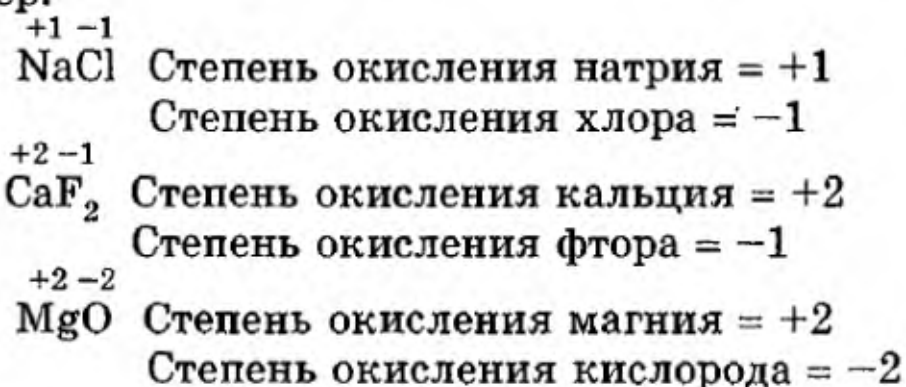


Степени окисления элементов

Окислительно-восстановительные реакции.

Степень окисления элемента в данном соединении — это реальный или условный заряд, который имеет атом этого элемента в этом соединении.

В соединениях с ионной связью степени окисления элементов равны реальным зарядам ионов. Например:



В соединениях с ковалентной неполярной связью (в молекулах простых веществ) степени окисления элементов равны нулю.

Например: $\text{H}_2^0, \text{Cl}_2^0, \text{O}_2^0, \text{F}_2^0 \dots$

Степень окисления элементов равна нулю во всех простых веществах: $\text{S}^0, \text{C}^0, \text{P}^0, \text{Na}^0, \text{Al}^0, \text{Fe}^0$ и др.

В соединениях с ковалентной полярной связью степень окисления элемента — это условный заряд его атома в молекуле, если считать, что молекула состоит из ионов, т. е. рассматривать ковалентные полярные связи как ионные связи. При этом считают, что общие электронные пары полностью переходят к атомам элементов с большей ЭО.

Любая молекула является электронейтральной, поэтому алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в молекуле всегда равна нулю.

Некоторые элементы во всех сложных веществах имеют постоянную степень окисления:

Элементы с постоянной степенью окисления	Степень окисления
а) Щелочные металлы (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr)	+1
б) Элементы II группы (кроме Hg): Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra, Zn, Cd	+2
в) Алюминий Al	+3
г) Фтор F	-1

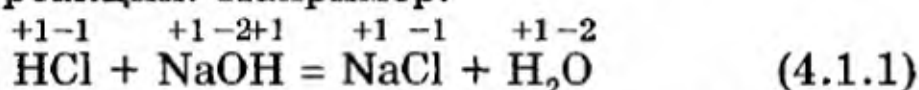
Все другие элементы в различных соединениях имеют разные степени окисления, т. е. являются элементами с переменной степенью окисления.

Необходимо знать, что:

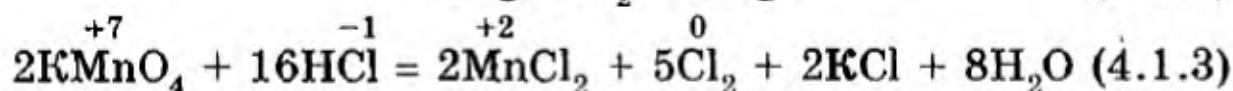
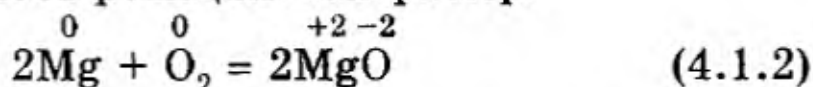
1. Атомы металлов во всех сложных веществах имеют только положительные степени окисления.
2. Атомы неметаллов могут иметь и положительные, и отрицательные степени окисления. В соединениях с металлами и водородом степени окисления неметаллов всегда отрицательные.
3. Высшая (максимальная) степень окисления элемента, как правило, равна номеру группы, в которой находится элемент в периодической системе.
4. Низшая (минимальная) степень окисления металлов равна нулю. Низшая степень окисления неметаллов обычно равна: $-(8 - \text{номер группы, в которой находится элемент})$.
5. Значения степеней окисления элемента между высшей и низшей степенями окисления называются промежуточными.

Все химические реакции можно разделить на два типа:

- 1) Реакции, которые протекают без изменения степеней окисления элементов: степени окисления всех элементов в молекулах исходных веществ равны степеням окисления этих элементов в молекулах продуктов реакции. Например:

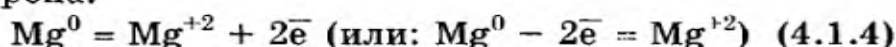


- 2) Реакции, которые протекают с изменением степеней окисления элементов: степени окисления всех или некоторых элементов в молекулах исходных веществ не равны степеням окисления этих элементов в молекулах продуктов реакции. Например:



Изменение степеней окисления в ходе ОВР обусловлено полным или частичным переходом электронов от атомов одного элемента к атомам другого элемента.

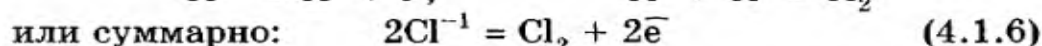
Так, в реакции 4.1.2 каждый атом магния *отдает* 2 электрона:



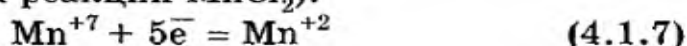
Эти электроны переходят к молекуле кислорода. Каждый атом кислорода в молекуле O_2 присоединяет 2 электрона, поэтому молекула кислорода *присоединяет* 4 электрона:



В реакции 4.1.3 атомы хлора, которые в молекулах HCl имеют степень окисления -1 , *отдают* по одному электрону и превращаются в нейтральные атомы хлора, которые соединяются попарно и образуют молекулы хлора Cl_2 :



Атом марганца, который в исходном веществе (KMnO_4) имеет степень окисления $+7$, *присоединяет* 5 электронов и превращается в атом марганца со степенью окисления $+2$ (такую степень окисления он имеет в молекуле продукта реакции MnCl_2):



Таким образом, любая ОВР представляет собой совокупность процессов отдачи и присоединения электронов.

● Процесс отдачи электронов называется *окислением*. В результате процесса окисления алгебраическая величина степени окисления элемента повышается.

В рассмотренных примерах процессы 4.1.4 и 4.1.6 являются процессами окисления.

● Процесс присоединения электронов называется *восстановлением*. В результате процесса восстановления алгебраическая величина степени окисления понижается.

Процессы 4.1.5 и 4.1.7 являются примерами процессов восстановления.

● Частицы (атомы, молекулы, ионы), которые отдают электроны, называются *восстановителями*.

В реакциях 4.1.2 и 4.1.3 восстановителями являются соответственно Mg и HCl.

● Частицы, которые присоединяют электроны, называются *окислителями*.

В реакциях 4.1.2 и 4.1.3 окислителями являются соответственно O_2 и $KMnO_4$.

Следовательно, в общем виде окислительно-восстановительную реакцию можно представить следующей схемой:



Восстановитель участвует в процессе окисления, т. е. окисляется. А окислитель участвует в процессе восстановления, т. е. восстанавливается.

Важнейшими окислителями являются:

- а) *простые вещества-неметаллы с наибольшими значениями электроотрицательности* — фтор F_2 , кислород O_2 ;
- б) *сложные вещества, молекулы которых содержат элементы в высшей степени окисления* — перманганат калия $KMnO_4$, хроматы и дихроматы (например, дихромат калия $K_2Cr_2O_7$), азотная кислота HNO_3 и ее соли — **нитраты**, концентрированная серная кислота H_2SO_4 , оксид свинца PbO_2 , хлорная кислота $HClO_4$ и ее соли — **перхлораты** и др.

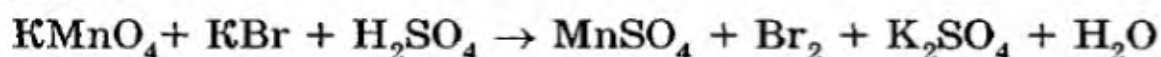
Важнейшими восстановителями являются:

- а) *все простые вещества-металлы*. Наиболее активными восстановителями являются щелочные и щелочноземельные металлы, магний Mg , алюминий Al , цинк Zn ;
- б) *сложные вещества, молекулы которых содержат элементы в низшей степени окисления* — метан CH_4 , силан SiH_4 , аммиак NH_3 , фосфин PH_3 , нитриды и фосфиды металлов (например, Na_3N , Ca_3P_2), сероводород H_2S и сульфиды металлов, галогеноводороды HI , HBr , HCl и галогениды металлов, гидриды металлов (например, NaH , CaH_2) и др.

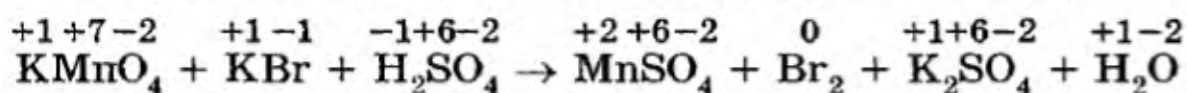
Среди веществ, содержащих элементы в промежуточных степенях окисления, есть вещества, для которых более характерными являются или окислительные, или восстановительные свойства. Обычно являются окислителями галогены Cl_2 и Br_2 , хлорноватистая кислота $HClO$ и ее соли — гипохлориты, хлораты ($KClO_3$ и др.), оксид марганца (IV) MnO_2 , соли трехвалентного железа ($FeCl_3$ и др.). Как правило, в роли восстановителей выступают водород H_2 , углерод C , оксид углерода (II) CO , сульфиты металлов (Na_2SO_3 и др.), соли двухвалентного железа ($FeSO_4$ и др.).

Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций часто используется специальный метод — метод электронного баланса. В основе его лежит следующее правило: общее число электронов, которые отдает восстановитель, должно быть равно общему числу электронов, которые присоединяет окислитель.

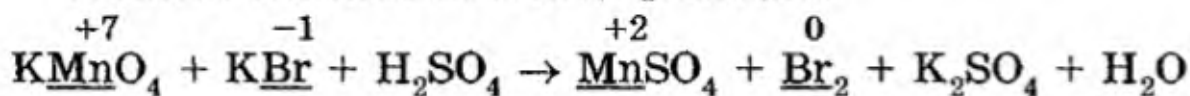
Рассмотрим применение метода электронного баланса на примере реакции, которая выражается следующей схемой:



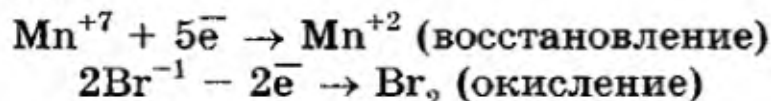
а) Определим степени окисления всех элементов в молекулах исходных веществ и продуктов реакции:



б) Подчеркнем символы элементов, которые изменяют степени окисления в ходе реакции:

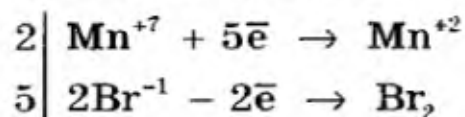


в) Составим уравнения процессов окисления и восстановления:



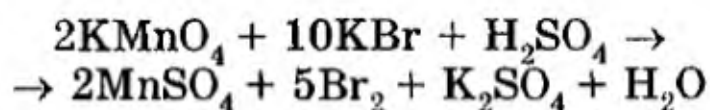
Обратите внимание, что в левой части уравнения процесса окисления взято два атома брома, так как продуктом окисления является двухатомная молекула брома Br_2 .

г) Находим множители для уравнений процессов окисления и восстановления, при умножении на которые числа отданных и присоединенных электронов будут равны. Так как наименьшим общим кратным чисел «5» и «2» является «10», то уравнение процесса восстановления нужно умножить на «2», а уравнение процесса окисления — на «5»:

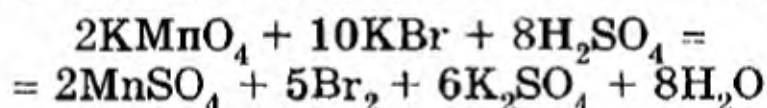


Два атома Mn^{+7} присоединяют 10 электронов, а 10 атомов Br^{-1} отдают 10 электронов, т. е. выполняется основное правило метода электронного баланса.

- д) Найденные множители запишем как коэффициенты перед формулами веществ, которые содержат элементы, участвующие в процессах окисления и восстановления:



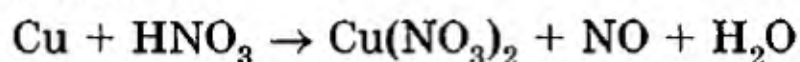
- е) После этого уравниваем числа атомов элементов, которые не изменяют степени окисления. В данном случае это атомы калия, серы, водорода и кислорода.



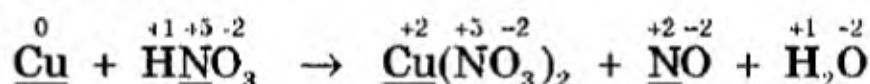
Обычно числа атомов водорода и кислорода уравнивают в последнюю очередь. Во многих случаях равенство чисел атомов кислорода в левой и в правой частях уравнения ОВР свидетельствует о том, что это уравнение составлено правильно (в составленном уравнении 40 атомов кислорода и в левой, и в правой частях).

Рассмотрим некоторые более сложные примеры составления уравнений ОВР.

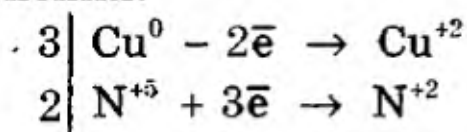
Составим уравнение реакции, которая протекает по следующей схеме:



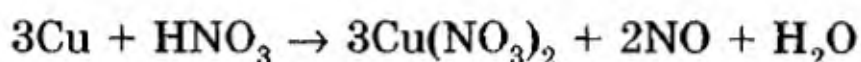
Определим степени окисления всех элементов и подчеркнем символы элементов, которые изменяют свои степени окисления:



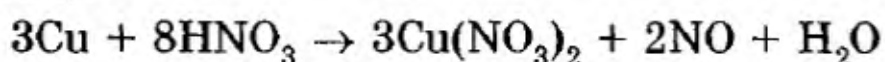
Составим уравнения процессов окисления и восстановления и найдем множители, на которые нужно умножить эти уравнения:



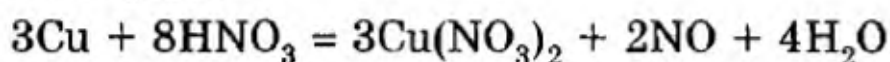
Обратите внимание, что не все атомы азота, которые входят в состав HNO_3 , изменяют свою степень окисления: часть атомов азота без изменения степени окисления переходит в молекулы $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. Поэтому найденные методом электронного баланса коэффициенты напомним перед всеми формулами, содержащими Cu и N, кроме формулы HNO_3 :



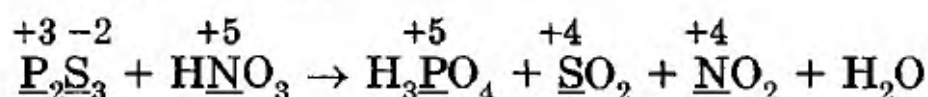
Коэффициент перед формулой HNO_3 равен общему числу атомов азота в правой части уравнения, т. е. равен 8 (из них 6 атомов, которые не изменяют степень окисления):



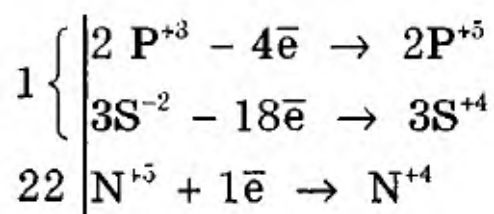
В последнюю очередь уравниваем числа атомов водорода и кислорода:



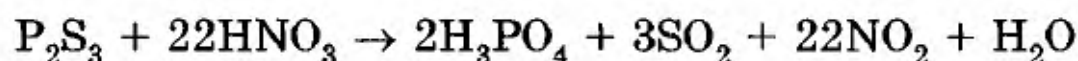
В некоторых ОВР более двух элементов изменяют свои степени окисления. В качестве примера рассмотрим следующую реакцию:



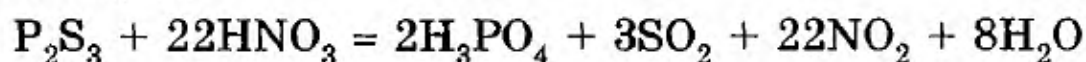
Два элемента — фосфор и сера — в ходе этой реакции окисляются, один элемент — азот — восстанавливается:



Общее число электронов, которые участвуют в процессах окисления, равно 22; в процессе восстановления участвует 1 электрон. Поэтому общий множитель для двух уравнений процессов окисления равен 1, а множитель для уравнения процесса восстановления равен 22. Запишем эти множители в качестве коэффициентов перед формулами соответствующих веществ:



В заключение уравниваем числа атомов водорода и кислорода:



Законспектируйте, выписав: термины, символы, формулы, таблицы.

Устно ответьте на вопросы:

1. Степень окисления. Степени окисления металлов и неметаллов. Определение высшей и низшей степени окисления металлов и неметаллов.
2. Окислительно-восстановительные реакции. Окисление и восстановление. Окислители и восстановители. Метод электронного баланса.