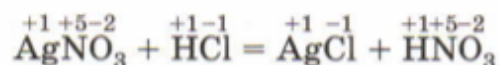
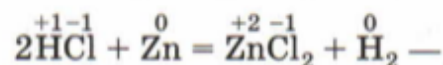


Окислительно-восстановительные реакции

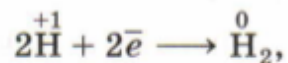
Многообразие классификаций химических реакций по различным признакам (направлению, числу и составу реагирующих и образующих веществ, использованию катализатора, тепловому эффекту) можно дополнить ещё одним признаком. Этот признак — изменение степени окисления атомов химических элементов, образующих реагирующие вещества. Например, в реакции



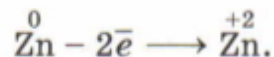
степени окисления атомов химических элементов после реакции не изменились. А вот в другой реакции — взаимодействие соляной кислоты с цинком



атомы двух элементов, водорода и цинка, изменили свои степени окисления: водород с +1 на 0, а цинк — с 0 на +2. Следовательно, в этой реакции каждый атом водорода получил по одному электрону



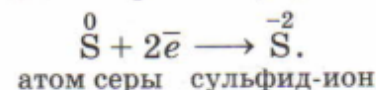
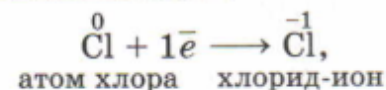
а каждый атом цинка отдал два электрона



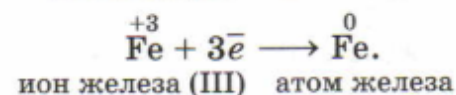
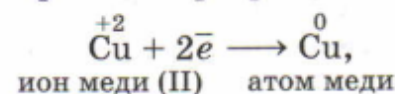
Химические реакции, в результате которых происходит изменение степеней окисления атомов химических элементов или ионов, образующих реагирующие вещества, называют **окислительно-восстановительными реакциями**.

Под **восстановлением** понимают процесс присоединения электронов атомами, ионами или молекулами. Степень окисления при этом понижается.

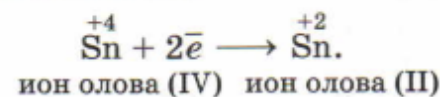
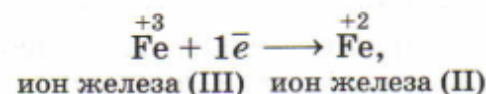
Например, атомы неметаллов могут присоединять электроны, превращаясь при этом в отрицательные ионы, т. е. восстанавливаясь¹:



Электроны могут присоединяться и к положительным ионам, которые при этом превращаются в атомы:

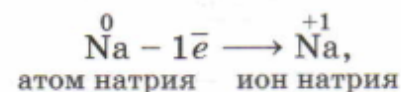


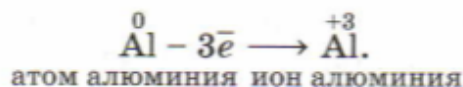
Принимать электроны могут и положительные ионы, у которых при этом степень окисления понижается:



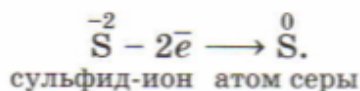
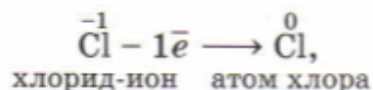
Атомы, ионы или молекулы, принимающие электроны, называют **окислителями**.

Под **окислением** понимают процесс отдачи электронов атомами, ионами или молекулами. Например, атомы металлов, теряя электроны, превращаются в положительные ионы, т. е. окисляются:

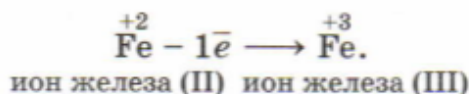
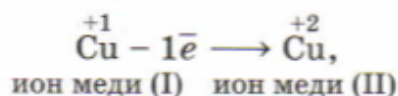




Отдавать электроны могут отрицательные ионы:



Терять электроны могут и некоторые положительные ионы с низшими степенями окисления:



Можно отметить, что при этом степень окисления повышается.



Атомы, ионы или молекулы, отдающие электроны, называют **восстановителями**.

Окисление всегда сопровождается восстановлением и наоборот, т. е. окислительно-восстановительные реакции представляют собой единство двух противоположных процессов — окисления и восстановления. Схема взаимосвязи изменения степеней окисления с процессами окисления и восстановления может быть представлена так, как это изображено на схеме 2.

ПРОЦЕССЫ ОКИСЛЕНИЯ И ВОССТАНОВЛЕНИЯ

Схема 2



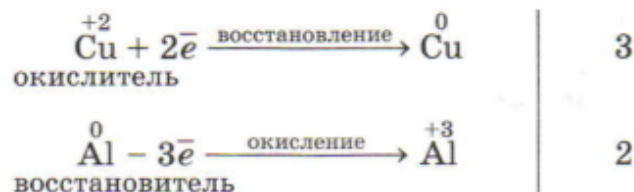
Рис. 146. Схема окислительно-восстановительной реакции

В окислительно-восстановительных реакциях число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, принимаемых окислителем, т. е. соблюдается **электронный баланс**. Метод электронного баланса применяют для записей электронных уравнений процессов окисления и восстановления.

Например, реакцию алюминия с хлоридом меди (II) описывают схемой (рис. 146):



а электронные уравнения будут иметь вид:

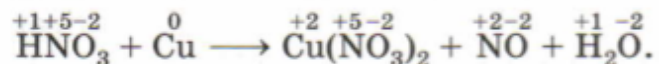


Молекулярное уравнение этой реакции написать уже несложно, так как коэффициенты для него будут взяты из электронных уравнений:

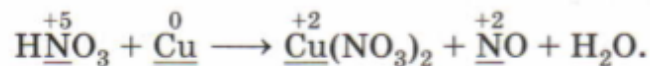


Покажем, как с помощью метода электронного баланса можно расставить коэффициенты в уравнении сложной окислительно-восстановительной реакции. Как вы помните, первое правило ряда напряжений металлов о взаимодействии металлов с растворами кислот не распространялось на серную кислоту концентрированную и азотную кислоту любой концентрации.

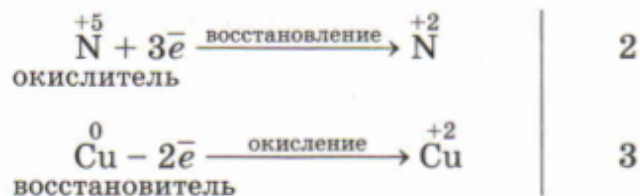
В отличие от соляной кислоты, в которой окислителем атомов металла были катионы водорода, в концентрированной серной и азотной кислотах окислителями являются атомы серы и азота из сульфат-ионов и нитрат-ионов. Поэтому концентрированная H_2SO_4 и HNO_3 любой концентрации взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду напряжений как до водорода, так и после него, восстанавливаясь при этом до SO_2 , NO и т. д. Например, при взаимодействии разбавленной азотной кислоты с медью получается нитрат меди (II), оксид азота (II) и вода. Запишем формулы исходных веществ и продуктов реакции с указанием степеней окисления:



Подчеркнём знаки химических элементов, изменивших свои степени окисления:



Составим электронные уравнения, т. е. отразим процессы отдачи и присоединения электронов:



Запишем коэффициент 3 перед $\overset{0}{\text{Cu}}$ и перед формулой нитрата меди (II), в котором $\overset{+2}{\text{Cu}}$, так как с такими значениями степеней окисления медь встречается по одному разу. Коэффициент 2 запишем только перед формулой вещества с $\overset{+2}{\text{N}}$, так как это значение степени окисления для азота в схеме реакции встречается только один раз, а вот перед HNO_3 коэффициент 2 не запишем, ибо $\overset{+5}{\text{N}}$ встречается ещё раз в формуле $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. Наша запись примет вид:

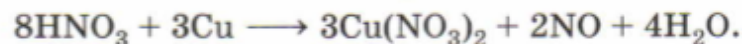


Теперь уравниваем число атомов азота. После реакции оно равно $3 \cdot 2 = 6$ из $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ и ещё 2 атома из 2NO , всего 8.

Поэтому перед HNO_3 запишем коэффициент 8:



и уравниваем число атомов водорода:



Проверим правильность расстановки коэффициентов, подсчитав число атомов кислорода до и после реакции: до реакции — 24 атома и после реакции — 24 атома. Коэффициенты расставлены правильно, поэтому заменим в уравнении стрелку на знак равенства:



Зная формулу вещества и определив степени окисления атомов химических элементов в нём, нетрудно предсказать, какие свойства будет проявлять каждый элемент и вещество в целом: окислительные или восстановительные. Например, азот в азотной кислоте имеет максимальное значение степени окисления +5, т. е. он «потерял» все электроны, поэтому $\overset{+5}{\text{N}}$ в азотной кислоте будет проявлять только окислительные свойства. Азот в аммиаке $\overset{-3}{\text{N}}\text{H}_3$ имеет минимальное значение степени окисления -3, т. е. он не сможет принять больше ни одного электрона, и поэтому аммиак будет проявлять только восстановительные свойства.

Другой пример — оксид азота (II) $\overset{+2}{\text{N}}\text{O}$. Азот в этом соединении имеет промежуточное значение степени окисления и поэтому может проявлять как окислительные (например: $\overset{+2}{\text{N}} + 2\bar{e} \longrightarrow \overset{0}{\text{N}}$ или $\overset{+2}{\text{N}} + 5\bar{e} \longrightarrow \overset{-3}{\text{N}}$), так и восстановительные (например: $\overset{+2}{\text{N}} - 2\bar{e} \longrightarrow \overset{+4}{\text{N}}$) свойства.

Приведём примеры важнейших восстановителей и окислителей.

Восстановители: активные металлы, водород, уголь, оксид углерода (II) CO , сероводород H_2S , аммиак NH_3 и т. д.

Окислители: кислород, галогены; азотная HNO_3 и серная H_2SO_4 кислоты, перманганат калия KMnO_4 и др.