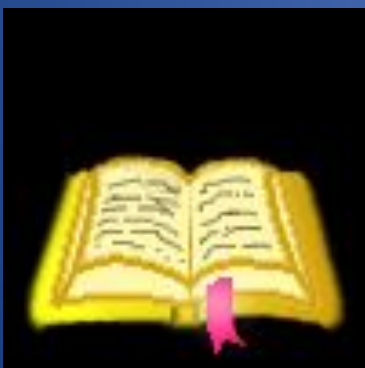


Окислительно – восстановительные реакции.



Раева Анна Семеновна
Учитель химии
МОБУ СОШ № 24
имени С. И. Климакова,
г. Якутск

- Цели урока:
- Образовательная цель:
- Знать сущность степени окисления, окислительно-восстановительных процессов, происходящих с веществами, изменение окислительно-восстановительных свойств элементов в периодах и группах в ПСХЭ Д И. Менделеева, основные окислители и восстановители.



- Уметь определять степени окисления элементов в простых и сложных веществах, различать понятия: степень окисления, валентность и заряд иона, составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса, определять окислительно-восстановительные свойства веществ, предсказывать продукты реакций, раскрывать сущность окислительно-восстановительных процессов.
- Уметь сравнивать, находить причинно-следственные связи, анализировать, делать выводы, работать с алгоритмами, наблюдать, работать в парах.

- **Воспитательная цель:**
- Уметь слушать учителя и своих одноклассников, быть внимательным к себе и окружающим, оценивать себя и других, вести беседу.



- **Учитель:** С окислительно-восстановительными реакциями связаны природные процессы обмена веществ, брожения, круговорота веществ в природе. Эти реакции можно наблюдать при сгорании топлива, в процессе коррозии металлов, при электролизе, выплавке металлов.
- **ОВР** – реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов. Что такое степень окисления?

- **Ученик:** Степень окисления – условный заряд атома в молекуле, вычислительный исходя из предположения, что все связи в соединении ионные (то есть электронные пары полностью смещены в сторону атомов с большей электроотрицательностью, а соединение нейтральное). Степень окисления может быть положительной, отрицательной нулевой

- **Учитель:** Как можно определить степень окисления?
- **Ученик:** **Правила определения степени окисления:**
- В простом веществе элемент имеет нулевую степень окисления (K^0, O_2^0);
- Водород в соединениях (исключение – гидриды металлов NaH^{-1} , CaH_2^{-1} и др.) имеет степень окисления +1;
- Кислород в соединениях (исключение пероксиды [-1] и $F_2O[+2]$) имеет степень окисления -2;
- Степень окисления металлов в соединениях положительная и зависит от валентности, у щелочных металлов +1, у щелочноземельных металлов +2, у алюминия +3.

• **Ученик: Правила определения степени окисления:**

- В простом веществе элемент имеет нулевую степень окисления (K^0, O_2^0);
- Водород в соединениях (исключение – гидриды металлов NaH^{-1} , CaH_2^{-1} и др.) имеет степень окисления +1;
- Кислород в соединениях (исключение пероксиды [-1] и F_2O [+2]) имеет степень окисления -2;
- Степень окисления металлов в соединениях положительная и зависит от валентности, у щелочных металлов +1, у щелочноземельных металлов +2, у алюминия +3.

- В молекуле сумма степень окисления всех элементов равна нулю, в ионе алгебраическая сумма степеней окисления равна заряду иона.



- $2(+1)+x+4(-1)=0$

- $x=+6$



- $2(+1)+2x+7(-2)=0$

- $x=+6$



- **Задания на повторение:**

- 1. Определите степени окисления всех атомов в соединениях:

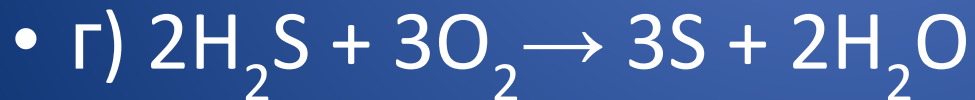
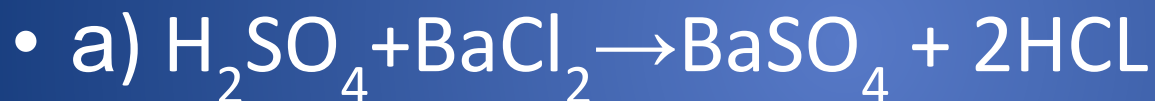


- **Учитель:** **ОВР** – реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов.
- Например, $\text{H}^+ \text{S}^{+6} \text{O}_4^{-2} + \text{Fe}^0 \rightarrow \text{Fe}^{+2} \text{S}^{+6} \text{O}_4^{-2} + \text{H}_2^0$
 $2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2^0$
 $\text{Fe}^0 \rightarrow \text{Fe}^{+2}$



Задание:

- Среди перечисленных реакций укажите те реакции, которые являются окислительно-восстановительными



- **Учитель:** Окислительно – восстановительные реакции – это такие реакции, в которых одновременно протекают процессы окисления и восстановления .
- **Окисление** – процесс отдачи электронов атомами, молекулами или ионами. При окислении степень окисления увеличивается. Атомы, молекулы или ионы, которые отдают электроны, называются **восстановителями**.
- $\text{H}_2^0 - 2\text{e} = 2\text{H}^{+1}$
- $\text{Zn}^0 - 2\text{e} = \text{Zn}^{+2}$

- **Восстановление** – процесс присоединения электронов атомами, молекулами или ионами. Степень окисления при восстановлении уменьшается. Атомы, молекулы или ионы, которые принимают электроны, называются **окислителями**.

- $\text{Br}_2^0 + 2e = 2\text{Br}^{-1}$
- $\text{Zn}^{+2} + 2e = \text{Zn}^0$



- Окисление и восстановление – взаимосвязанные процессы. Число электронов, отданных окислителем в ОВР, всегда равно числу электронов, принятых восстановителем.
- При составлении ОВР используется метод электронного баланса. Метод основан на сравнении степеней окисления атомов в исходных веществах и продуктах реакции. Основное требование при составлении уравнений этим методом: число отданных электронов должно быть равно числу принятых электронов. Рассмотрим, как составляется электронный баланс, (алгоритм).

Метод электронного баланса.

- Метод электронного баланса.
- Пример: Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в уравнении химической реакции:
- $Al + HCl \rightarrow AlCl_3 + H_2$
- Определите окислитель и восстановитель.

Решение :

- Записать схему реакции, например: $Al + HCl \rightarrow AlCl_3 + H_2$
- Определите степени окисления элементов и найти элементы, которые изменяют степени окисления: $Al^0 + H^{+1}Cl^{-1} \rightarrow Al^{+3}Cl_3^{-1} + H_2^0$
- 3. Написать уравнение процессов окисления и восстановления обязательно учитывать количество атомов элементов, участвующих в процессах:
 - $Al^0 - 3e = Al^{+3}$
 - $2H^{+1} + 2e = H_2^0$

Решение :

- 4. Уравнять число отданных и принятых электронов и определить коэффициенты при окислителе и восстановителе.
- $Al^0 - 3e = Al^{+3}$ | 2-процесс окисления Al^0 - восстановитель
- $2H^{+1} + 2e = H_2^0$ | 3-процесс восстановления, H^{+1} – окислитель
- -----
- $2 Al^0 + 6H^{+1} = 2 Al^{+3} + 3H_2^0$

Решение:

- 5. Перенести полученные коэффициенты с учетом числа атомов элементов, участвующих в процессах, в молекулярное уравнение и, используя закон сохранения массы, уравнять его.
- $2\text{Al} + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2$

- Проверить число атомов каждого элемента в левой и правой частях уравнения:

• В левой части	=	правой части
• 2 атома AL	=	2 атома AL;
• 6 атомов H	=	6 атомов H
• 6 атомов CL	=	6 атомов
CL		

- Вывод: реакция уравнена.
- Окисление всегда сопровождается восстановлением, восстановление окислением. Не бывает одного процесса без другого. ОВР – это единство двух противоположных процессов – окисления и восстановления.

Возникают трудности

- с определением числа электронов и типа процесса (т.е. $+e$ или $-e$). Например, $N^{+5} + xe \rightarrow N^{+2}$
- Можно рекомендовать следующий прием: $5 - 2 = +3$
- Или алгебраическое уравнение, обозначив число электронов через x . электроны заряжены отрицательно, учтем это при составлении уравнения:
 - $+5 + (-x) = +2$
 - $+5 - 2 = x$
 - $x = 3$
- Надо принять 3 электрона. Записываем это:
- $N^{+5} + 3e \rightarrow N^{+2}$ окислитель (восстановитель).

Следующий пример:

- $N^{-5} ? x\bar{e} \rightarrow N^{+3}$
- $-2 + (-x) = +3$
- $-2 + (-3) = x$
- $x = -5$
- $N^{-2} -5\bar{e} \rightarrow N^{+3}$ **восстановитель**
(окисляется).

Задание для закрепления.

- Рассмотрите следующие примеры:
- а) $S^{+6} \rightarrow S^0$ в) $S^{+6} \rightarrow S^{-2}$
- б) $S^{+4} \rightarrow S^{-2}$ г) $S^{+4} \rightarrow S^{+6}$
- Укажите окислитель и восстановитель в следующих реакциях.
- а) $N_2 + O_2 \rightarrow 2NO$ б) $2 F_2 + 7O_2 \rightarrow 2 F_2O_7$
- в) $Fe + S \rightarrow FeS$ г) $S + O_2 \rightarrow SO_2$
- д) $Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO \uparrow + H_2O$
- ж) $Mg + H_2SO_4 \rightarrow Mg SO_4 + H_2S \uparrow + H_2O$
-

Домашнее задание:

- Расставьте коэффициенты с помощью электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель в следующих реакциях:
- а) $K + HCl \rightarrow HCl + H_2$
- б) $N_2 + O_2 \rightarrow N_2O_3$
- в) $Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + S \downarrow + H_2O$
- г) $Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO_2 \uparrow + H_2O$
-

Литература:

- М.Ю. Горковенко, Поурочные разработки по химии. 8 класс. Москва «Вако» 2004г. стр.57-58, 140.
- В.Н. Доронькин, А.Г.Бережная, Т.В. Сажнева, В. А. Февралева. Тематические тесты для подготовки к ЕГЭ. Легион Ростов – на - Дону 2012г.. стр. 4-12.
- В.Е.Морозов, Сборник элективных курсов. Химия 10-11 классы. Волгоград : Учитель, 2007г.
- Г.Е. Рудзитис, Ф.Г.Фельдман. Химия 9 класс. Издательство «Просвещение», 2008г. стр.17-19
-