

# Окислительно- восстановительные реакции

Лекция для студентов 1 курса



# Классификация реакций

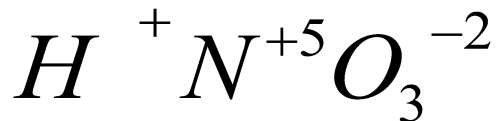
Все **химические реакции** можно разделить на **2 группы**, в одних реакциях степень окисления атомов остается неизменной (**обменные реакции**), а в других реакциях она меняется — это **окислительно-восстановительные реакции**.

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.



- « $-$ » *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 соединении равна 0, а в сложном ионе – заряду иона.*



## Окислители и восстановители

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



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



- 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

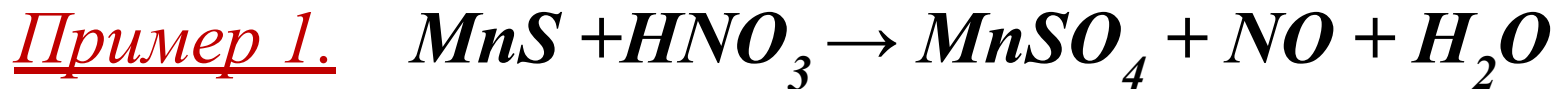
Вещества, в состав которых входит элемент в промежуточной степени окисления, проявляют

*окислительно – восстановительную*

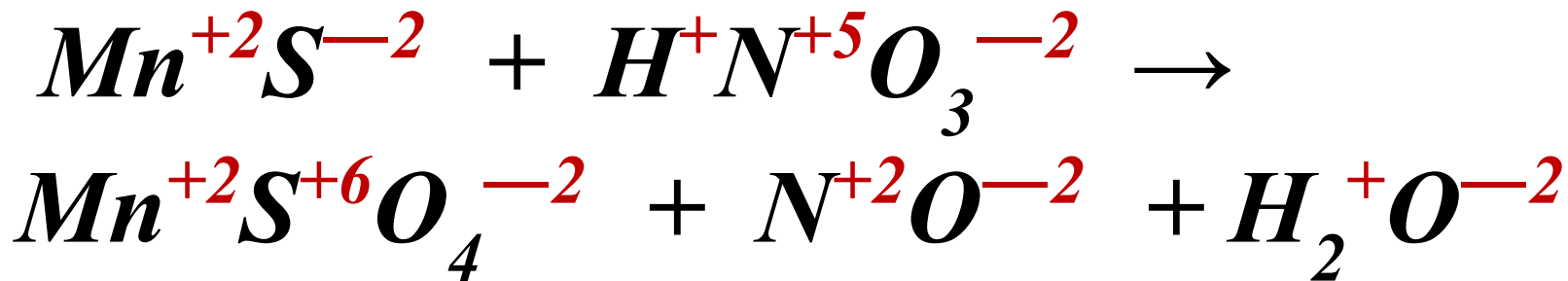
*двойственность*: по отношению к окислителю они являются восстановителями, а по отношению к восстановителям – окислителями.

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

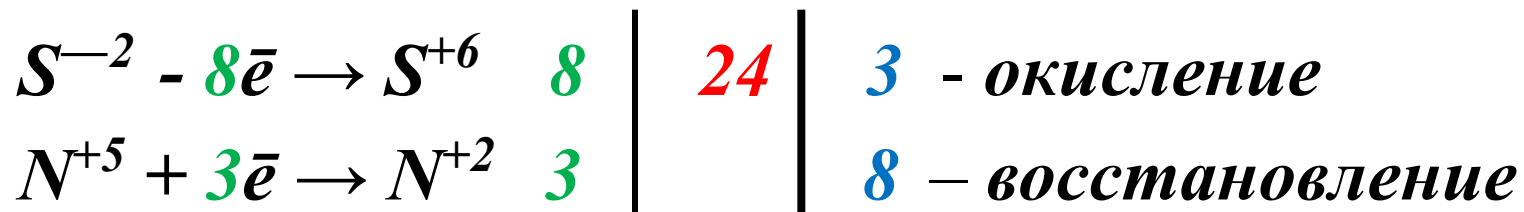


1. Определяют степени окисления всех атомов и атомы, изменившие степень окисления:



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 принятых электронов, получаем коэффициенты перед  $MnS$  и  $HNO_3$ :



$MnS$  – 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



5. В последнюю очередь уравнивают атомы Н.



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

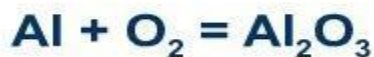
В левой части уравнения 24 атома кислорода, в правой части – то же 24 атома кислорода.

Последовательность:

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



# Составление уравнений ОВР: метод электронного баланса



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



# Окислительно-восстановительные реакции

окисление

