**Бурбело Ирина Александровна**

**учитель химии и биологии 1 категории**

**Муниципальное бюджетное образовательное учреждение**

**Средняя общеобразовательная школа № 42**

**г. Владимир, Владимирская область**

**Аннотация:** Урок химии по теме «Окислительно-восстановительные реакции» предназначен для учащихся 8-х классов. На уроке раскрываются основные понятия об окислительно-восстановительных реакциях: степень окисления, окислитель, восстановитель, окисление, восстановление: формируется умение составлять записи ОВР методом электронного баланса.

**Урок химии в 8-м классе по теме**

**«Окислительно-восстановительные реакции»**

**ЦЕЛЬ УРОКА:** формировать систему знаний об окислительно-восстановительных реакциях, научить составлять записи ОВР методом электронного баланса.

**ЗАДАЧИ УРОКА:**

**Обучающие**: рассмотреть сущность окислительно-восстановительных процессов, научить применять «степени окисления» для определения процессов окисления и восстановления; научить учащихся уравнивать записи окислительно-восстановительной 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.

**Воспитывающие**: формировать потребность в познавательной деятельности и ценностное отношение к знаниям; анализировать ответы товарищей, прогнозировать результат работы, оценивать свою работу; воспитать культуру общения через работу в парах «ученик – ученик», «учитель – ученик».

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

**Методы, используемые на уроке:** Объяснительно-иллюстративный.

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

**Используемое оборудование и реактивы:** таблица растворимости, периодическая система Д. И. Менделеева, соляная кислота, серная кислота, цинк в гранулах, магниевая стружка, раствор сульфата меди, железный гвоздь.

**Форма работы:** индивидуальная, фронтальная.

**Время урока: (90 минут, 2 урока).**

**Ход урока**

**I. Организационный момент**

**II. Повторение пройденного материала**

**УЧИТЕЛЬ:** Ребята, давайте вспомним с вами ранее изученный материал о степени окисления, который будет необходим нам на уроке.

**Устный фронтальный опрос:**

* Что такое электроотрицательность?
* Что такое степень окисления?
* Может ли степень окисления элемента быть равной нулю? В каких случаях?
* Какую степень окисления чаще всего проявляет кислород в соединениях?

Вспомните исключения.

* Какую степень окисления проявляют металлы в полярных и ионных соединениях?
* Как рассчитывается степень окисления по формулам соединений?

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

* Степень окисления кислорода почти всегда равна -2.
* Степень окисления водорода почти всегда равна +1.
* Степень окисления металлов всегда положительна и в максимальном значении почти всегда равна номеру группы.
* Степень окисления свободных атомов и атомов в простых веществах всегда равна 0.
* Суммарная степень окисления атомов всех элементов в соединении равна 0.

**УЧИТЕЛЬ** предлагает ученикам для закрепления сформулированных правил посчитать - найти степень окисления элементов в простых веществах и соединениях:

S, Н2, H3PO4, NaHSO3, HNO3, Cu(NO2)2, NO2 , Ва, Al.

Например: Какая будет степень окисления серы в серной кислоте?

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

H2+1SxO4-2

(+1) \* 2 +X\*1 + (-2) .4 = 0

X = + 6

H2+1S+6O4-2

**III. Изучение нового материала**

**УЧИТЕЛЬ:** Многообразие классификаций химических реакций по различным признакам (направлению, числу и составу реагирующих и образующих веществ, использованию катализатора, тепловому эффекту)можно дополнить еще одним признаком. Это признак – изменение степени окисления атомов химических элементов, образующих реагирующие вещества.

По этому признаку различают реакции

**Химические реакции**

Реакции, протекающие с изменением реакции, протекающие без изменения степени окисления элементов степени окисления элементов

Например, в реакции

+1 +5 -2 +1 -1 +1 -1 +1 +5 -2

AgNO3 + HCl AgCl + HNO3 (у доски пишет учащийся)

Степени окисления атомов химических элементов после реакции не изменились. А вот в другой реакции – взаимодействие соляной кислоты с цинком

+1 -1 0 +2 -1 0

2HCl + Zn ZnCl2 + H2 (у доски пишет учащийся)

атомы двух элементов, водорода и цинка, изменили свои степени окисления: водород с +1 на 0, а цинк – с 0 на +2. Следовательно, в этой реакции каждый атом водорода получил по одному электрону

+1 0

2H + 2e H2

а каждый атом цинка – отдал два электрона

0 +2

Zn - 2е Zn

**УЧИТЕЛЬ:** Какие типы химических реакций вы знаете?

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

**УЧИТЕЛЬ:** Дать определение ОВР.

Химические реакции, в результате которых происходит изменение степеней окисления атомов химических элементов или ионов, образующих реагирующие вещества, называют **окислительно – восстановительными реакциями.**

**УЧИТЕЛЬ:** Ребята, определите устно, какая из предложенных реакций окислительно-восстановительной не является:

1) 2Na + Cl2 = 2NaCl  
 2) NaСL + AgNO3= NaNO3+AgCl↓  
 3) Zn + 2HCl = ZnCl2 + H2↑

4) S+O2=SO2

**УЧАЩИЕСЯ:** выполняют задание

**УЧИТЕЛЬ:** В качестве примеров ОВР продемонстрируем 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 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 Н2

Элементы или вещества, принимающие электроны, называются **окислителями**; в ходе реакции они **восстанавливаются**. **<Приложение 1>**

**Эти процессы можно представить в виде схемы:**

Соляная кислота + магний сульфат магния + водород

CuSO4 + Fe (железный гвоздь) = Fe SO4  + Cu (красивый красный гвоздь)

Fe 0 – 2е Fe +2

Cu+2 +2е Cu0

Процесс отдачи электронов называется **окислением**, а принятия – **восстановлением.**

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

Эти процессы неразрывно связаны между собой.

**УЧИТЕЛЬ:** Давайте выполним задание по вышеописанному образцу.

**Задание:** Для окислительно – восстановительных реакций укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления, составьте электронные уравнения:

1) BaO + SO2 =BaSO3

2) CuCl2 + Fe = FeCl2 + Cu

3) Li + O2  = Li2O3

4) CuSO4 + 2KOH = Cu(OH)2↓ + K2SO4

**II часть урока (2-ой урок)**

**Метод электронного баланса как способ составления уравнений ОВР**

Далее рассмотрим составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса. В основе метода электронного баланса лежит правило: **общее число электронов, которые отдаёт восстановитель, всегда равно общему числу электронов, которые присоединяет окислитель.**

После объяснения учащиеся под руководством учителя составляют уравнения ОВР по планам, которые составил учитель к этому уроку **<Приложение 2>.**

Памятки находятся у каждого ученика на парте.

**УЧИТЕЛЬ:** Среди изученных нами реакций к окислительно – восстановительным реакциям относятся:

1. Взаимодействие **металлов с неметаллами**

2Mg + O2 =2MgO

Восстановитель Mg0 -2e Mg+2 2 окисление

Окислитель O2 +4e 2O-2 1 восстановление

2. Взаимодействие **металлов с кислотой.**

H2SO4 + Mg =MgSO4+H2

Восстановитель Mg0 -2e Mg+2 2 окисление

Окислитель 2O-2+4e O20 1 восстановление

3. Взаимодействие **металлов с солью.**

CuSO4 + Mg =MgSO4+Cu

Восстановитель Mg0 -2e Mg+2 2 окисление

Окислитель Cu+2+2e Cu0 1 восстановление

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

**H2 + O2 → H2O**

Определим, атомы каких элементов изменяют степень окисления.

( H2° + O2° → H2O2).

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.**

**IV. Закрепление изученного материала**

**Упражнения для закрепления материала:**

1. Какая схема превращения азота соответствует данному уравнению реакции

4NH3 +5O 2 → 4NO + 6H2O

1) N+3 → N+2 3) N+3 → N-3

2) N-3 → N-2 4) N-3 → N+2

2) Установите соответствие между изменением степени окисления атома **серы** и схемой превращения вещества. Запишите цифры без пробелов и запятых.

**СХЕМА ПРЕВРАЩЕНИЙ**

A) H2S + O2 → SO2 + H2O

Б) H2SO4 + Na → Na2SO4 + H2S + H2O

В) SO2 + Br2 + H2O → H2SO4 + HBr

**ИЗМЕНЕНИЕ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ**

1) Э+4 → Э+6

2) Э+6 → Э-2

3) Э+6 → Э+4

4) Э-2 → Э+6

5) Э-2 → Э+4 ответ (521)

3)Установите соответствие между схемой превращения и изменением степени окисления **окислителя** в ней.

**СХЕМА ПРЕВРАЩЕНИЙ**

A) Cl2 + K2MnO4 → KMnO4 + KCl

Б) NH4Cl + KNO3 → KCl + N2O + H2O

В) HI + FeCl3 → FeCl2 + HCl + I2

**ИЗМЕНЕНИЕ СТЕПЕНИ**

**ОКИСЛЕНИЯ ОКИСЛИТЕЛЯ**

1) Э+6 → Э+7

2) Э+5 → Э+1

3) Э+3 → Э+2

4) Э0 → Э-1

5) Э-1 → Э0 ответ (423)

**V. Заключительное слово учителя**

Окислительно-восстановительные реакции представляют собой единство двух противоположных процессов: окисления и восстановления. В этих реакциях число электронов, отдаваемых восстановителями, равно числу электронов, присоединяемых окислителями.Весь окружающий нас мир можно рассматривать как гигантскую химическую лабораторию, в которой ежесекундно протекают химические реакции, в основном окислительно-восстановительные.

**VI. Рефлексия.**

**VIII. Домашнее задание:** § 43, упр.1, 3, 7 стр.234-235.

**Используемая литература:**

1. **1.Габриелян О.С. «Химия. 8 класс: учеб. для общеобразоват. учреждений. –М. : Дрофа, 2010.**
2. Окислительно – восстановительные реакции. Хомченко Г.П., Севастьянова К.И. - Из-во Просвещение, 1985.
3. Электронный учебник: <http://www.alhimikov.net/elektronbuch/Page-28.html>
4. Ресурсы интернет:

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

<http://cor.edu.27.ru/dlrstore/0000002e-1000-4ddd-97d5-460046642032/2109440o2.pdf>

<http://e-ypok.ru/ege_chemistries_c1>

**ПАМЯТКА ДЛЯ УЧАЩИХСЯ**

**Приложение №1**

**Важнейшие восстановители и окислители**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Восстановители** | | **Окислители** |
| Металлы, Н2, уголь,  СО – оксид углерода (II)  H2S, SO2, H2SO3 и её соли  HJ, HBr, HCl  SnCl2 ,FeSO4 ,MnSO4,  Cr2(SO4)3  HNO2-азотистая кислота  NH3 –аммиак  NO- оксид азота (II)  Альдегиды, спирты,  муравьиная и щавелевая кислоты,  глюкоза  Катод при электролизе | Галогены  KMnO4, K2MnO4, MnO2, K2Cr2O7,  K2CrO4  HNO3-азотная кислота  H2O2 – пероксид водорода  О3 – озон, О2  H2SO4( конц.), H2SеO4  CuO, Ag2O, PbO2  Ионы благородных металлов  (Ag+, Au3+ )  FeCl3  Гипохлориты, хлораты и перхлораты  «Царская водка»  Анод при электролизе | |

**Приложение №2**

**Алгоритм составления химических уравнений методом электронного баланса:**

1.Составить схему реакции.

2.Определить степени окисления элементов в реагентах и продуктах реакции.

***Помните!***

* *Степень окисления простых веществ равна 0;*
* *Степень окисления металлов в соединениях равна*

*номеру группы этих металлов (для I-III группы).*

* *Степень окисления атома кислорода в*

*соединениях обычно равна - 2, кроме* H2O2 -1 и ОF2.

* *Степень окисления атома водорода в*

*соединениях обычно равна +1, кроме* МеH (гидриды).

* *Алгебраическая сумма степеней окисления*

*элементов в соединениях равна 0.*

3.Определить, является реакция окислительно-восстановительной или она протекает без изменения степеней окисления элементов.

4.Подчеркнуть элементы, степени окисления которых изменяются.

5.Составить электронные уравнения процессов окисления и восстановления.

6.Определить, какой элемент окисляется (его степень окисления повышается) и какой элемент восстанавливается (его степень окисления понижается) в процессе реакции.

7.В левой части схемы обозначить с помощью стрелок процесс окисления (смещение электронов от атома элемента) и процесс восстановления (смещение электронов к атому элемента)

8.Определить восстановитель и окислитель.

9.Сбалансировать число электронов между окислителем и восстановителем.

10.Определить коэффициенты для окислителя и восстановителя, продуктов окисления и восстановления.

11.Записать коэффициент перед формулой вещества, определяющего среду раствора.

12.Проверить уравнение реакции.

**Приложение 3**

**Самостоятельная работа для проверки знаний**

**Вариант 1**

1. Проставьте степень окисления элементов в соединениях, формулы которых IBr, TeCl4, SeFe, NF3, CS2.

2. В следующих схемах реакций укажите степень окисления каждого элемента и расставьте коэффициенты методом электронного баланса:

1) F2 + Хе → XeF6 3) Na + Br2 → NaBr

2) S + H2 → H2S 4) N2 + Mg → Mg3N2

**Вариант 2**

1.Проставьте степень окисления элементов в соединениях: H2SО4, HCN, HNО2, РС13

2. Допишите уравнения реакций окисления-восстановления:

1) CI2 + Fe → 2) F2 + I2 → 3) Ca + С → 4) С + H2 →

Укажите степени окисления элементов в полученных продуктах.

**Вариант 3**

1. Проставьте степень окисления в соединениях, формулы которых XeF4, CC14, РС1б, SnS2.

2. Напишите уравнения реакций: а) растворения магния в растворе серной кислоты; б) взаимодействия раствора бромида натрия с хлором. Какой элемент окисляется и какой восстанавливается?

**Вариант 4**

1. Составьте формулы следующих соединений: а) нитрида лития (соединения лития с азотом); б) сульфида алюминия (соеди­нения алюминия с серой); в) фторида фосфора, в которых электро­положительный элемент проявляет максимальную степень окисления.

2. Напишите уравнения реакций: а) иодида магния с бромом; б) растворения магния в растворе бромоводородной кислоты. Укажите, что в каждом случае является окислителем и что — восстановителем.

**Вариант 5**

1.Составьте формулы следующих соединений: а) фтора с ксеноном; б) бериллия с углеродом, в которых электроположительный элемент проявляет максимальную степень окисления.

2. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в следующих схемах:

1) KI + Cu(NО3)2 → CuI + I2 + KNО3

2) MnS + HNО3 (конц.) → MnSО4 + NО2 + H2О

**Вариант 6**

1. Проставьте степени окисления каждого элемента в соединениях, формулы которых Na2SО3, КСЮ3, NaCIO, Na2CrО4, NН4СlO4, BaMnО4.

2. Напишите уравнения реакций: а) иодида лития с хлором; б) лития с соляной кислотой. Проставьте степени окисления всех элементов и коэффициенты по методу электронного баланса.

**Вариант 7**

1. Вычислите степени окисления марганца, хрома и азота в соединениях, формулы которых КMnO4, Na2Cr2О7, NH4NО3.

2. Проставьте степени окисления каждого элемента и рас­ставьте коэффициенты, используя метод электронного баланса в следующих схемах:

1) Fe + FeВr3 → FeBr2

2) H2SО3 + I2 + H2О → H2SО4 + HI

**Вариант 8**

1. Какова степень окисления углерода в оксиде углерода (IV) и изменяется ли она при взаимодействии углекислого газа с водой с образованием угольной кислоты?

2. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в следующих схемах:

1) NH3 + SO2 → N2 + S + H2О

2) H2S + H2О2 → H2SО4 + H2О