**Степень окисления. Окислительно-восстановительные реакции**

1. **Степень окисления**

*Степень окисления* СО *- условный заряд элемента*, вычисленный в предположении, что все связи в соединении ионные.

***Правила***, используемые при вычислении СО

1. Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в молекуле равна нулю, а в сложном ионе (например, анионе кислотного остатка) - заряду иона.

 0 0 0 0

1. СО атомов в простых веществах равна нулю (H2, N2, Cu, C…)
2. Постоянную СО в соединениях имеют: щелочные металлы Na, K, Li… (+1); почти все металлы II группы, в том числе щелочноземельные Ca и Ba.. (+2); алюминий (+3); фтор (-1).
3. CО водорода в соединениях (+1), кроме гидридов - NaH, KH, CaH2… -(-1)
4. СО кислорода (-2), кроме ОF2 (+2) и пероксидов – Na2O2, H2O2 – (-1).
5. Высшая (наибольшая **положительная**) степень окисления элемента равна номеру его группы (№группы) в периодической системе, низшая -(8 - №группы)
6. СО элемента в простом ионе равна заряду этого иона: FeCl3-соль, по таблице растворимости можно узнать заряды ионов, а значит и степени окисления

 +3 -1

Заряд иона Fe3+  **→** степень окисления FeЗаряд иона Cl-  **→** степень окисления Cl

Примеры расчетов:

1. Находим в формуле элементы с известной СО и записываем их над знаками

 элементов

1. «Неизвестную» СО х рассчитываем по правилу 1

 +1 x -2 +1 x -2 +2 x -2

KMnO4 HNO3  CaSO4

1 + X +4(-2) =0 1+x+3(-2)=0 2+x+4(-2)=0

x=7 → CO(Mn)=+7 x=5→CO(N)=+5 x=+6→CO(S)=+6

Fe2(SO4)3 заряд иона SO42-, значит заряд железа Fe3+,тогда

 +3 х -2

Fe2S3О12 2(+3) + 3х+12(-2) = 0 х=6 → СО(S)=+6

1. **Окислительно-восстановительные реакции ОВР**

ОВР - такие реакции, в ходе которых электроны от одних атомов переходят к другим (меняется степень окисления элементов).

Окислитель – вещество, атомы или ионы которого, присоединяют электроны.

Восстановитель – вещество, атомы или ионы которого отдают электроны.

Повышение степени окисления СО, связано с отдачей

атомом или ионом электронов, называют ***процессом окисления***

-4 -3 -2 -1 0 +1 +2 +3 +4 +5 +6 +7 +8 СО

Понижение степени окисления СО, связано с присоединением (приобретением)

атомом или ионом электронов, называется ***процессом восстановления***

**Составление уравнений ОВР.**

*Расстановка коэффициентов методом электронного баланса.* При использованииметода постулируют: число электронов, отданным восстановителем равно числу электронов, присоединенных окислителем.

Последовательность действий.

1. Записывают *схему реакции* (формулы исходных веществ и продуктов реакции без коэффициентов)

Cl2 + H2S + H2O → HCl + H2SO4

1. Определяют элементы, которые поменяли степень окисления

 0 -2 -1 +6

Cl2 + H2S + H2O → HCl + H2SO4

1. Записывают эти элементы в две строки и определяют число электронов, приобретенных окислителем и отданных восстановителем (число атомов обычно берут из левой части схемы реакции). Дополнительные уравнения называют уравнениями электронного баланса, иногда полуреакциями окисления и восстановления

 -2 +6

S - 8ē → S

 0 -1

Cl2 + 2ē → 2Cl

4. Уравнивают число приобретаемых и отдаваемых электронов

 -2 +6

 S - 8ē → S 1 (надо взять один атом серы, он отдаст 8ē)

 0 -1 8

 Cl2 + 2ē → 2Cl 4 (надо взять четыре молекулы хлора, они приобретут 8ē)

Оформление полуреакций:

 -2 +6

 восстановитель S - 8ē → S 1 окисление

 0 -1 8

 окислитель Cl2 + 2ē → 2Cl 4 восстановление

Полученные числа 1 и 4 представляют соотношение исходных атомов серы (в составе H2S)

и молекул хлора и являются коэффициентами для левой части уравнения.

1. Запишем полученные коэффициенты перед формулами двух веществ (окислителя Cl2 и

 восстановителя H2S) в левую часть уравнения

4Cl2 + H2S + H2O → HCl + H2SO4

1. Правую часть уравниваем по левой

4Cl2 + H2S + 4H2O = 8HCl + H2SO4

 *В тетради* ***результаты*** *вашей работы выглядят* ***так****:*

 0 -2 -1 +6

 ***4Cl2 + H2S + 4H2O = 8HCl + H2SO4***

 ***-2 +6***

 ***восстановитель S - 8ē → S 1 окисление***

 ***0 -1 8***

 ***окислитель Cl2 + 2ē → 2Cl 4 восстановление***

 Никакие другие записи не нужны

 Пример 1.

 0 0 +3 -1

1,2 Al + Cl2 → AlCl3

 0 +3

3,4 восстановитель Al - 3ē → Al 2 окисление

 0 -1 6

 окислитель Сl2 + 2ē → 2Cl 3 восстановление

5,6 2Al + 3Cl2 = 2AlCl3

Пример 2.

 0 +1 +3 0

1,2 Al + HCl → AlCl3 + H2

 0 +3

 3,4 восстановитель Al - 3ē → Al 1 окисление

 +1 0 3

 окислитель H + 1ē → H 3 восстановление

5,6 Al + 3HCl → AlCl3 + ***3/2***H2 - промежуточные коэффициенты. После умножения всех коэффициентов на 2 получим:

2Al + 6HCl = 2AlCl3 + 3H2