

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

1.1 Теоретическая часть

Окислительно-восстановительные процессы сопровождают круговороты веществ в природе. Они лежат в основе преобразования энергии взаимодействующих химических веществ в электрическую энергию в гальванических и топливных элементах. Также их можно наблюдать при сгорании топлива, в процессах коррозии металлов, при электролизе и выплавке металлов.

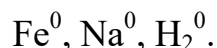
Окислительно-восстановительные реакции являются наиболее распространенным типом химических взаимодействий. Эти реакции составляют основу многих технологических процессов (сжигание топлива, процессы в гальваническом производстве, а также процессы коррозии и электролиза).

*Реакции, в результате которых изменяются степени окисления одного или нескольких элементов, называются **окислительно-восстановительными реакциями (ОВР)**.*

Степень окисления – это формальный заряд атома в молекуле (формальной единице), вычисленный исходя из предположения, что все связи являются ионными.

Для вычисления степени окисления элемента в соединении следует исходить из следующих положений:

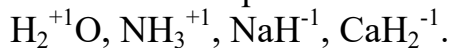
1. Степень окисления атомов, входящих в состав простых веществ, равна нулю. Например,



2. Постоянную степень окисления в соединениях проявляют щелочные металлы (+1), щелочноземельные металлы (+2). Например,



3. Водород проявляет степень окисления +1 во всех соединениях, кроме гидридов металлов, где степень окисления равна -1. Например,

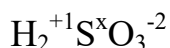


4. Степень окисления кислорода в соединениях равна -2, например, K_2O^{-2} , H_2O^{-2} , за исключением пероксидов ($\text{H}_2\text{O}_2^{-1}$, $\text{Na}_2\text{O}_2^{-1}$), где степень окисления кислорода равна -1 и фторида кислорода (OF_2), где степень окисления +2.

5. Молекула в целом нейтральна, поэтому алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав молекулы, равна нулю, а в ионе равна заряду этого иона.

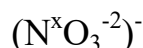
Таким образом, для вычисления степени окисления следует расставить известные степени окисления элементов (согласно приведенным выше положениям), а затем, исходя из положения 5, вычислить неизвестную величину.

Пример 1. Вычислим степень окисления серы в сернистой кислоте, для этого запишем известные степени окисления атомов водорода и кислорода, а степень окисления серы обозначим как неизвестное:



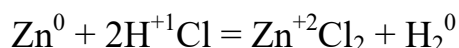
Для обеспечения электронейтральности молекулы, состоящей из двух атомов водорода и трех атомов кислорода, атому серы следует приписать степень окисления $x = +4$, т.к. $2 \cdot (+1) + x + 3 \cdot (-2) = 0$.

Пример 2. Вычислим степень окисления азота в нитрат анионе, для этого запишем степень окисления кислорода (-2), а степень окисления азота обозначим как неизвестное:

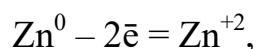


Следует помнить, что при расчете степени окисления атома, входящего в состав сложного иона, алгебраическая сумма степеней окисления атомов должна быть равна заряду иона. Поэтому степень окисления атома азота равна +5, т.к. $x + (-2) \cdot 3 = -1$, $x = +5$

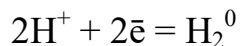
Окисление - восстановление – это единый, взаимосвязанный процесс. Рассмотрим реакцию растворения цинка в соляной кислоте:



Цинк отдает 2 электрона, превращаясь при этом в катион со степенью окисления +2 (Zn^{+2}).



Электроны, отдаваемые цинком, присоединяются ионами водорода, которые превращаются при этом в атомы водорода, а затем, попарно соединяясь, образуют молекулу:



Процесс **отдачи электронов**, сопровождающийся повышением степени окисления элемента, называется **окислением**. **Вещество, отдающее электроны** и повышающее свою степень окисления в ходе реакции, называется **восстановителем**.

Присоединение электронов, сопровождающееся понижением степени окисления элемента, называется **восстановлением**. **Вещество, которое присоединяет электроны** и при этом понижает свою степень окисления, называется **окислителем**.

Таким образом, в приведенном примере цинк окисляется, являясь восстановителем, а водород восстанавливается, являясь окислителем.

Элементы, находящиеся **в высшей степени окисления**, могут только восстанавливаться, т. е. **быть окислителями**, т. к. их атомы способны лишь присоединять электроны.

Например, сера в степени окисления +6 (H_2SO_4), азот +5 (HNO_3 и нитраты), марганец +7 (KMnO_4), хром +6 (K_2CrO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) и др.

Элементы, находящиеся **в низшей степени окисления**, могут только окисляться, т. е. **быть восстановителем**, поскольку их атомы способны лишь отдавать электроны.

Например, сера в степени окисления - 2 (H_2S и сульфиды), азот в степени окисления -3 (NH_3 и его производные) и др.

Вещества, содержащие элементы **в промежуточной степени окисления**, обладают **окислительно-восстановительной двойственностью**, это значит, что они способны и принимать электроны, понижая свою степень окисления, и отдавать электроны, повышая степень окисления, в зависимости от партнера, с которым они взаимодействуют. В реакции с типичным окислителем это соединение выступает в роли восстановителя, а в реакции с типичным восстановителем оно проявляет окислительные свойства.

Например: $\text{Na}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3$, HN^{+3}O_2

Отметим типичные окислители и восстановители.

Окислители:

1) Типичные неметаллы (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , O_2) в элементарном (свободном) состоянии. Они характеризуются большой энергией сродства к электрону и большой величиной электроотрицательности.

2) Сложные ионы и молекулы, содержащие атомы металлов или неметаллов в состоянии высшей степени окисления: азотная кислота (HN^{+5}O_3) и нитраты (NO_3^-), концентрированная серная кислота ($\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$), а также $\text{KMn}^{+7}\text{O}_4$, $\text{K}_2\text{Cr}^{+6}\text{O}_4$, $\text{K}_2\text{Cr}_2^{+6}\text{O}_7$.

3) Ионы металлов, находящиеся в высшей степени окисления, например, Fe^{+3} , Cu^{+2} , Sn^{+4} и др. (см. приложение А).

Восстановители:

1) Активные металлы (щелочные и щелочноземельные металлы, цинк, алюминий, железо и др.), а также **некоторые неметаллы**, такие, как водород, углерод, фосфор, кремний.

2) Отрицательно заряженные ионы неметаллов. К ним относятся анионы бескислородных кислот и их соли (Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-}).

3) Ионы металлов, находящиеся в низшей степени окисления, например, Fe^{+2} , Cu^{+1} , Sn^{+2} и др. (см. Приложение А)

Для составления уравнений ОВР пользуются **методом электронного баланса и электронно-ионного баланса**.

Оба эти метода основаны на одном и том же принципе:

в окислительно-восстановительных процессах общее число электронов, отданных восстановителем, равно общему числу электронов, принятых окислителем.

ОВР – самые распространенные и играют большую роль в природе и технике. Они являются основой жизнедеятельности. С ними связаны дыхание и обмен веществ в живых организмах, гниение и брожение, фотосинтез. Их можно наблюдать при сгорании топлива, в процессах коррозии металлов и при электролизе. Они лежат в основе металлургических процессов и круговорота элементов в природе. В результате протекания ОВР происходит превращение химической энергии в электрическую – в гальванических элементах и аккумуляторах. ОВР лежат в основе мероприятий по охране природы.

