**Методическая разработка урока по химии в 11 классе**

 **в контексте подготовки к ЕГЭ**

 **Тема урока**. **Окислительно-восстановительные реакции.**

 **Цель урока**: обобщить, систематизировать и углубить знания учащихся об окислительно-

 восстановительных реакциях.

 **Задачи *образовательные***: \*повторить основные понятия об окислении и восстановлении;

 \*закрепить умения определять степени окисления элементов;

 \*совершенствовать умения определять окислительно - восста - новительные свойства веществ;

 \*показать значение окислительно-восстановительных реакций

 в природе и повседневной жизни;

 \*продолжить подготовку к ЕГЭ .

  ***развивающие***: \* способствовать расширению кругозора, эрудиции;

 \*развивать умения сравнивать, обобщать, выделять главное.

 ***воспитательные*:** \*содействовать формированию причинно-следственных связей;

 \*способствовать развитию самостоятельности суждений;

 \*психологически готовить учащихся к сдаче ЕГЭ.

 **Тип урока**: урок обобщения и систематизации с сочетанием фронтального, парного и

 и индивидуального вида работы учащихся.

 **Оборудование и реактивы**: \*периодическая система химических элементов Менделеева;

 \*технологические карты для выполнения самостоятельной

 работы;

 \*таблицы: «Окислители» и «Восстановители»;

 \*4 пронумерованные пробирки с разбавленным раствором

 перманганата калия, раствор серной кислоты, вода, раствор

 гидроксида калия;

 \*инструкция-задание для выполнения лабораторного опыта.

 **ХОД УРОКА.**

1. **Организационный этап.**

Объявляется тема урока, обосновывается актуальность данной темы и её связь с жизнью. Окислительно-восстановительные процессы принадлежат к числу наиболее распространенных химических реакций и имеют огромное значение в теории и практике. С ними связаны процессы обмена веществ, протекающие в живом организме, гниение, брожение, фотосинтез, они происходят при сгорании топлива, в процессах коррозии, при электролизе и выплавке металлов. Окислительно-восстановительные реакции лежат в основе получения водорода, галогенов, щелочей, кислот, лекарственных препаратов и других ценных продуктов.

Человечество давно пользовалось ОВР, не понимая вначале их сущности. Лишь к началу 20-го века была создана электронная теория окислительно-восстановительных процессов. На уроке предстоит вспомнить основные положения этой теории, а также выяснить механизм зависимости характера протекания ОВР от среды раствора.

1. **Актуализация знаний**.

 Для учащихся 11 классов тема «Окислительно-восстановительные реакции» не нова, она проходит через весь курс химии красной нитью, поэтому некоторые основные понятия предлагаю вспомнить: а) дайте определение степени окисления; б) определите степени окисления элементов в соединениях: CH4, KMnO4, Na2SO3, N2, NH3 , CH3Cl , C6H12O6 , MnO2 , Mg, NaH

 в) какой процесс называется окислением;

 г) пользуясь таблицей, перечислите важнейшие окислители;

 д) какой процесс называется восстановлением;

 е) пользуясь таблицей, перечислите важнейшие восстановители;

 ж) дайте определение окислительно-восстановительных реакций Составляем уравнение реакции взаимодействия цинка с разбавленной серной кислотой. Используя метод электронного баланса, находим восстановитель и окислитель, определя- ем процесс окисления и восстановления.

 **Часть В** единого государственного экзамена содержит задания следующего типа:

 ***установите соответствие между схемой реакции и изменением степени***

 ***окисления восстановителя*.**

Схема реакции. Изменение степени окисления

1. HI +Cl2=HCl+I2 1) I+5 🡪 I-1

Б) Na2SO3+I2+NaOH=Na2SO4+NaI+H2O 2) I-1 🡪 I0

 В) HIO=HIO3+I2+H2O 3) I+1 🡪 I0

 Г) KIO3+H2O2=O2+H2O+KI 4) I+1 🡪 I+5

5) I0 🡪 I+5

 6) O-1 🡪 O0

 7) S+4 🡪 S+6

 8) Cl+5 🡪 Cl0

 *Ответ запишите в виде последовательности цифр без пробелов и запятых.*

 На этом этапе идёт обсуждение в парах.

3. **Углубление и расширение знаний**.

 Окислительные или восстановительные свойства сложных веществ зависят от степени окисления атома данного элемента. Например, KMn+7O4, Mn+4O2, Mn+2SO4. В первом соединении марганец имеет максимальную степень окисления и не может её больше

 превышать. Он может только принимать электроны, а значит быть только окислителем. В третьем соединении у марганца низшая степень окисления – может быть только

 восстановителем. Марганец с промежуточной степенью окисления (+4) может быть и окислителем, и восстановителем; всё зависит от условий протекания реакции и веществ, с которыми будет идти взаимодействие. Обычно для создания кислотной среды добав- ляют серную кислоту. Соляную и азотную применяют реже, т.к. первая способна

 окисляться, а вторая сама является сильным окислителем и может вызвать побочные

 процессы. Для создания щелочной среды применяют гидроксид калия или натрия,

 нейтральной – воду.

1. **Лабораторный опыт.**

В четыре пронумерованные пробирки налито по 2 мл разбавленного раствора перманганата калия. В первую пробирку добавьте несколько капель раствора серной кислоты, во вторую – воду, в третью – гидроксид калия, четвёртую пробирку оставьте в качестве контрольной. Затем в первые три пробирки прилейте, осторожно взбалтывая, раствор сульфита натрия. Отметьте, как изменяется окраска раствора в каждой пробирке.

Результаты лабораторного опыта обсуждаются. К схемам реакций подбираются коэффициенты методом электронного баланса, указывается окислитель и восстановитель.

*Результаты опыта (продукты восстановления перманганата калия)*: 1. В **кислой среде** - Mn+2 бесцветный раствор;

2KMnO4+5Na2SO3+**3H2SO4**=2MnSO4+5Na2SO4+K2SO4+3H2O

 2. В **нейтральной среде** - MnO2 бурый осадок;

 2 KMnO4+3Na2SO3+**H2O**=2MnO2+3Na2SO4+2KOH

 3. В **щелочной среде** - MnO42- раствор зелёного цвета.

 2 KMnO4+Na2SO3+**2KOH**=Na2SO4+2K2MnO4+H2O

Одним из видов заданий **части С**  единого государственного экзамена является составление электронного баланса для окислительно – восстановительных реакций.

Предлагаю одно из подобных уравнений. Ответы записывать необходимо чётко и разборчиво. Данное задание **части С**  условно можно назвать заданием по составлению

окислительно – восстановительного уравнения, в правой части которого пропущены

формулы каких-либо веществ.

**С1**. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:

 Li2S + HNO3 (конц.) 🡪 …. + …. + S + H2O

Определите окислитель и восстановитель.

Работаем индивидуально, затем осуществляем взаимопроверку, пользуясь заранее

заготовленным ответом на доске.

Сера до реакции имеет степень окисления -2, после реакции ноль, значит, сера электроны

отдаёт, а принимает электроны азот (азотная кислота) и является окислителем.

Составляем электронный баланс:

 2 N+5 +1e 🡪 N+4 окислитель

 1 S-2 -2e 🡪 S0 восстановитель

С учётом коэффициентов уравнение реакции имеет вид:

 Li2S+4HNO3( конц.) = 2LiNO3+ 2NO2 +S+2H2O

1. Домашнее задание.

А) Среди данных соединений укажите окислители, восстановители и вещества

 с окислительно – восстановительной двойственностью:

 K2S , CH4 , K3VO4 , SnCl2 , K2CrO4.

Б) Пятна от раствора перманганата калия быстро выводятся раствором пероксида водорода, подкисленным уксусной кислотой. Составьте уравнение реакции, используя метод электронного баланса. Определите окислитель и восстановитель.