Окислительно-восстановительные реакции

Лекция для студентов 1 курса

Классификация реакций

Все химические реакции можно разделить на 2 группы, в одних реакциях степень окисления атомов остается неизменной (обменные реакции), а в других реакциях она меняется – это окислительно-восстановительные реакции.

Протекание их связано с переходом электронов от одних атомов (ионов) к другим.

Окислительно - восстановительные реакции (ОВР)

Реакции, протекающие с изменением степени окисления, называются ***окислительно – восстановительными***.

Степень окисления *– условный заряд атома в соединении, вычисленный из предположения, что оно состоит только из ионов.*

$$H^{+}N^{+5}O_3^{-2}$$

- ***«—» степень окисления*** имеют атомы, которые приняли электроны от других атомов или в их сторону смещены связующие электронные облака.

- ***«+» степень окисления*** имеют атомы, которые отдали свои электроны другим атомам.

- ***«0» степень окисления*** имеют атомы в молекулах простых веществ.

Правила определения степени окисления

- F^{-1} самый электроотрицательный элемент, во всех соединениях ***-1***.

- H^{+1} за *исключением* ***гидридов металлов***

$$NaH^{-1}, CaH_2^{-1}$$

- O^{-2} постоянная степень окисления ***–2***, за *исключением:*

пероксида водорода $H_2O_2^{-1}$

фторида кислорода $O^{+2}F_2$

- Атомы элементов ***I-III групп ПС***, отдающие свои электроны, имеют постоянную «+» степень окисления, равную номеру группы.

Исключение: ***Cu (+1,+2),***
Au (+1,+3),
Hg (+1,+2).

- Атомы элементов *главных подгрупп* ***IV-VI групп*** могут проявлять несколько степеней окисления.
  - Высшую **«+»,** *равную номеру группы*
  - Промежуточную, *на 2 единицы меньше, чем высшая,*
  - Низшую **«–»,** равную разности между номером группы и число 8

Исключение: ***N (+1,+2,+3,+4,+5, -3)***

- Атомы *металлов* могут иметь только «+» степень окисления.

- Атомы элементов ***VII группы, главной подгруппы –галогены*** (кроме фтора) могут иметь в соединениях все нечетные степени окисления от **–1 до +7** ***(–1, +1, +3,+5,+7)***

- ***Алгебраическая сумма степеней окисления в соединение равна 0, а в сложном ионе – заряду иона.***

Окислители и восстановители

- ***Окислением*** называется процесс отдачи электронов, степень окисления атома при этом повышается:

$$Al^{0} - 3\bar{e} \rightarrow Al^{+3}$$

$$S^{-2} - 8\bar{e} \rightarrow S^{+6}$$

- ***Восстановлением*** называется процесс присоединения электронов, степень окисления при этом понижается:

$$S^{0} + 2\bar{e} \rightarrow S^{-2}$$

$$Al^{+3} + 3\bar{e} \rightarrow Al^{0}$$

- Вещества, атомы которых присоединяют электроны, называются ***окислителями.***

  В процессе реакции окислители *восстанавливаются*.

- Вещества, атомы которых отдают электроны, называются ***восстановителями.***

  В реакции восстановители *окисляются*.

Типичные окислители и восстановители

Окислители:

- Простые вещества – элементы с высокой электроотрицательностью (F_2, O_2, Cl_2 и т.д.)
- Сложные вещества – содержащие элементы в высоких степенях окисления (Fe^{3+}, $Cr^{VI}{}_2O_7{}^{2-}$, $Mn^{VII}O_4{}^-$ и т.д.)

Окислительная активность возрастает в кислотной среде

Восстановители:

- Простые вещества – элементы с низкой электроотрицательностью (металлы, C, H_2 и т.д.)
- Сложные вещества – содержащие элементы в низких степенях окисления (Sn^{2+}, S^{2-}, $N^{III}O_2{}^-$ и т.д.)

Восстановительная способность возрастает в щелочной среде

Вещества, в состав которых входит элемент в промежуточной степени окисления, проявляют ***окислительно – восстановительную двойственность*:** по отношению к окислителю они являются восстановителями, а по отношению к восстановителям – окислителями.

ОВР - это единство 2 противоположных процессов – окисления и восстановления. Число электронов, которое отдает восстановитель, равно числу электронов, которое присоединяет окислитель.

Составление уравнений ОВР методом электронного баланса

Пример 1. $MnS + HNO_3 \rightarrow MnSO_4 + NO + H_2O$

1. Определяют степени окисления всех атомов и атомы, изменившие степень окисления:

$$Mn^{+2}S^{-2} + H^{+}N^{+5}O_3^{-2} \rightarrow$$

$$Mn^{+2}S^{+6}O_4^{-2} + N^{+2}O^{-2} + H_2^{+}O^{-2}$$

2. Составляют схемы процессов окисления и восстановления.

3. Записывается число отданных и число принятых электронов, для этих чисел находится наименьшее общее кратное, разделив которое на число отданных и ринятых электронов, получаем коэффициенты перед MnS и HNO_3:

$S^{-2} - 8\bar{e} \rightarrow S^{+6}$	8	24	3 - окисление
$N^{+5} + 3\bar{e} \rightarrow N^{+2}$	3		8 – восстановление

***MnS* – восстановитель; *HNO_3* – окислитель.**

4. Найденные коэффициенты (основные коэффициенты) проставляются в левую часть уравнения (межмолекулярная ОВР), затем уравнивают элементы изменившие степень окисления в правой части уравнения

$$3\ MnS + 8\ HNO_3 \rightarrow 3\ MnSO_4 + 8\ NO + H_2O$$

5. В последнюю очередь уравнивают атомы Н.

$$3\ MnS + 8\ HNO_3 \rightarrow 3\ MnSO_4 + 8\ NO + 4\ H_2O$$

6. Для проверки - подсчитывают число атомов кислорода в левой и правой частях уравнения.

В левой части уравнения 24 атома кислорода, в правой части – то же 24 атома кислорода.

<u>Последовательность:</u>

- Основные коэффициенты;
- Металлы;
- Неметаллы;
- Н;
- Проверка по О.

Составление уравнений ОВР: метод электронного баланса

$$Al + O_2 = Al_2O_3$$

$$Al^0 - 3e \rightarrow Al^{+3} \quad | \; 4$$

$$O_2^0 + 4e \rightarrow 2O^{-2} \quad | \; 3$$

$$4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3$$

1. Записывают формулы реагентов и продуктов, находят элементы, которые понижают и повышают степени окисления
2. Записывают атомы с указанием изменяющихся степеней окисления
3. Составляют уравнения полуреакций восстановления и окисления, соблюдая для каждой из них законы сохранения числа атомов и заряда
4. Находят наименьшее общее кратное (н.о.к.) числа переданных в каждой полуреакции электронов и подбирают дополнительные множители для уравнений полуреакций так, чтобы число принятых электронов стало равным числу отданных электронов
5. Проставляют полученные коэффициенты в схему реакции
6. Уравнивают числа остальных атомов

Окислительно-восстановительные реакции

$$\overset{0}{P} + H_2\overset{+1}{}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4} \rightarrow H_3\overset{+1}{}\overset{+5}{P}\overset{-2}{O_4} + \overset{+4}{S}\overset{-2}{O_2} + H_2\overset{+1}{}\overset{-2}{O}$$

$$\underset{\text{окислитель}}{S^{+6}} + 2e^- \xrightarrow{\text{восстановление}} S^{+4} \quad \Big| \; 5$$

$$\underset{\text{восстановитель}}{P^{0}} - 5e^- \xrightarrow{\text{окисление}} P^{+5} \quad \Big| \; 2$$

$$2P + 5H_2SO_4 \rightarrow 2H_3PO_4 + 5SO_2 + H_2O$$

$$2P + 5H_2SO_4 \rightarrow 2H_3PO_4 + 5SO_2 + 2H_2O$$

$$2P + 5H_2SO_4 = 2H_3PO_4 + 5SO_2 + 2H_2O$$

Окислительно-восстановительные реакции

окисление

$-3e^-$

$$Zn^{+2}SO_4^{-2} + Al^0 \rightarrow Al_2^{+3}(SO_4)_3^{-2} + Zn^0$$

$$Zn^{+2} + 2e^- \xrightarrow[\text{восстановление}]{+2e^-\ \text{восстановление}} Zn^0 \quad \Big| \; 3$$

$$Al^0 - 3e^- \xrightarrow{\text{окисление}} Al^{+3} \quad \Big| \; 2$$

$$2Al + 3ZnSO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 3Zn$$