Тема урока: Окислительно - восстановительные реакции (ОВР).

Цели урока:

**Обучающие:**

• Рассмотреть сущность окислительно-восстановительных процессов , научить применять «степени окисления» для определения процессов окисления и восстановления.

• научить учащихся уравнивать записи окислительно-восстановительные реакции методом электронного баланса.

**Развивающие:**

• Совершенствовать умения высказывать суждение о типе химической реакции, анализируя степень окисления атомов в веществах;

• делать выводы, работать с алгоритмами, формировать интерес к предмету.

**Воспитательные:**

• Формировать научное мировоззрение учащихся; совершенствовать трудовые навыки;

• научить слушать учителя и своих одноклассников, быть внимательным к себе и окружающим, оценивать себя и других, вести беседу.

**Тип урока:** Урок изучения нового материала.

**Вид урока:** Урок – исследование.

Понятия, вновь вводимые на уроке: окислительно-восстановительные реакции; окислитель; восстановитель; процесс окисления; процесс восстановления.

**Педагогические технологии**: технология проблемного обучения

 **Оборудование и реактивы:** соляная кислота, серная кислота, цинк в гранулах, магниевая стружка, раствор сульфата меди, раствор гидроксида натрия, железный гвоздь.

Ход урока

Кто-то теряет, а кто-то находит…

1. Организационный момент. Актуализация опорных знаний:

Играет музыка. Слова из песни Эдиты Пьехи –«Кто-то теряет, а кто-то находит…».

Учитель говорит: «Запомните эти слова. В конце урока мы вернемся к ним». А сейчас – ваши версии . Что это означает. Учащиеся высказывают свои предположения.

2. Понятие об окислительно-восстановительных реакциях

Почему так звучит тема нашего урока?

Учитель выслушивает ответы….

Чтобы ответить на данный вопрос, предлагаю провести небольшую лабораторную работу, используя инструкцию.

*Правила техники безопасности.*

**Опыт 1.** Проведите химическую реакцию между растворами сульфата меди (II) и гидроксида натрия.

**Опыт 2.**

1. Поместите в раствор сульфата меди (II) железный гвоздь.
2. Составьте уравнения химических реакций.
3. Определите тип каждой химической реакции.
4. Определите степень окисления атома каждого химического элемента до реакции и после реакции.

Давайте вспомним классификацию химических реакций, которая вам известна.

• По числу и составу реагентов и продуктов,

• По тепловому эффекту,

• По направлению,

• Участию катализатора.

Есть еще одна классификация, а вот на основании какого признака происходит деление реакций на группы вы ответите сами.

Химические реакции

1. Реакции, протекающие с изменением

степени окисления элементов, образующихся веществ, участвующих в реакции

1. Реакции, протекающие без изменения

степени окисления элементов

Учитель просит учащихся вспомнить,

Что называется степенью окисления (с.о.) и как она рассчитывается по формулам соединений?

Степенью окисления называется условный заряд атомов в химическом соединении, вычисленный исходя из предположения, что это соединение состоит из простых ионов.

Для того, чтобы рассчитать степень окисления, нужно воспользоваться несложными правилами:

1. Степень окисления кислорода почти всегда равна -2.

2. Степень окисления водорода почти всегда равна +1.

3. Степень окисления металлов всегда положительна и в максимальном значении почти всегда равна номеру группы.

4. Степень окисления свободных атомов и атомов в простых веществах всегда равна 0.

5. Суммарная степень окисления атомов всех элементов в соединении равна 0.

Здесь учитель предлагает ученикам устно посчитать - найти степень окисления элементов.

Какая будет степень окисления серы и фосфора

 В молекулах алгебраическая сумма степеней окисления элементов с учётом числа их атомов равна 0.

**Задание № 1.**

 Определите степень окисления атомов элементов в следующих веществах:

а) H3PO4

б) P2O5

в) PH3

г) Na3P

д) Na2SO4

ж) Р

 Какие типы химических реакций вы знаете?

Учащиеся отвечают.

А какие из них будут относиться к окислительно – восстановительным?

Ответы….

Давайте проверим ваши предположения.

Демонстрационный опыт

1. Горение магния
2. Цинк с раствором соляной кислоты.
3. Разложение пероксида водорода
4. Взаимодействие щелочи с кислотой

После проведения опытов, ребята записывают уравнения реакций, определяют тип реакции и расставляют степени окисления элементов.

Какой вывод вы можете сделать?

К ОВР относятся все реакции замещения, а также те реакции соединения и разложения, в которых участвует хотя бы одно простое вещество.

Дать определение ОВР.

ОВР – это реакции, в ходе которых меняются степени окисления.

И еще одно определение. «Химические реакции, которые протекают с изменением степеней окисления атомов в молекулах реагирующих веществ, называются окислительно-восстановительными».

Почему эти реакции так называются?

Рассмотрим примеры таких химических реакций.

В качестве примеров ОВР учитель демонстрирует следующий опыт.

H2SO4 + Mg =MgSO4+H2

Обозначим степень окисления всех элементов в формулах веществ – реагентов и продуктов этой реакции:

Как видно из уравнения реакции, атомы двух элементов магния и водорода, изменили свои степени окисления.

Что с ними произошло?

Магний из нейтрального атома превратился в условный ион в степени окисления +2, то есть отдал 2е:

 Mg 0 – 2е $\rightarrow $ Mg +2

Запишите в свой конспект:

Элементы или вещества, отдающие электроны называются восстановителями; в ходе реакции они окисляются.

Условный ион Н в степени окисления +1 превратился в нейтральный атом, то есть каждый атом водорода получил по одному электрону.

2Н+1 +2е $\rightarrow $ Н20

Элементы или вещества, принимающие электроны, называются окислителями; в ходе реакции они восстанавливаются.

CuSO4 +Fe (железный гвоздь) = FeSO4 +Cu (красивый красный гвоздь)

Fe 0 – 2е $\rightarrow $ Fe +2

Cu+2 +2е $\rightarrow $ Cu0

Кто-то теряет, а кто-то находит…

 Процесс отдачи электронов называется окислением, а принятия – восстановлением.

В процессе окисления степень окисления повышается, в процессе восстановления – понижается.

Эти процессы неразрывно связаны между собой.

**Задание 3.**

Допишите электронные уравнения (Запишите переходы электронов) после обсуждения в парах:

 K0 🡪K+1

 S+2  🡪 S-2

 S+4 🡪 S+6

 S0 🡪 S-2

 P-3 🡪 P+5

 Mn+2 🡪 Mn+7

Определите в схемах окислитель, восстановитель.

3. Метод электронного баланса как способ составления уравнений ОВР

 «Есть просто газ мельчайший – водород ,

 Есть просто кислород, а вместе это –

 Июньский дождь от всех своих щедрот,

 Сентябрьские туманы на рассветах……

Составляется реакция, один учащийся самостоятельно составляет схему реакции у доски:

Н2 + О2 $\rightarrow $Н2О

Определим, атомы каких элементов изменяют степень окисления.

( H2° + O2° → H2O).

Составим электронные уравнения процессов окисления и восстановления.

(H2° -2e → 2H+ – процесс окисления,

O2° +4e → 2O-2 - процесс восстановления,

Н2 – восстановитель, О2 - окислитель)

Подберём общее делимое для отданных и принятых е и коэффициенты для электронных уравнений.

 2| Н2°-2е → 2Н+ - процесс окисления, элемент – восстановитель;

 1| O2° +4e → 2O-2 - процесс восстановления, элемент – окислитель).

Перенесём эти коэффициенты в уравнение ОВР и подберём коэффициенты перед формулами других веществ.

2H2 + O2 → 2H2O.

В основе метода электронного баланса лежит правило: общее число электронов, которые отдаёт восстановитель, всегда равно общему числу электронов, которые присоединяет окислитель.

План составления уравнений ОВР и электронного баланса к ним

1. Записать схему реакции.

2. Определить, атомы каких элементов изменяют степень окисления.

3. Составить электронные уравнения процессов окисления и восстановления.

4. Подобрать общее делимое для отданных и принятых электронов и коэффициенты для электронных уравнений.

5. Перенести эти коэффициенты в уравнение ОВР и подобрать коэффициенты перед формулами других веществ.

Упражнения для закрепления материала

1. Процесс отдачи электронов – это … (процесс окисления).

2. Атомы, ионы или молекулы, принимающие электроны, - это… (окислители).

3. Процесс принятия электронов – это … (процесс восстановления).

4. Алюминий в реакции

3H2SO4 + 2Al = Al2(SO4)3 + 3H2↑

является … (восстановителем).

5. Хлор в реакции

2Fe + 3Cl2 = 2FeCl3

Игра «Найди пару»

Даны химические реакции: на одной половине – исходные вещества, а на другой – продукты реакции. Необходимо найти правильную половинку для каждой из предложенных реакций, затем определить, к какому типу эта реакция относится. Если ОВР, то необходимо расставить коэффициенты в реакциях методом электронного баланса. (Работа в парах).

1 KOH + HCl ? 1 H2SO3

2 CaCO3 2 KCl + H2O

3 Н2 + О2 3 Al 2O 3

4 Al + O2 4 CaO+ CO2

5 SO2+H2O 5 H2O

Подведение итогов работы с карточкой. Проверка выполненных заданий. Формулировка выводов.

 Делаем вывод: «В чем же заключается суть ОВР?»

Окислительно-восстановительные реакции представляют собой единство двух противоположных процессов: окисления и восстановления. В этих реакциях число электронов, отдаваемых восстановителями, равно числу электронов, присоединяемых окислителями. При этом независимо от того, переходят ли электроны с одного атома на другой полностью или лишь частично, оттягиваются к одному из атомов, условно говорят только об отдаче или присоединении электронов.

В тетрадях запишите вывод: весь окружающий нас мир можно рассматривать как гигантскую химическую лабораторию, в которой ежесекундно протекают химические реакции, в основном окислительно-восстановительные.

Домашнее задание.

§ 43, упр.1, 3, 7, выписать типичные окислители и восстановители (стр.234-235).

 Приложение 1.

План составления уравнений ОВР и электронного баланса к ним

1. Записать схему реакции.

2. Определить, атомы каких элементов изменяют степень окисления.

3. Составить электронные уравнения процессов окисления и восстановления.

4. Подобрать общее делимое для отданных и принятых электронов и коэффициенты для электронных уравнений.

5. Перенести эти коэффициенты в уравнение ОВР и подобрать коэффициенты перед формулами других веществ.

Схема

Степени окисления атомов и процессы окисления-восстановления

 - отдача электронов, окисление

 -4 -3 -2 -1 0 +1 +2 +3 +4 +5 +6 +7

 - присоединение электронов, восстановление

Приложение 2.

 Игра «Найди пару»

Даны химические реакции: на одной половине – исходные вещества, а на другой – продукты реакции. Необходимо найти правильную половинку для каждой из предложенных реакций, затем определить, к какому типу эта реакция относится. Если ОВР, то необходимо расставить коэффициенты в реакциях методом электронного баланса. (Работа в парах).

1 KOH + HCl 1 H2SO3

2 CaCO3 2 KCl + H2O

3 Н2 + О2 3 Al 2O 3

4 Al + O2 4 CaO+ CO2

5 SO2+H2O 5 H2O

|  |  |
| --- | --- |
| KOH + HCl | H2SO3 |
| CaCO3 | KCl + H2O |
| Н2 + О2 | Al 2O3 |
| Al + O2 | CaO+ CO2 |
| SO2+H2O | H2O |