

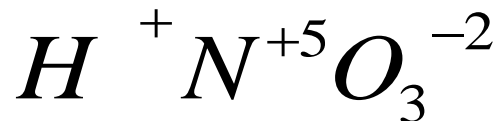
Лекция

Окислительно-восстановительные реакции

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.

При определении степеней окисления необходимо использовать следующие правила:

- 1.Элемент в простом веществе имеет нулевую степень окисления;**
- 2.Все металлы имеют положительную степень окисления;**
- 3.Бор и кремний в соединениях имеют положительные степени окисления;**
- 4.Водород имеет в соединениях степень окисления (+1).Исключая гидриды(соединения водорода с металлами главной подгруппы первой-второй групп, степень окисления -1, например Na^+H^-);**
- 5.Кислород имеет степень окисления (-2),за исключением соединения кислорода со фтором $\text{O}^{+2}\text{F}^-_2$ и в перекисях(H_2O_2 - степень окисления кислорода (-1);**
- 6.Фтор имеет степень окисления (-1)**

Степень окисления некоторых элементов

- 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 $O^{+2}F_2$

- В пероксидах и дисульфидах содержатся двухатомные мостики $[-O-O-]$, $[-S-S-]$ - степени окисления атомов **O** и **S** этих соединениях равна -1 .
- 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*

- 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:



**Степени
окисления**

Элементы

+1 Li, Na, K, Rb, Cs, Ag, H (кроме гидридов)

+2 Be, Mg, Ca, Sr, Zn, Cd, Ba

+3 Al, B

-1 F, { Cl, Br, I-если соединены с водородом или металлами }

-2 O, { S, Se, Te-в соединениях с водородом и металлами }

-3 {N, P, As}-в соединениях с водородом и металлами

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

В процессе реакции окислители восстанавливаются.

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

В реакции восстановители окисляются.

Правила определения степени окисления атома в соединении:

- I. Степень окисления свободных атомов и атомов в молекулах простых веществ равна нулю - Na^0 , P^0 , O_2^0
- II. В сложном веществе алгебраическая сумма СО всех атомов с учётом их индексов равна нулю = 0, а в сложном ионе его заряду.
- Например, $\text{H}^{+1}\text{N}^{+5}\text{O}_3^{-2}$: $(+1) \cdot 1 + (+5) \cdot 1 + (-2) \cdot 3 = 0$
- $[\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2}]^{2-}$: $(+6) \cdot 1 + (-2) \cdot 4 = -2$

Окислителями могут быть:

Неметаллы в свободном состоянии;

Неметаллы и металлы в высшей степени окисления;

Восстановителями могут быть:

Металлы и водород в свободном состоянии;

Металлы и неметаллы в низшей степени окисления.

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.

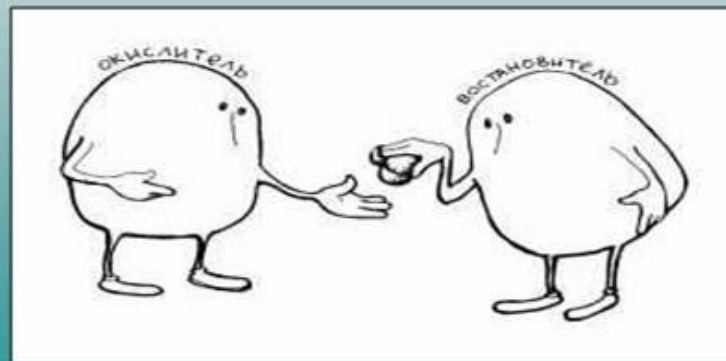
ОВР - это единство 2 противоположных процессов – окисления и восстановления. Число электронов, которое отдает восстановитель, равно числу электронов, которое присоединяет окислитель.

Основное требование

Число электронов, отданных
восстановителем

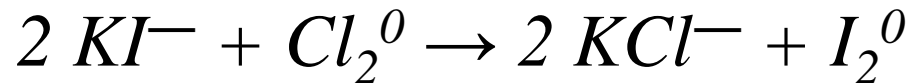
=

числу электронов, принятых

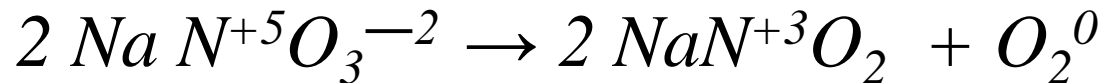


Классификация ОВР

1. *Реакции межмолекулярного и межатомного окисления-восстановления* (атомы повышающие и понижающие степень окисления входят в состав разных молекул):



2. *Реакции внутримолекулярного окисления-восстановления* (атомы, изменяющие степени окисления входят в состав одной молекулы):



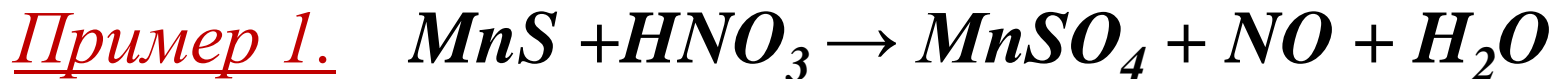
3. *Реакции диспропорционирования* (повышает и понижает степень окисления атом одного и того же элемента):



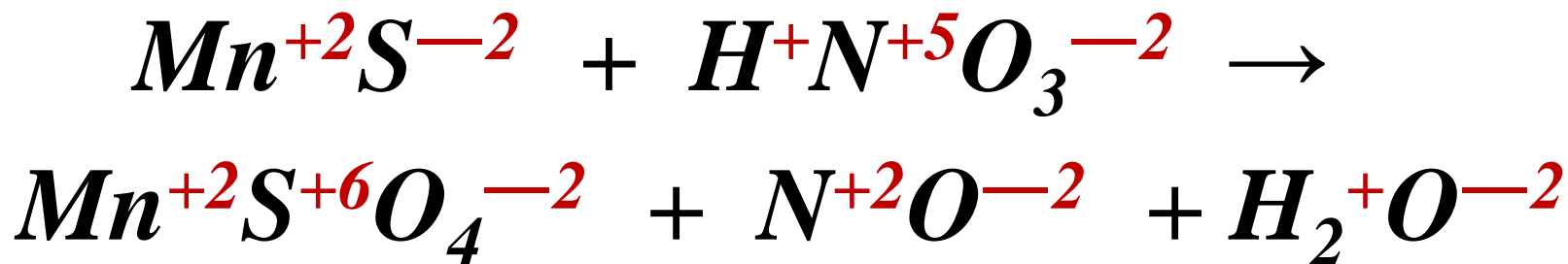
Реакции межмолекулярного и межатомного окисления-восстановления уравниваются слева направо.

Реакции внутримолекулярного окисления-восстановления и диспропорционирования – справа налево.

Составление уравнений ОВР методом электронного баланса

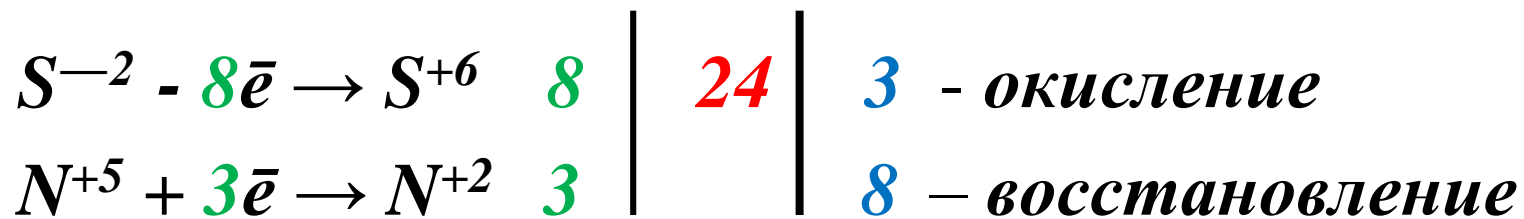


1. Определяют степени окисления всех атомов и атомы, изменившие степень окисления:



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.



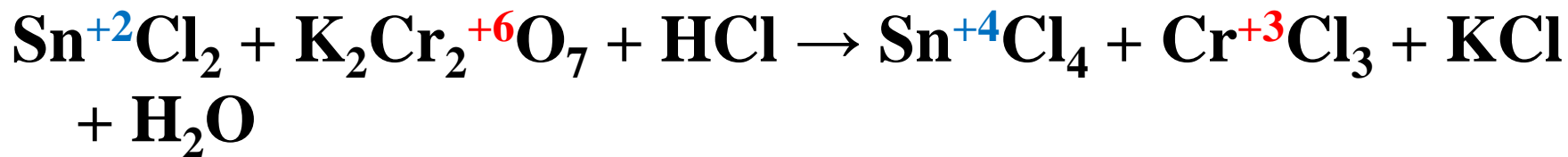
6. Для проверки - подсчитывают число атомов кислорода в левой и правой частях уравнения.

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

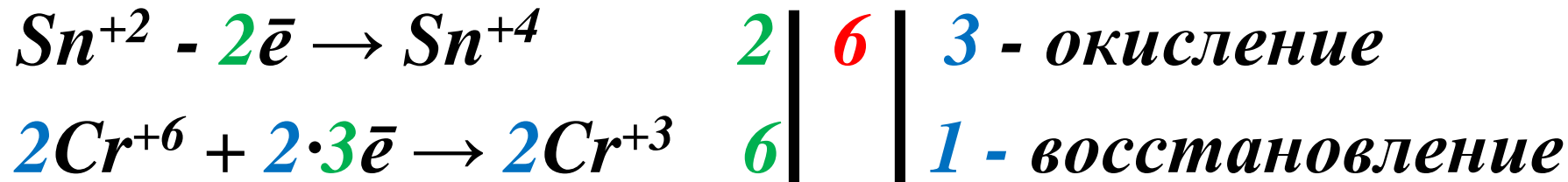
Последовательность:

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

Пример 2. При составлении полуреакций окисления и восстановления следует исходить из общего числа атомов, изменивших степень окисления.



В левой части уравнения 2 атома хрома, поэтому число принятых электронов рассчитывается с учетом этого.



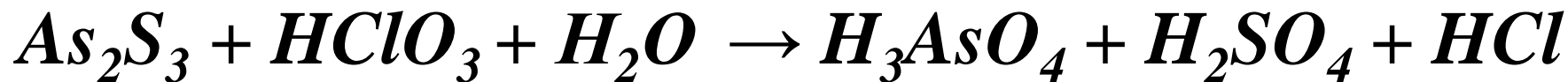
SnCl_2 – восстановитель;

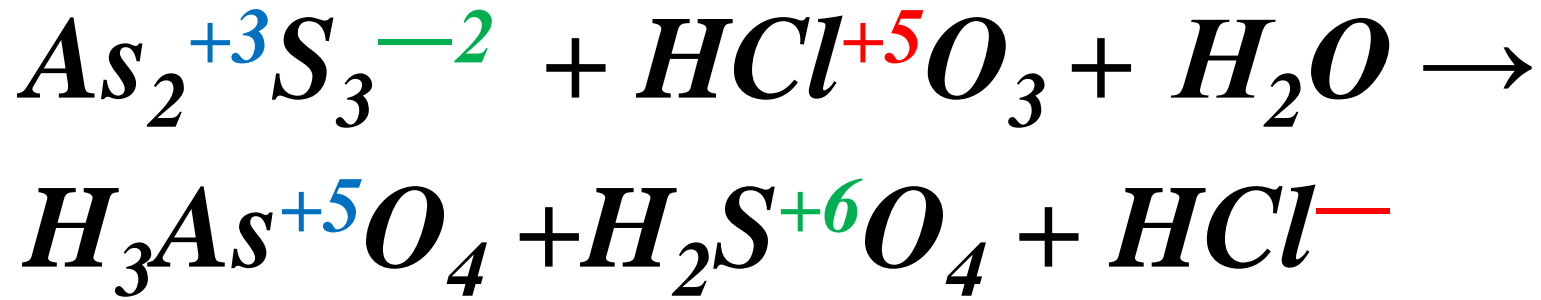
$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – окислитель.

Найденные коэффициенты проставляются в левую часть уравнения, т.к. ОВР является межмолекулярной.

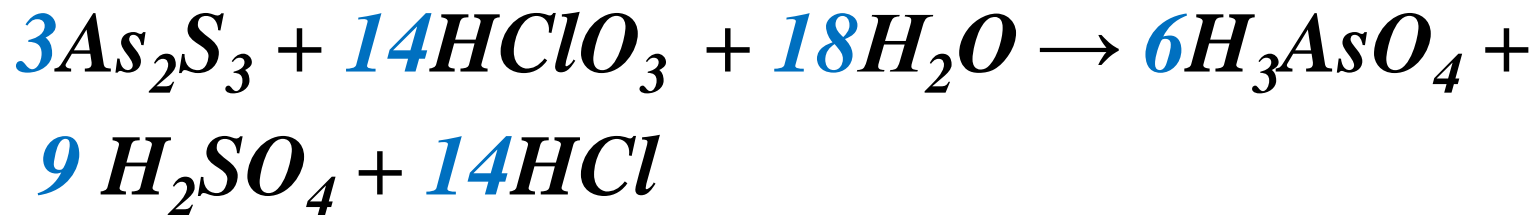
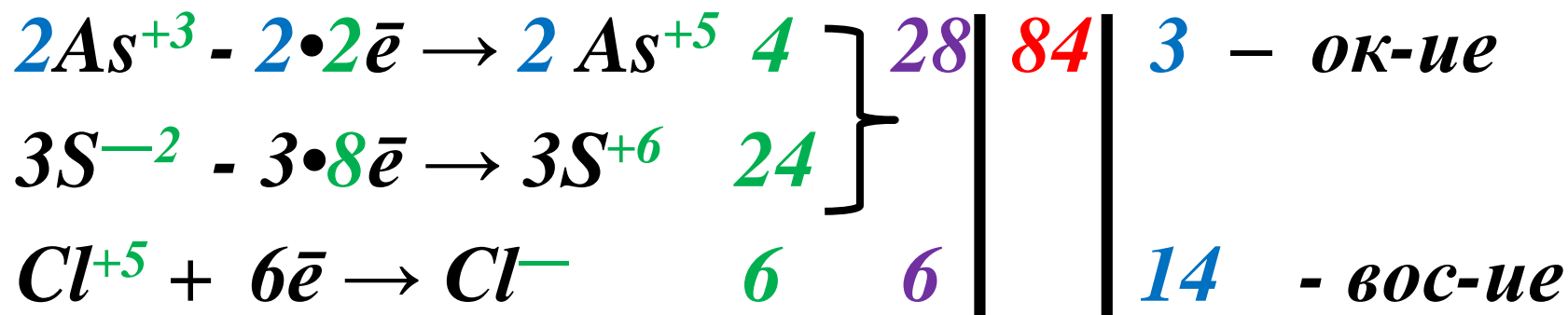


Пример 3. Если число атомов, изменивших степень окисления больше 2, то коэффициенты определяют по сумме отданных и принятых электронов:





Степень окисления изменяют 3 атома :
S, As, Cl.



As_2S_3 – восстановитель;

$HClO_3$ – окислитель.

Электронно- ионный метод (МЕТОД ПОЛУРЕАКЦИЙ)

Преимущество:

**при составлении полуреакций
рассматриваются**

реально существующие

**в растворе ионы и наглядно видна
роль среды.**

МЕТОД ПОЛУРЕАКЦИЙ:

Алгоритм

1. Записать в ионном виде **восстановитель**, **окислитель** и продукты их взаимодействия:

Сильные электролиты записывают в виде ионов, а слабые электролиты -

газы↑,

нерастворимые вещества↓ - в виде молекул.

II. При составлении полуреакций окисления и восстановления следует учитывать следующее:

1. Если исходное вещество содержит **больше атомов кислорода**, чем продукт реакции, то освобождающийся кислород в форме O^{2-} связывается **в кислых** растворах ионами водорода (H^+) - в воду в **нейтральных** и **щелочных** растворах - в гидроксид-ионы.

В **кислых** растворах:



В **нейтральных** растворах:



В **щелочных** растворах :



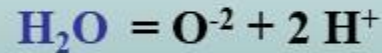
алгоритм

2. Если исходное вещество содержит **меньше атомов кислорода**, чем продукты реакции, то недостаток их восполняется в **кислых** и **нейтральных** растворах за счёт молекул **воды**, в **щелочных** - за счёт **гидроксид-анионов**.

В **кислых** растворах :



В **нейтральных** растворах:



В **щелочных** растворах:

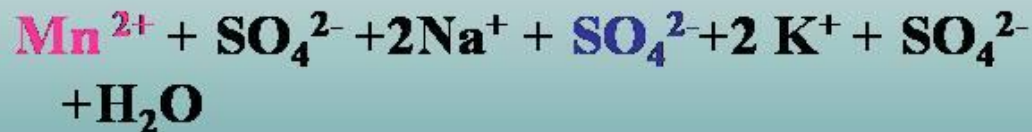


Алгоритм расстановки коэффициентов методом полуреакций

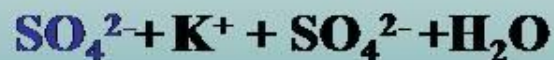
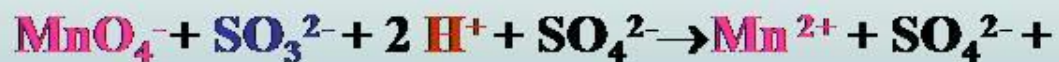
1. Запишите схему реакции в
молекулярной форме:



2. Составьте схему реакции в полной ионной форме, подчеркнув восстановитель и окислитель



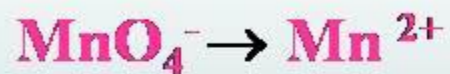
3. Составьте сокращенную
молекулярно-ионную схему



4. Определите характер среды –
кислая, щелочная, нейтральная

Наличие H^+ – среда кислая

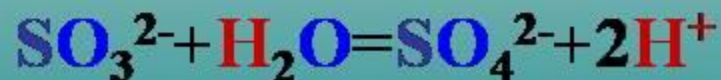
5. Выписать частицы,
изменившие состав и заряд:



6. Составьте молекулярно-ионные уравнения для процессов окисления и восстановления с учетом характера среды

Проверьте число атомов (**O**) в левой и правой частях уравнений

- Проверьте число атомов каждого элемента



Проверьте суммы зарядов ионов
в левой и правой частях
молекулярно-ионных уравнений:

- Если сумма зарядов исходных частиц больше суммы зарядов продуктов реакции, то к левой части надо добавить соответствующее число электронов, а если меньше — **вычесть**



(процесс восстановления)



(процесс окисления)

Проверьте суммы зарядов ионов
в левой и правой частях
молекулярно-ионных уравнений:

- Если сумма зарядов исходных частиц больше суммы зарядов продуктов реакции, то к левой части надо добавить соответствующее число электронов, а если меньше — **вычесть**



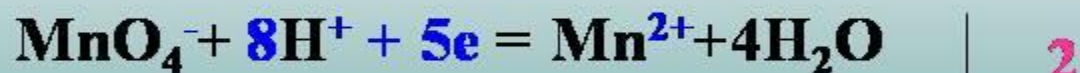
(процесс восстановления)



(процесс окисления)

8. Найдите коэффициенты **восстановителя**, **окислителя** и продуктов их превращения.

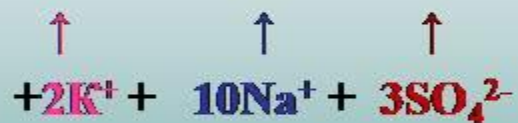
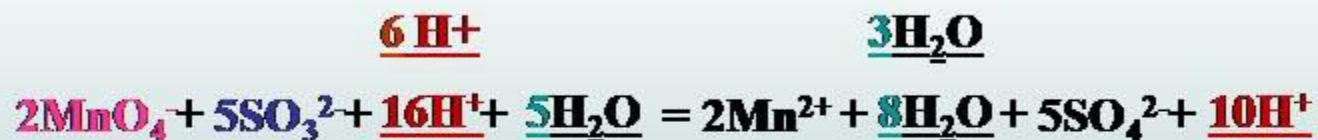
Умножьте левую и правую части обоих уравнений на найденные коэффициенты



Составьте сокращенное ионное уравнение окислительно-восстановительной реакции.

Для этого:

- сложите уравнения полуреакций
- сократите, если имеются, одинаковые частицы
- добавьте в левую часть уравнения необходимое число сопутствующих противоположно заряженных ионов (см. стрелки)
- то же число тех же ионов добавьте в правую часть уравнения



10. Составьте полное молекулярно-ионное уравнение



11. По полному молекулярно-ионному уравнению составьте полное молекулярное уравнение

