно-восстановительные реакции. Книга для вн. чтения учащихся – М.:»Просвещение», 1999. 141 с.

8. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. Сборник задач по химии. – М.: РИА «Новая Волна», 2008., - 278 с.

9. Химический энциклопедический словарь/ Гл. редактор И.Л.Кнуньянц. М.: Советская энциклопедия, 1983.

10.«Химия в школе».– 2006. – №6 Первое сентября. Химия».– 2003.– №№2-4

11. Чертков И.Н Методика формирования у учащихся основных понятий органической химии: Пособие для учителя. – 2-е изд., перераб. – М.: Просвещение, 1990. – 191с.: ил.

12. Шустов С.Б, Шустова Л.В Окислительно-восстановительные процессы в живой природе // Химия в школе. -1995.- №2-с.37-40.

13. Энциклопедический словарь юного химика. М.: Педагогика,1982

14. <http://www.uchmet.ru/library/material/140977/>

15. <http://nature.1580.ru/chem_spec.html>

16. <http://rudocs.exdat.com/docs/index-32883.html?page=9>

17. <http://www.chem.msu.su/rus/school/zhukov/18b.html>

18. <http://www.shkola34.ru/experience/18>

**4. Приложение.**

**4.1. Приложение № 1. Химический практикум.**

**Практическая работа № 1. Типы окислительно-восстановительных реакций.**

***Опыт 1. Внутримолекулярные окислительно-восстановительные процессы.***

**а)** На железную или керамическую пластинку поместить 2 – 3 грамма дихромата аммония ((NH4)2Cr2O7), для начала реакции нагреть, после чего прекратить нагревание. Обратить внимание на особенности протекания реакции и ее продукты – газообразные (азот и пары воды) и твердый (Cr2O3).

**Задание.**

1. Написать уравнение реакции, расставить коэффициенты и указать окислитель и восстановитель.

**б)** В пробирку внести несколько кристаллов нитрата меди (Cu(NO3)2∙3H2O). Закрепить пробирку в штативе и осторожно нагревать, наблюдая изменение цвета кристаллов и цвета выделяющегося газа.

**Задание.**

1. Написать уравнение реакции разложения нитрата меди (II), учитывая окраску возможных продуктов реакции:
2. безводный Cu(NO3)2 – белый;
3. Cu(NO2)2 – не существует;
4. CuO – черный;
5. Cu – красный;
6. N2, NO, и О2 – бесцветные газы;
7. NO2 – бурый газ.
8. Указать окислитель и восстановитель в молекуле нитрата меди (II).

***Опыт 2. Реакции диспропорционирования.***

а) В стакан с коричневым раствором иода( I2 ) добавить раствор щелочи.

**Задание.**

1. Наблюдать за изменением окраски раствора.
2. Написать уравнение реакции, указав атомы окислители и восстановители.

б) Реакция разложения [хлората калия](http://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A5%D0%BB%D0%BE%D1%80%D0%B0%D1%82_%D0%BA%D0%B0%D0%BB%D0%B8%D1%8F) (реакция Тищенко):

**Задание.**

1. Написать уравнение разложения хлората калия. Указать окислитель и восстановитель.

**Практическая работа № 2.**

**Влияние среды на течение ОВР.**

***Опыт 1. Окислительные свойства перманганата калия в разных средах.***

1) Окисление сульфита натрия (Na2SO3) перманганатом калия (KMnO4) в кислой среде.

Налить в пробирку несколько капель (2 – 3) раствора перманганата калия, такой же объем 2Н раствора H2SO4, затем по каплям прибавлять сульфит натрия до полного обесцвечивания раствора.

**Задание.**

1. В какую степень окисления переходит Mn+7 в кислой среде?
2. Написать уравнение реакции, расставить коэффициенты и указать какую функцию выполняет в ней сульфит натрия и серная кислота.

2) Окисление сульфита натрия (Na2SO3) перманганатом калия (KMnO4) в нейтральной среде.

Налить в пробирку несколько капель (3 – 5) раствора перманганата калия и примерно такой же объем сульфита натрия.

**Задание.**

1. Как меняется в этом случае цвет раствора? Какое соединение образовалось в осадке?
2. Какая степень окисления марганца устойчива в щелочной и слабоосновной среде?
3. Написать уравнение реакции и расставить коэффициенты.

3) Окисление сульфита натрия (Na2SO3) перманганатом калия (KMnO4) в щелочной среде.

Налить в пробирку 3 - 4 капли концентрированного раствора NaOH или KOH, такой же объем сульфита натрия (Na2SO3), затем 2 – 3 капли раствора KMnO4.

**Задание.**

1. Как изменилась окраска раствора? Какой ион придает раствору такую окраску?
2. Напишите уравнение реакции и расставьте коэффициенты.

На основании опытов **1, 2, 3** сделать общий вывод о характере продуктов восстановления перманганат-иона в зависимости от рН среды.

В какой среде перманганат-ион проявляет более высокую окислительную активность?

***Опыт 2*. Окислительные свойства дихромата калия (K2Cr2O7).**

***1) Окисление сульфата железа (II) дихроматом калия.***

Налить в пробирку 2 – 3 капли раствора дихромата калия (K2Cr2O7) и столько же 3Н раствора H2SO4, после чего по каплям приливать раствор сульфата железа (FeSO4). Пока дихромат-ионы полностью не прореагируют, оранжевый их цвет в сочетании с цветом образовавшихся гидратированных ионов хрома (III), образует бурый раствор. Поэтому добавление по каплям раствора сульфата железа (II) следует вести до достижения устойчивой окраски.

**Задание.**

1. В какой цвет окрашен раствор? Какую функцию выполняет в этой реакции сульфат железа (II)?
2. Написать уравнение реакции и расставить коэффициенты.

***2) Окисление сульфита натрия (Na2SO3) дихроматом калия (K2Cr2O7).***

Приготовить в пробирке, как в предыдущем опыте, раствор дихромата калия (K2Cr2O7), подкисленный серной кислотой, и прибавлять к нему по каплям раствор сульфита натрия (Na2SO3) до достижения устойчивой окраски.

**Задание.**

1. Написать уравнение реакции, расставить коэффициенты и указать окислитель и восстановитель.

**Практическая работа № 3.**

**Металлы в окислительно-восстановительных процессах.**

***Опыт 1. Восстановительные свойства алюминия.***

В пробирку поместить кусочек алюминиевой стружки и 5 капель концентрированного раствора щелочи. Слегка нагреть пробирку на спиртовке.

**Задание.**

1. Что наблюдается? Написать уравнения реакции.
2. Сделайте выводы о свойствах алюминия.

***Опыт 2. Восстановительные свойства магния в реакции с кислородом***

1. Возьмите тигельными щипцами кусочек магниевой стружки и внесите в пламя горелки.

2. Полученное вещество поместите в пробирку, прилейте 3-4 мл дистиллированной воды, добавьте 2-3 капли фенолфталеина и нагрейте. **Задание**

1. Напишите уравнение реакции взаимодействия магния с кислородом и укажите признаки реакции. Какие свойства (окислителя или восстановителя) имеет магний в данной реакции?

2. Напишите уравнение реакции взаимодействия оксида магния с водой. Оксид магния - основной, амфотерный или кислотный?

***Опыт 3. Восстановительные свойства металлов в реакциях с неокисляющими кислотами***

1. Возьмите 4 пробирки и опустите в первую кусочек магния, во вторую - цинка, в третью - железа и в четвертую - меди.

2. В каждую пробирку налейте по 2-3 мл раствора H2SO4.

**Задание**

1. Определите окислитель и восстановитель. Какие свойства проявляют металлы? Какой элемент (ион) является окислителем?

2. Сделайте вывод о том, какие металлы могут окисляться ионами водорода и какие - нет.

3. Расположите исследованные металлы в ряд по их активности.

***Опыт 4. Сравнительная активность металлов***

1. Налить в пробирку 2-3 мл раствора сульфата меди(II) и опустить в нее железную проволоку.

2. В две пробирки налить раствор сульфата железа(II). В одну из них опустить кусочек меди, в другую - магния.

**Задание**

1. Напишите уравнения проведенных реакций в молекулярном и ионном виде и укажите признаки реакций.

2. Сделайте вывод о том, в каких случаях реакция между металлом и солью другого металла возможна и в каких нет. Подтвердите вывод значениями Е0 соответствующих систем.

* 1. **Демонстрационный опыт.**

**Демонстрационный опыт № 1. Окислительные свойства кислот.**

***Опыт 1. Окислительные свойства азотной кислоты.***

К 4 каплям раствора иодида калия прилить 4 капли раствора азотной кислоты.

**Задание:**

1.Что наблюдается? Составьте уравнения реакций.

2. Как можно доказать, что появившаяся окраска обусловлена выделившимся иодом?

***Опыт 2. Окислительные свойства концентрированной азотной кислоты.***

В пробирку поместить маленький кусочек меди и 4 капли концентрированной азотной кислоты (Осторожно! Опыт проводить в вытяжном шкафу!).

**Задание:**

1. Напишите уравнения реакции взаимодействия концентрированной азотной кислоты с медью.
2. Пронаблюдайте за изменениями, происходящими в пробирке. Сделайте вывод.

**Демонстрационный опыт № 2. Медно-цинковый гальванический элемент.**

Гальванический элемент состоит из двух полуэлементов, каждый из которых представляет собой металлический электрод, погруженный в раствор соли того же металла. Полуэлементы соединяются в электрическую цепь с помощью трубки, заполненной токопроводящим раствором (так называемого электролитического или солевого мостика). На рис.1 приведена схема медно-цинкового гальванического элемента Zn⎢ZnSO4⎢⎢CuSO4⎢Cu (знак ⎢⎢ в схематической записи гальванического элемента символизирует солевой мостик, а одиночные вертикальные линии символизируют границу металл-раствор).

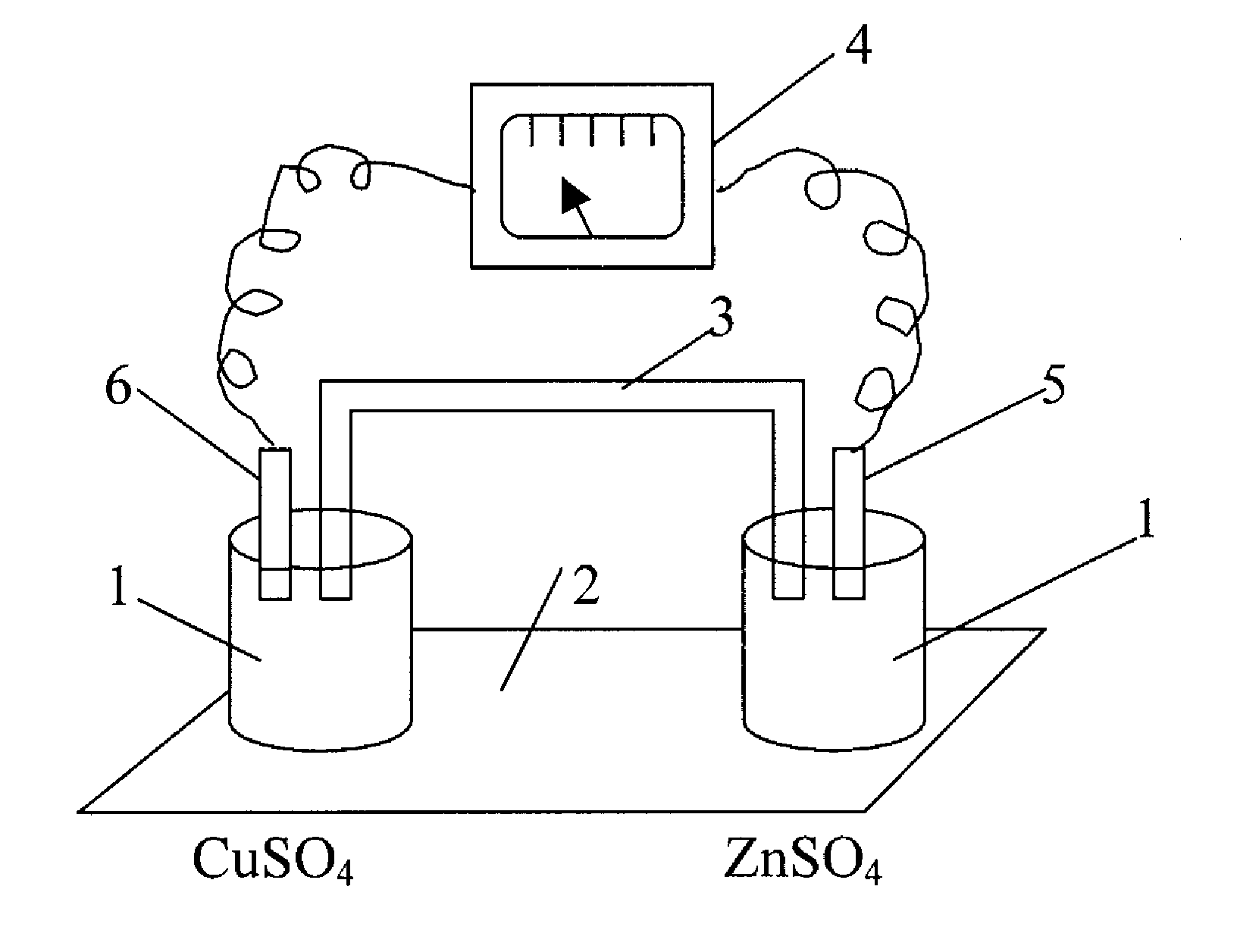


Рис.1. Гальванический элемент медно-цинковый:

1-стаканчики; 2-подставка; 3-электролитный мостик;

4- рН-метр (иономер); 5-цинковый электрод; 6-медный электрод

Реакция, протекающая на левом электроде, соответствует процессу окисления

Zn0 – 2e → Zn2+

Реакция на правом электроде – процессу восстановления.

Cu2+ + 2e → Cu0

Электрод, на котором происходит окисление, является анодом; электрод, на котором происходит восстановление, является катодом.

Суммарная реакция в гальваническом элементе выражается уравнением:

Zn + Cu2+ = Zn2+ + Cu

**Демонстрационный опыт № 3. Электролиз.**

***Опыт 1. Электролиз раствора сульфата меди***

Взвесить электрод на аналитических весах с точностью до 0,001 г. Опустить электроды в стакан с приготовленным раствором сульфата меди CuSO4 и пропустить постоянный электрический ток. Наблюдать происходящие явления на электродах. После отключения установки вынуть электроды, просушить фильтровальной бумагой электрод, на котором выделилась медь, и тщательно взвесить его. Определить по разнице масс количество выделившейся на электроде меди. Составить уравнение электродных процессов и общее уравнение реакции. Определить выход меди по току.

***Опыт 2. Электролиз раствора сульфата натрия***

В U–образную трубку налить раствор сульфата натрия. В катодное колено трубки добавить несколько капель лакмуса или метилового оранжевого, в анодное – фенолфталеина. В оба колена трубки опустить тонкие угольные электроды и пропускать постоянный электрический ток. Наблюдать происходящие явления (изменение окраски индикаторов, выделение газов). С чем это связано? Составить электродные процессы с учётом электродных потенциалов и перенапряжения, указать продукты электролиза. Сделать вывод: электролиз какого вещества фактически протекает в данном случае?

* 1. **Упражнения и задачи для контроля знаний.**

**Тема 1. Введение. Электроотрицательность. Валентность. Степень окисления.**

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1. **Установите соответствие между формулой веществ и степенью окисления атомов углерода.**  |  |  | | --- | --- | | Формула вещества | Степень окисления | | А. CH2Cl2 | 1. – 4 | | Б. HCHO | 1. – 2 | | В. HCOONa | 1. 0 | | Г. CBr4 | 1. + 2 | | Д. | 1. + 4 | |

1. **Установите соответствие между формулой соединения и значением степени окисления хлора в нём.**

*Формула вещества:*

1) Ca(OCl)2 2) KClO3 3) HClO2 4) FeCl3

*Степень окисления:*

А) +1 ;Б) +2 ; В) +3 ;Г) +5 ;Д) -1

1. **Установите соответствие между формулами веществ и степенями окисления марганца.**

*Формула вещества:*

1. MnSO4 2) Mn2O7 3) K2MnO4  4) MnO2

*Степень окисления:*

А) +1 Б)+2 В)+4 Г) +6 Д) +7 Е) +8

1. **Установите соответствие между формулой вещества и степенью окисления азота в нём.**

*Формула вещества:*

А) (NH4)2SO4 Б) N2H4 В) CH3NO2 4) KNO3

*Степень окисления:*

1) -3 2) -2 3) -1 4) +2 5) +3 6) +5

**5) Установите соответствие между названием химического элемента и возможными значениями его степеней окисления.**

|  |  |
| --- | --- |
| Название элемента | Степень окисления |
| А) Хлор | 1) -2, -1, 0, +2 |
| Б) Фтор | 2) -2, 0, +4, +6 |
| В) Фосфор | 3) -3, 0, +3, +5 |
| Г) Сера | 4) -1, 0 |
|  | 5) -1, 0, +1, +3, +5, +7 |
|  | 6) -4, -2, 0, +2, +4 |

**6) Установите соответствие между формулой вещества, степенью окисления и валентностью углерода в нём.**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Формула вещества | Степень окисления | Валентность |
| I)СН4 | 1) -4 | A) I |
| II) НСОН | 2) -2 | Б) II |
| III) НСООН | 3) 0 | В) III |
| IV) СН3-ОН | 4) +2 | Г) IV |
|  | 5) +4 |  |

**7)** **Соотнесите ион и степень окисления кислотообразующего элемента.**

**1. Cr2O7 2-  А) + 3**

**2. SO32- Б) + 4**

**3. CLO41-  В) + 7**

**4. NO21- Г) + 6**

**8** **Одинаковую степень окисления фосфор имеет в каждом из двух веществ, формулы которых:**

1) Li3P и P2O5 2) PCl3 и P2O5 3) PH3 и Ca3(PO4)3 4) P2O5 и Na3PO4

**9**. **Степень окисления серы в соединениях, формулы которых H2SO3 и Na2SO4 соответственно равна:**

1) +6 и +4 2) -2 и +4 3) +4 и +6 4) +6 и -2

**10**. **Степень окисления азота в соединениях, формулы которых N2O и N2O5 соответственно равна:**

1) +2 и +5 2) +1 и +5 3) -1 и +5 4) +2 и +2

**11.** **Одинаковую степень окисления азот имеет в каждом из двух веществ, формулы которых:**

1) N2O и HNO2 2) NH3 и Li3N

3) N2O5 и HNO2 4) Cu(NO3)2 и NO2

**12. Степень окисления +6 имеет сера в каждом из веществ в группе:**

1) H2SO4, (NH4)2SO4, SO3 2) SO2, H2S, SO3

3) H2SO3, SO3, K2SO4 4) SO3, Na2SO4, H2SO3

**13**. **Хлор в веществах, формулы которых KCl, Cl2, Cl2O7, имеет соответственно степени окисления:**

1) -1, 0, +7 2) +1, 0, -7 3) -1, +1, +7 4) -1, 0, -2

**14.** **Положительную степень окисления атом кислорода имеет в соединении:**

1) H2O 2) H2O2 3) F2O 4) Fe3O4

**Задачи по теме «Валентность. Степень окисления».**

**Задача 1 .** При взаимодействии 5.4 г. некоторого металла с соляной кислотой образовалось 6,72 л (н.у.) водорода. В полученной соли металл трехвалентен. С каким металлом был проведен опыт.

**Задача 2.** При взаимодействии 12 г. некоторого металла с серной кислотой образовался 1 г. водорода. В полученной соли металл двухвалентен. С каким металлом был проведен опыт?

**Задача 3.** При действии воды на гидрид металла массой 0,84 г выделился водород, объем которого при нормальных условиях составил 896 мл. Определите, гидрид какого элемента был взят, если известно, что элемент проявляет степень окисления + 2.

**Задача 4.** При взаимодействии щелочно-земельного металла массой 3,425 г. с водой объемом 560 мл. (нормальные условия). Определите, какой металл взят для реакции.

**Задача 5.** Составьте электронные формулы брома в степенях окисления 0; - 1; + 3. Укажите распределение электронов внешнего энергетического уровня.

**Задача 6.** В каких степенях окисления атом иода будет иметь такую же электронную формулу, как и атомы благородных газов криптона и ксенона.

**Задача 7.** Неизвестный металл массой 6, 75 г. соединяется с хлором, объем которого при нормальных условиях равен 8,4 л. Этот же металл может реагировать с иодом, причем в хлориде и иодиде он проявляет одну и ту же степень окисления. Какая масса иодида образуется при взаимодействии металла массой 6,75 г. с иодом

**Задача 8.** Щелочной металл массой 2,66 г. поместили в избыток молекулярного хлора. Полученное твердое вещество растворили в воде, к раствору добавили избыток раствора нитрата серебра. При этом выпал осадок массой 2,87 г. Какой металл был взят?

**Задача 9.** Две пластинки одинаковой массы изготовлены из одного металла, степень окисления которого в соединениях равна двум. Пластинки опустили в растворы солей меди и серебра одинаковой концентрации, через некоторое время вынули, высушили и взвесили. Масса первой пластины увеличилась на 0,8%, второй – на 16%. Из какого металла изготовлены пластинки.

**Тема 2. Понятие ОВР. Важнейшие окислители и восстановители.**

**1. Определите, какие процессы относятся к процессам окисления, а какие к процессам восстановления:**

S → (SO4)2-; S → (S2-); Sn → Sn4+; K → K+;

Br2 → 2(Br)-; 2H+→ H2; H2 → 2(H)-; V2+→ (VO3)-;

(Cl)- → (ClO3)-; (IO3)-→ I2; (MnO4)**-** → (MnO4)2-

**2. Определите, какие реакции относятся к окислительно-восстановительным:**

А) H2+Br2 → 2HBr; Б) NH4Cl → NH3+HCl; В) NH4NO3 → N2O+2H2O;

Г) 2K2CrO4+H2SO4 → K2Cr2O7+K2SO4+H2O; Д) Fe+S → FeS

**3. Кто из этих галогенов окислитель, а кто восстановитель?**

Cl2 + I2 + H2O → … + …

**4. Какую роль выполняет пероксид водорода в каждой реакции?**

H2O2 + KI + H2SO4 →

H2O2 + K2Cr2O7 + H2SO4 →

H2O2 + KNO2 →

**5. Какое вещество окислитель? Какое вещество восстановитель?**

А) H2O2+H2SO4+FeSO4=Fe2(SO4)3+H2O

Б) KNO2+Cr2O3+KNO3=K2CrO4+NO

В) MnSO4+PbO2+HNO3=HMnO4+Pb(NO3)2+PbSO4+H2O

**6. Концентрированная H2SO4 при обычной температуре пассивирует:**

A) Zn , Б) Сu , В) AI

**7. Концентрированная HNO3 не реагирует с металлом:**

A) Ca , Б) Au , В) Mg

**8. Разбавленная HNO3 с активными металлами восстанавливается до:**

A) NO , Б) N2 , В) N2O

**9. Окислително-восстановительные свойства в ряду**

HClO – HClO2 – HClO3 – HClO4

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| 1) увеличиваются | 2) уменьшаются | 3) не изменяются |

**10. В реакции Cl2 + H2O → HCl + HClO хлор выполняет роль**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| 1) окислителя | 2) восстановителя | 3) и окислителя и восстановителя |

**11. Наибольшими восстановительными свойствами обладает кислота:**

1) фтороводородная; 2) хлороводородная; 3) бромоводородная; 4) иодоводородная.

**12. Восстановительные свойства пероксид водорода проявляет в реакции:**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| 1) BbS + H2O2 → | 2) KMnO4 + H2O2 + H2SO4 → | 3) FeSO4 + H2O2 + H2SO4 → |

**13. Реакция, протекающая без изменения степеней окисления элементов:**

1) взаимодействие белого фосфора с кислородом

2) взаимодействие негашенной извести с водой

3) разложение нитрата натрия

**14. Укажите формулу частицы способной выполнять роль и окислителя и восстановителя:**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| 1) Сl2 | 2) S2- | 3) Cu2+ |

**15. В реакции, представленной схемой**

Cr2S3 + Mn2+ + NO3- + CO32- → CrO42- +MnO42- + NO + CO2 + SO42- Окисляются следующие элементы:

|  |  |
| --- | --- |
| 1) марганец, азот, сера | 3) углерод, сера, хром |
| 2) марганец, сера, хром |  |

**16. Уравнение, отображающее реакцию окисления-восстановления.**

|  |  |
| --- | --- |
| 1) СaCO3 → CaO + CO2 | 3) Na2CO3+2HCl=2NaCl+CO2↑+H2O |
| 2) 2HgO → 2Hg + O2 |  |

**17. Выберите реакцию, протекающую с изменением степеней окисления.**

1) Диоксида марганца с хлороводородной кислотой

2) Кристаллического хлорида натрия с концентрированной серной кислотой

3) Оксида натрия с триоксидом серы

**Задачи по теме «Понятие ОВР. Важнейшие окислители и восстановители».**

1. Вычислите массу оксида серы (VI), который образовался при окислении кислородом оксида серы (IV) массой 16 г., если выход продукта реакции составляет 80% от теоретически возможного.
2. Вычислите объем аммиака, который можно получить из порции азота объемом 10 л., если выход продукта в ходе синтеза составит 16% от теоретически возможного.
3. Вычислите массу горячего концентрированного раствора азотной кислоты с массовой долей 98 %, который потребуется для взаимодействия с навеской меди массой 32 г. для получения оксида азота (IV).

**Тема 3 - 4. Методы составления ОВР. Классификация ОВР.**

**1. Коэффициент перед формулой окислителя равен двум в уравнении химической реакции:**

1) KMnO4 + FeSO4 + H2SO4 → K2SO4 + MnSO4 + Fe2(SO4)3 + H2O

2) PbS + H2O2 → PbSO4 + H2O;

3) NaOCl + KI + H2SO4 → I2 + NaCl + K2SO4 + H2O

4) Н2S + HNO3 → H2SO4 + NO + H2O;

5) CH2O + K2Cr2O7 + H2SO4 → K2SO4 + Cr2(SO4)3 + CO2 + H2O;

**2. Протекание реакции диспропоционирования сопровождается увеличением и уменьшением степени окисления одного и того же элемента. К ним нельзя отнести реакцию, уравнение которой:**

1) 2NO2 + H2O → HNO3 + HNO2

2) 2FeSO4 + 2H2O → (FeOH)2SO4 + H2SO4

3) 3K2MnO4 + 2H2O → 2KMnO4 + MnO2 + 4KOH

**3. Раложение бертолетовой соли окислительно-восстановительная реакция:**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| 1) внутримолекулярная | 2) межмолекулярная | 3) диспропорционирования |

**4) Определите тип следующих ОВР:**

http://festival.1september.ru/articles/520408/1.gif

**5) Расставьте коэффициенты методом электронного баланса, указать окислитель и восстановитель. Определите тип окислительно-восстановительной реакции**

1. Cu + HNO3(разб.) Cu(NO3)2 + NO + H2O

2. Cu + HNO3(конц.) Cu(NO3)2 + NO2 + H2O

3. Zn + HNO3(конц.) ZnSO4 + H2S + H2O

4. CuO + NH3 Cu+ N2 + H2O

5. Fe2O3 + CO → Fe + CO2

6. (NH4)2CrO4 → Cr2O3 + N2 +H2O + NH3

7. H2O2 → H2O + O2

8. H2S + SO2 = S + H2O

**6) Расставьте коэффициенты методом полуреакций:**

А) КMnO4+ H2SO4 + Na2SO3 = MnSO4 + H2O + Na2SO4 + K2SO4

Б) СrСl3 + KОН + Вr2 =2K2CrO4+ H2O + KВr + KCl

**Задачи по теме «Методы составления ОВР. Классификация ОВР.**

1. Вычислите массу фосфора, который можно получить при восстановлении углем фосфорита массой 193,75 г, содержащего чистого фосфата кальция. Выход продукта от теоретически возможного 90%.
2. Навеску фосфора массой 9,3 г сожгли в избытке кислорода. Прдукт реакции растворили в порции 10% - го раствора гидроксида натрия массой 200 г. Вычислите: а) массы образовавшихся солей; б) массовые доли этих солей в растворе.
3. При сгорании 15,4 г смеси магния и цинка образовалось 20,2 г смеси продуктов реакции. Определите массовые доли веществ в смеси.
4. Масса оксида азота, полученного при каталитическом окислении 5 л аммиака (н.у.), равна\_\_\_\_\_\_\_г. (Запишите число с точностью до десятых).
5. 2 моль кремния кипятили в 200 г 40%-ного раствора едкого натра. Приведенный к нормальным условиям объем газообразного продукта реакции равен \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ л. (Запишите число с точностью до десятых).

**Тема 6. Металлы в окислительно-восстановительных процессах.**

**1**. **В реакции оксида хрома (III) с алюминием восстановительные свойства проявляет:**

1. Сr3+ 2. Al03. О2- 4. Cr0

**2**. **Восстановительные свойства в водных растворах проявляет:**

1.сульфид натрия 2.сульфат натрия

3.фосфат натрия 4.карбонат натрия

**3. В** **реакции оксида железа (III) с оксидом углерода (II) окислителем является:**

1. Fe 0 2. С+2 3. Fe 3+ 4. С+4

**4. В** **уравнении ОВР**

Cu + HNО3 (разб.) = Cu ( NО3 ) 2 + NО + Н2 О

коэффициент перед окислителем: 1)8 2)10 3)6 4)4

Ответ подтвердите составлением электронного баланса

**5. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:**

P + НNО3 = NО2 + **… .** Определите окислитель и восстановитель.

**6. При электролизе водного раствора какой соли на катоде и аноде будут выделяться газообразные вещества:**

1. AgNO 3 2. KNO 3

3. CuCl 2 4. SnCl2

**7. Установите соответствие между формулой вещества и продуктами электролиза его водного раствора на инертных электродах:**

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА ПРОДУКТЫ ЭЛЕКТРОЛИЗА

А) Al 2 (SO 4) 3 1)гидроксид металла, кислота

Б) CsOH 2)металл, галоген

B) Hg(NO 3) 2 3)металл, кислород

Г) AuBr 3 4)водород, галоген

5)водород, кислород

6)металл, кислота, кислород

**8. Напишите уравнения реакций, протекающих на катоде и аноде, и общее уравнение электролиза водного раствора нитрата калия на инертных электродах.**

**9. Коэффициент перед окислителем в уравнении реакции, схема которой**

NН3 +О2 = NО + Н2 О, равен:

1)1 2)2 3)3 4)5

Ответ подтвердите составлением электронного баланса

**10. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:**

K2Cr2O7+ НCl = Cl2 + KCl + **… + … .**

Определите окислитель и восстановитель.

**11. Выделение кислорода происходит при электролизе водного раствора соли:**

1. MgCl 2 2. CuSO 4 3. NaBr 4.FeBr2

**12. Установите соответствие между формулой вещества и продуктами электролиза его водного раствора на инертных электродах:**

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА ПРОДУКТЫ ЭЛЕКТРОЛИЗА

А) AlCl3 1) металл, галоген

Б) RbOH 2) гидроксид металла, хлор, водород

B) Hg(NO 3) 2 3)металл, кислород

Г) AuCl 3 4)водород, галоген

5)водород, кислород

6)металл, кислота, кислород

**13. Напишите уравнения реакций, протекающих на катоде и аноде, и общее уравнение электролиза водного раствора иодида калия на инертных электродах.**

**14. При электролизе водного раствора нитрата калия на аноде выделяется:**

1. кислород 2. оксид азота (4) 3. азот 4. водород

**15. Установите соответствие между металлом и способом его электролитического получения:**

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА ПРОДУКТЫ ЭЛЕКТРОЛИЗА

А) калий1) расплавленного нитрата

Б) магний 2)водного раствора гидроксида

B) медь 3)расплава хлорида

Г) свинец4)расплавленного оксида

5)раствора оксида в расплавленном криолите

6) водного раствора солей

**16. Напишите уравнения реакций, протекающих на катоде и аноде, и общее уравнение электролиза водного раствора иодида кальция на инертных электродах.**

**17. Напишите уравнения реакций, протекающих на катоде и аноде, и общее уравнение электролиза водного раствора сульфата ртути(II) на инертных электродах**

**Задачи по теме «Металлы в ОВР»**

1. Какая масса натрия выделится на катоде при электролизе расплава натрия, если на аноде выделился иод массой 762 г?
2. Один из способов промышленного получения кальция – электролиз расплавленного хлорида кальция. Какая масса металла будет получена, если известно, что в результате электролиза выделился хлор объемом 896 л (н.у.)?
3. При электролизе водного раствора гидроксида калия с инертными электродами на катоде выделился молекулярный водород, объемом которого при нормальных условиях равен 11,2 л. Какой объем кислорода выделится при этом на аноде?
4. В воде массой 400 г растворили хлорид натрия массой 46,8 г. В раствор поместили инертные электроды и пропустили постоянный электрический ток, собрав хлор, объем которого при нормальных условиях составил 2,24 л. Определите массовую долю хлорида натрия в растворе после электролиза.
5. В водный раствор сульфата меди (II) поместили две медные пластинки массой 10 г каждая. К электродам подключили источник постоянного тока. Через некоторое время пластинку, которая служила при электролизе анодом, растворили в концентрированной азотной кислоте, к раствору добавили избыток гидроксида натрия, получив гидроксид меди (II) массой 2,45 г. Чему равна масса катода после электролиза?
6. В раствор массой 200 г с массовой долей бромида калия 11,9% поместили инертные электроды. Через некоторое время получили бром массой 1,6 г. Считая, что бром удален из раствора, определите массовую долю бромида калия в растворе после электролиза.
7. Какие процессы будут протекать на катоде и аноде при электролизе водного раствора, содержащего хлорид натрия, сульфат меди, нитрат цинка? Укажите последовательность их протекания, используя табличные данные стандартных электродных потенциалов.

8. Цинковую пластинку опустили в раствор нитрата серебра. Какая масса цинка перешла в раствор, если масса раствора уменьшилась на 3,02 г?

9. Никелевая пластинка массой 15 г опущена в раствор хлорида золота(III). Через некоторое время масса пластинки стала равной 16,561 г. Какая масса хлорида золота прореагировала?

10. В раствор медного купороса погрузили железную пластинку. Определить массу выделившейся на ней меди, если масса пластинки увеличилась на 1,2 г.

11. В 100 мл раствора, содержащего по 0,01 моль нитратов серебра, магния и свинца, погрузили пластинку массой 11,2 г. Найти массы вытесненных металлов.

12. В 500 мл раствора нитратов меди, натрия и серебра с концентрациями (в моль/л) соответственно 0,05, 0,1 и 0,1 поместили 3,6 г цинка. Определить массы вытесненных металлов.

**Итоговое тестирование по теме ОВР.**

**1. Степень окисления атома в соединении – это…**

А) Число его валентных электронов,

Б) Условный заряд при условии, что все связи ионные.

В) Число электронов, недостающее до завершения внешнего слоя.

Г) Число электронных пар, связывающих атом с соседними атомами.

**2. Какой из данных элементарных ионов способен проявлять только функцию окислителя?**

А) Н+, Б) Н-, В) I-, Г) Cu+

**3. Какой из данных элементарных ионов способен проявлять только функцию восстановителя?**

А) Ca2+, Б) Fe2+, В) H+, Г) Au-

**4. Какой из данных сложных ионов способен проявлять только функцию окислителя?**

А) CrO42-, Б) NH4+. В) AlH4**-**, Г) S2O32-

**5. Какой из данных сложных ионов способен проявлять только функцию восстановителя?**

А) MnO42-, Б) PO43-, В) [I2I] -, Г) SiO44-

**6. Какое из соединений обладают двойственной функцией?**

А) H4P2O7, Б) NH4NO3, В) Na2Cr2O7, Г) KClO4

**7. Какое из приведенных соединений способно к реакции диспропорционирования?**

А) KClO4, Б) Br2, В) KMnO4, Г) NH3

**8. В каком соединении хлор проявляет степень окисления +1?**

А) Cl2O, Б) CH3Cl, В) CaCl2, Г) SOCl2

**9. Среди данных процессов укажите окислительные процессы.**

А) H2O2 → H2O, Б) MnO4- →MnO42-, В) NH4+ → NO3-, Г) H2O2 → O2

**10. Среди данных процессов укажите восстановительные процессы.**

А) H2O2 → H2O, Б) MnO4- →MnO42-, В) NH4+ → NO3-, Г) H2O2 → O2

**11. Какие схемы не отражают протекание ОВР?**

А) Cr2O72- + H2O→ 2CrO42- + 2H+, Б) Zn + 2H+ → Zn2+ + H2,

В) CO32- + H2O +CO2→2HCO3-, Г) Fe2+ + NO3-+ 2H+→ Fe3+ + NO2 + H2O

**12. Какие из процессов относятся к ОВР?**

А) Образование озона во время грозы, Б) Скисание молока, В) Обжиг пирита (FeS2) при производстве серной кислоты, Г) Оседание взвешенных примесей при добавлении к сточным водам Al2(SO4)3

**13. В какой среде протекает процесс восстановления перманганат - иона по схеме: MnO4- → MnO2?**

А) Кислой, Б) Щелочной, В) Нейтральной, Г) Среда не играет существенной роли

**14. В какой среде протекает процесс восстановления перманганат - иона по схеме: MnO4- → Mn2+?**

А) Кислой, Б) Щелочной, В) Нейтральной, Г) Среда не играет существенной роли

**15. В какой среде протекает процесс восстановления перманганат - иона по схеме: MnO4- → MnO42-?**

А) Кислой, Б) Щелочной, В) Нейтральной, Г) Среда не играет существенной роли

**16. Какие вещества не могут выделяться при взаимодействии разбавленной азотной кислоты с активными металлами?**

А) NO2, Б) H2, В) N2, Г) NO

**17. Какую функцию выполняет пероксид водорода в окислительно- восстановительном процессе, если продуктами реакции являются молекулярный кислород?**

А) Окислителя, Б) Восстановителя, В) Реакционной среды, Г) Растворителя

**18. Какую функцию выполняет пероксид водорода в окислительно- восстановительном процессе, если продуктами реакции являются вода?**

А) Растворителя, Б) Восстановителя, В) Реакционной среды, Г) Окислителя

**19. Как называются окислительно – восстановительные реакции, в ходе которых атомы одного и того же элемента являются и окислителем, и восстановителем?**

А) Реакции самоокисления – самовосстановления. Б) Реакции дисмутации.

В) Внутримолекулярные реакции. Г) Реакции диспропорционирования.

**20. Какие из предлагаемых схем превращений соответствуют внутримолекулярным окислительно – восстановительным реакциям?**

А) NH4NO3 → N2O + H2O

Б) Cl2 + NaOH → Na2ClO3 + NaCl

В) S + NaOH → Na2SO3 + Na2S

Г) (NH4)2Cr2O7 → N2 + Cr2O3 + H2O

**21. Оцените правильность следующих суждений:**

1) 1) Водород в соединениях с неметаллами имеет степень окисления +1(кроме бора и кремния), с металлами, бором и кремнием - степень окисления водорода равна -1.

2) Кислород в оксидах, как правило, имеет степень окисления -2. В пероксидах его степень окисления равна -1 (H2O2, Na2O2), в соединении с фтором – (+2) - OF2, в супероксидах – (-1/2), в озонидах – (-1/3).

А) Верны оба суждения. Б) Неверны оба суждения. В) Верно только первое суждение.

Г) Верно только второе суждение.

**22. Какие из предлагаемых схем превращений соответствуют окислительно – восстановительным реакциям диспропорционирования?**

А) NH4NO3 → N2O + H2O

Б) Cl2 + NaOH → Na2ClO3 + NaCl

В) S + NaOH → Na2SO3 + Na2S

**23. Какая реакция ошибочна?**

А) H2SO4+2Ag → Ag2SO4+ H2↑

Б) 2H2S+4Ag+ O2→2AgS+ 2H2O

В) 2H2SO4+ 2Ag→ Ag2SO4+SO2↑+ 2H2O

Г) 2AgNO3 + K2SO4 → Ag2SO4+ 2KNO3

**24. Подберите коэффициенты методом электронного баланса в уравнениях реакций, укажите окислитель и восстановитель.**

А) K2MnO4 + H2O = KMnO4 +MnO2 +KOH

Б) PbS + H2O2 = PbSO4 + H2O

В) NaBrO3 +NaBr + H2SO4 = Br2 + Na2SO4 + H2O

Г) Cr2O3 + NaNO3 + NaOH = Na2CrO4 + NaNO2 + H2O

**25. Закончите уравнения реакций, расставьте коэффициенты, используя метод электронного или ионно-электронного баланса:**

А) Cr(OH)3 + Br2 + KOH → K2CrO4 + …… + H2O

Б) Ca + H2O →

В) Fe + HNO3 (разб) →

Г) KMnO4 + KNO2 + H2O →

Д) KMnO4 + K2SO3 + KOH →

**26. Вычислить массовую долю вещества, получившегося в результате электролиза 400 мл 10%-го раствора гидроксида натрия (http://him.1september.ru/2008/12/r.gif = 1,1 г/см3), если известно, что при этом выделилось 56 см3 кислорода, измеренного при н.у.**

**27. Масса магниевой пластинки, опущенной на некоторое время в раствор нитрата серебра, изменилась на 3 г. Найти количество (моль) серебра, выделившегося на пластинке.**

* 1. **Приложение № 4.**

**Перечень тем творческих проектов учащихся.**

1. Гальванический элемент.
2. Стандартные электродные потенциалы металлов.
3. Реакции возможные и невозможные. Энергия Гиббса.
4. Электролиз как окислительно-восстановительный процесс.
5. Электролиз на практике.
6. Окислительно-восстановительные реакции в металлургии.
7. Окислительно-восстановительные реакции в органическом синтезе.
8. Окислительно-восстановительные реакции в природе. Круговорот азота в природе.
9. ОВР в природе. Круговорот серы в природе.
10. ОВР в природе. Круговорот углерода в природе.
11. Коррозия металлов как окислительно-восстановительный процесс. Методы борьбы с коррозией.
12. Топливный элемент – электрохимический источник электрического тока.
13. ОВР в быту «Горящая спичка».
14. ОВР в отбеливании и дезинфекции.
15. ОВР в фотографии.
16. ОВР в обмене веществ.