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.
- $K_2^{+1}Mn^{(X)}O_4^{-2}$ $K_2^{+1}Cr_2^{(x)}O_{7-}^{2}$
- $2(+1)+x+4(-1)=0$ $2(+1)+2x+7(-2)=0$
- $X=+6$ $x=+6$
- $K_2^{+1}Mn^{+6}O_4^{-2}$ $K_2^{+1}Cr_2^{+6}O_{7-}^{2}$

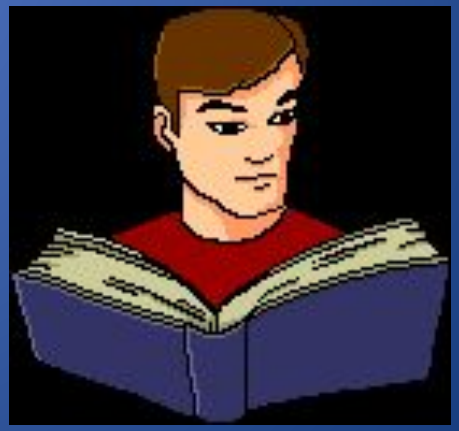
- **Задания на повторение:**
- 1. Определите степени окисления всех атомов в соединениях:
- а) KNO_2
- б) $KMnO_4$
- в) NaH
- г) $FeCL_3$

- д) H_2SO_4
- ж) NH_3
- з) H_2S
- и) $KCLO_3$

- **Учитель:** **ОВР** – реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов.
- Например, $H^{+}_{2}S^{+6}O_{4}^{-2} + Fe^{0} \rightarrow Fe^{+2}S^{+6}O^{-2}_{4} + H^{0}_{2}$

  $2H^{+} \rightarrow H^{0}_{2}$

  $Fe^{0} \rightarrow Fe^{+2}$



Задание:

- Среди перечисленных реакций укажите те реакции, которые являются окислительно- восстановительными
- а) $H_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow BaSO_4 + 2HCL$
- б) $Pb(NO_3)_2 + Zn \rightarrow Zn(NO_3)_2 + Pb$
- в) $Pb(NO_3)_2 + 2HCL \rightarrow PbCL_2 + 2HNO_3$
- г) $2H_2S + 3O_2 \rightarrow 3S + 2H_2O$

- **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.**
- $H_2^0 - 2e = 2H^{+1}$
- $Zn^0 - 2e = Zn^{+2}$

- **Восстановление** – процесс присоединения электронов атомами, молекулами или ионами. Степень окисления при восстановлении уменьшается. Атомы, молекулы или ионы, которые принимают электроны, называются **окислителями.**
- $Br_2^{0} + 2e = 2Br^{-1}$
- $Zn^{+2} + 2e = Zn^{0}$

- 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:
- $AL + HCL \longrightarrow ALCL_3 + H_2$
- 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: $AL^0 + H^{+1}CL^{-1} \rightarrow AL^{+3}CL_3^{-1} + H_20$
- 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.
- $2AL + 6HCL \rightarrow 2ALCL_3 + 3H_2$

- 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. +ē или
- – ē). Например, N^{+5} ? xē $\rightarrow N^{+2}$
- 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} +3ē $\rightarrow N^{+2}$ 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) $Zn + H_2SO_4 \rightarrow Zn\ SO_4 + S\downarrow + H_2O$
- 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