Окислительно-восстановительные реакции

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) – это реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ. В ОВР происходит переход электронов от одних атомов, молекул или ионов к другим.

Степень окисления – условный заряд атома в молекуле, вычисленный в предположении, что она состоит из ионов. При расчете степени окисления исходят из электронейтральности молекул: сумма всех степеней окисления атомов в соединении равна нулю.

Процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом называется ***окислением.***

$Э - n\bar{e} \rightarrow Э^{+n}$ Э – восстановитель.

Процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом называется ***восстановлением***.

$Э + n\bar{e} \rightarrow Э^{-n}$ Э – окислитель.

Атомы, ионы, молекулы, отдающие электроны – восстановители (сами окисляются).

Атомы, ионы, молекулы, принимающие электроны – окислители (сами восстанавливаются).

Окисление всегда сопряжено с восстановлением. Число электронов, участвующих в процессе окисления равно числу электронов, участвующих в процессе восстановления.

ОКИСЛИТЕЛИ	*ВОССТАНОВИТЕЛИ*
1. Атомы элементов VI – VII групп (O_2, Cl_2) 2. Ионы металлов в высоких степенях окисления (Fe^{3+}, Cu^{2+}) 3. Ионы, молекулы, содержащие атомы металлов в высоких степенях окисления ($KMn^{+7}O_4$, $K_2Cr_2^{+6}O_7$) 4. Ионы, молекулы, содержащие атомы неметаллов в высоких степенях окисления ($HN^{+5}O_3$, $H_2S^{+6}O_4$, $KCl^{+5}O_3$)	1. Атомы всех металлов. 2. Отрицательно заряженные ионы неметаллов (S^{2-}, Cl^-, Br^-) 3. Ионы металлов в низких степенях окисления (Fe^{2+}, Mn^{2+}) 4. Ионы и молекулы, содержащие атомы в промежуточных степенях окисления ($S^{+4}O_3$) 5. H_2, CO

Окислителем или восстановителем в зависимости от конкретных условий могут выступать:

а) ионы металлов и неметаллов в промежуточной степени окисления.

Например:

$Fe^{+2} - 1e^- \Rightarrow Fe^{+3}$, где Fe^{+2} – восстановитель, реакция окисления

$Fe^{+2} + 2e^- \Rightarrow Fe^0$, где Fe^{+2} – окислитель, реакция восстановления

$S^{+4} - 2e^- \Rightarrow S^{+6}$, где S^{+4} – восстановитель, реакция окисления

$S^{+4} + 6e^- \Rightarrow S^{-2}$, где S^{+4} – окислитель, реакция восстановления

б) элементы главных подгрупп IV и V групп периодической системы элементов.

Например:

$C + O_2 \Rightarrow CO_2$ $\quad C^0 - 4e^- \Rightarrow C^{+4}$, где C^0 – восстановитель, реакция окисления.

$C + 2H_2 \Rightarrow CH_4$ $\quad C^0 + 4e^- \Rightarrow C^{-4}$, где C^0 – окислитель, реакция восстановления.

Подбор стехиометрических коэффициентов в ОВР можно проводить ***методом электронного баланса*** или ***методом полуреакций:***

Метод электронного баланса	***Метод электронно-ионного баланса (полуреакций, - в растворах)***
1. Найти окислитель и восстановитель 2. Записать полуреакции окисления и восстановления 3. Сбалансировать заряды 4. Суммировать полуреакции в полное электронное уравнение (электроны сокращаются) 5. Найти коэффициенты*	1. Найти окислитель и восстановитель 2. Определить, какие ионы действительно существуют 3. Записать полуреакции окисления и восстановления 4. Сбалансировать число атомов в каждой, добавляя: H^+ или H_2O – в кислой среде OH^- или H_2O – в щелочной 5. Уравнять количество электронов (зарядов) 6. Суммировать полуреакции в полное электронно-ионное уравнение (электроны сокращаются) 7. Найти коэффициенты

***Следует обратить особое внимание, что стехиометрические коэффициенты должны быть получены из уравнений электронного баланса.**

Влияние среды на восстановление некоторых окислителей

$KMnO_4$ в щелочной среде восстанавливается до **MnO_4^{2-}** (зеленый раствор);
(фиолетовый цвет раствора)

в нейтральной среде - до **$MnO_2\downarrow$** (бурый осадок);

в кислой среде - до **Mn^{2+}** (бесцветный раствор).

Классификация ОВР

1. ***Межмолекулярного окисления-восстановления*** – атом-окислитель и атом-восстановитель принадлежат разным веществам.

Уравнивание проводим методом электронного баланса:

$2HN^{+3}O_2 + H_2S^{-2} \Rightarrow 2N^{+2}O\uparrow + S^o\downarrow + 2H_2O$

$N^{+3} + 1e^- \Rightarrow N^{+2}$ | 2 окислитель, восстановление

$S^{-2} - 2e^- \Rightarrow S^o$ | 1 восстановитель, окисление

$KI^{+5}O_3 + 5KI^- + 3H_2SO_4 \Rightarrow 3I_2^o + 3K_2SO_4 + 3H_2O$

$I^{+5} + 5e^- \Rightarrow I^o$ | 1 окислитель, восстановление

$I^{-1} - 1e^- \Rightarrow I^o$ | 5 восстановитель, окисление

К этому же типу можно отнести и реакции межатомного и атомно-молекулярного окисления-восстановления:

$Fe + S \Rightarrow Fe^{+2}S^{-2}$

$Fe - 2e^- \Rightarrow Fe^{+2}$ восстановитель, окисление

$S + 2e^- \Rightarrow S^{-2}$ окислитель, восстановление

$4HN^{+5}O_3 + Cu^o \Rightarrow Cu^{+2}(NO_3)_2 + 2N^{+4}O_2 + 2H_2O$

$Cu^{o} - 2e^{-} \Rightarrow Cu^{+2}$ | 1 восстановитель, окисление
$N^{+5} + 1e^{-} \Rightarrow N^{+4}$ | 2 окислитель, восстановление

2. Реакции ***внутримолекулярного окисления-восстановления*** – атом-окислитель и атом-восстановитель входят в состав одной молекулы или иона и могут быть представлены как разными элементами, так и одним элементом, но в разных степенях окисления:

$2NaN^{+5}O_3^{-2} \Rightarrow 2NaN^{+3}O_2 + O_2^{o}$
$N^{+5} + 2e^{-} \Rightarrow N^{+3}$ | 1 окислитель, восстановление
$O^{2-} - 2e^{-} \Rightarrow O^{o}$ 1 | восстановитель, окисление

$2KCl^{+5}O_3^{-2} \Rightarrow 2KCl^{-} + 3O_2^{o}$
$Cl^{+5} + 6e^{-} \Rightarrow Cl^{-1}$ | 2 окислитель, восстановление
$2O^{2-} - 4e^{-} \Rightarrow O_2^{o}$ | 3 восстановитель, окисление

3. Реакции ***диспропорционирования*** (самоокисления-самовосстановления, дисмутации) – функцию окислителя и восстановителя выполняет один и тот же атом, находящийся в промежуточной степени окисления:
$Cl_2^{o} + H_2O \Rightarrow HCl^{-} + HCl^{+}O$

$Cl^{o} - 1e^{-} \Rightarrow Cl^{+}$ | 1 восстановитель, окисление
$Cl^{o} + 1e^{-} \Rightarrow Cl^{-}$ 1 окислитель, восстановление

$3HN^{+3}O_2 \Rightarrow HN^{+5}O_3 + 2N^{+2}O + H_2O$
$N^{+3} + 1e^{-} \Rightarrow N^{+2}$ | 2 окислитель, восстановление
$N^{+3} - 2e^{-} \Rightarrow N^{+5}$ | 1 восстановитель, окисление

Уравнивание ОВР с использованием дробных степеней окисления

Дробная степень окисления элемента свидетельствует о том, что атомы одного и того же элемента в молекуле находятся в разных степенях окисления, либо вещество представляет собой смесь веществ, в которых элемент находится в разных степенях окисления.

$Fe_3O_4 + 4CO \Rightarrow 3Fe + 4CO_2$
$3Fe^{+8/3} + 8e^{-} \Rightarrow 3Fe^{0}$ | 1 окислитель, восстановление
$C^{+2} - 2e^{-} \Rightarrow C^{+4}$ | 4 восстановитель, окисление

$3Mn_3O_4 + 8Al \Rightarrow 9Mn + 4Al_2O_3$
$3Mn^{+8/3} + 8e^{-} \Rightarrow 3Mn^{0}$ | 3 окислитель, восстановление
$Al^{0} - 3e^{-} \Rightarrow Al^{+3}$ | 8 восстановитель, окисление

Однако эти реакции можно уравнять и иным путем, если представить Mn_3O_4 как смесь MnO_2 и $2MnO$:

$Mn^{+4} + 4e^{-} \Rightarrow Mn^{0}$ } $8e^{-}$ | *3
$2Mn^{+2} + 4e^{-} \Rightarrow 2Mn^{0}$ | *3
$Al^{0} - 3e^{-} \Rightarrow Al^{+3}$ $3e^{-}$ | *8
$3Mn_3O_4 + 8Al \Rightarrow 9Mn + 4Al_2O_3$