

Предисловие

Анализ результатов ЕГЭ по химии позволяет сделать вывод о том, что у школьников возникают серьезные затруднения при составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций с участием как неорганических, так и органических веществ. Часто ученики не могут спрогнозировать продукты окислительно-восстановительных реакций или, наоборот, определить исходные вещества, в результате взаимодействия которых эти продукты образовались, а также допускают ошибки при расстановке коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций.

Умение составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций поможет учащимся при сдаче выпускных экзаменов ОГЭ и ЕГЭ, а также пригодится им в дальнейшем при изучении химии в вузе.

Данное пособие содержит необходимый теоретический материал, раскрывающий закономерности протекания окислительно-восстановительных реакций, подробно разобранные типовые задания базового, повышенного и высокого уровня сложности, а также задания для самостоятельного выполнения.

Работу с этой книгой рекомендуется начать с внимательного прочтения теоретического материала. Затем целесообразно разобрать приведенные примеры составления уравнений окислительно-восстановительных реакций, записать эти уравнения в тетрадь или выполнить задания самостоятельно. После этого можно приступать к тренировочным заданиям – заданиям для самостоятельного выполнения. Данные задания, как правило, составлены так, чтобы закрепить и упрочить навыки составления уравнений окислительно-восстановительных реакций с участием неорганических и органических веществ, разобранных

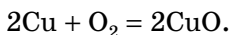
в пособии. Поэтому, если то или иное задание не удалось выполнить сразу, следует еще раз просмотреть теоретические сведения, внимательно разобрать примеры, представленные в данном разделе, а затем приступить к работе над заданием снова. В этом случае выполнение всех заданий удастся довести до конца.

Пособие предназначено для учащихся 10–11 классов, но может быть частично использовано и учениками 8–9 классов, интересующимися химией. Конечно, в пособии содержатся лишь некоторые сведения, которые, тем не менее, по мнению авторов, могут оказаться полезными. Издание можно использовать при повторении уже изученного материала, а также как справочное пособие при выполнении различных заданий.

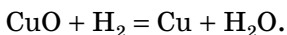
Книга будет полезна не только абитуриентам, но и студентам педагогических университетов, учителям и родителям учеников.

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

Характеризуя химические процессы, нередко используют термины «окисление» и «восстановление». В разные периоды в них вкладывали разный смысл. Да и сейчас возможно более широкое и более узкое толкования. Введенное в русский язык лишь в начале XIX века слово «окисление» (перевод французского слова *oxidation*) означало «взаимодействие вещества с кислородом». Фраза «Медь медленно окисляется на воздухе» означает, что кислород воздуха вступает с медью в реакцию в соответствии с уравнением



Термин «восстановление» (вернее, его латинский прототип *reductio*) введен алхимиками еще раньше, за пару веков до этого, как обозначение процесса «возрождения» металла из продукта его окисления. Только в XVIII веке стало понятно, что при окислении металл соединяется с кислородом, а при восстановлении избавляется от него. Фраза «Восстановление меди из оксида меди(II) водородом» может быть переведена на язык химической символики следующим образом:

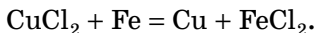


Надо иметь в виду, что тот же процесс может быть описан другой фразой: «Восстановление оксида меди(II) водородом». В первом случае восстановление – способ получения вещества (меди), а в другом случае – реакция, которой подвергается вещество (оксид меди). С окислением таких разночтений нет: словосочетание «окисление вещества» всегда означает реакцию окисления, которой подвергается это вещество. И все же слова «восстановление вещества» обычно означают реакцию восстановления, в которую вступает это вещество (восстановление

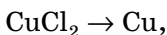
альдегида, восстановление хлорида палладия). Другое значение слово «восстановление» может приобрести лишь в словосочетании «восстановление металла» – как дань алхимической традиции.

Очевидно, что процесс окисления меди ($\text{Cu} \rightarrow \text{CuO}$) противоположен по смыслу процессу восстановления меди из оксида ($\text{CuO} \rightarrow \text{Cu}$).

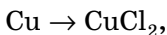
Но вот другой известный вам опыт. Если в раствор медной соли, например хлорида меди(II), поместить железный гвоздь, на поверхности железа образуется слой меди. Медь, бесспорно, восстановилась, но потери веществом кислорода при этом не произошло:



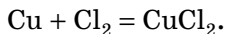
Процесс восстановления меди в этом случае выражает схема



а противоположный ему процесс окисления тогда будет выражаться схемой

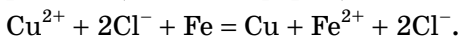


что соответствует реакции горения меди в хлоре

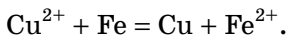


Таким образом, мы расширили понятия «окисление» и «восстановление»: окисление не обязательно происходит под действием кислорода, а восстановление не обязательно означает потерю кислорода.

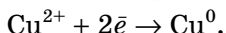
В чем же тогда сущность окисления и восстановления? Это можно понять, если вспомнить об электронном строении атомов и о модели ионной связи, созданной немецким физиком Вальтером Косселем. Согласно этой модели связь в кристалле хлорида меди осуществляется за счет притяжения между катионами металла Cu^{2+} и анионами неметалла Cl^- . При растворении хлорида меди в воде происходит электролитическая диссоциация соли, катионы и анионы расстаются друг с другом и переходят в раствор. И в реакции с железом участвуют ионы меди, а не «молекулы» хлорида меди. Вот уравнение этого процесса (в ионной форме):



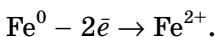
Ионы хлора в ходе реакции не изменились, потому что в ней не участвовали. Их можно удалить из уравнения реакции. Получим сокращенное ионное уравнение реакции:



Восстановление меди, как мы видим, заключается в превращении катиона меди в атом меди, а для этого ион должен принять два электрона:



Мы видим также, что необходимые для этого процесса электроны предоставляет второй участник реакции – железо в виде атомов:



Это процесс, противоположный восстановлению, а значит – окисление.

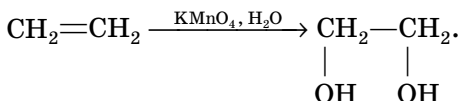
Теперь мы можем сделать ряд выводов, которые, конечно, не будут для вас новостью.

1. *Окисление* – это процесс отдачи электронов частицей (атомом, молекулой или ионом). Частица, отдающая электроны, называется *восстановителем*. Восстановитель *окисляется*.

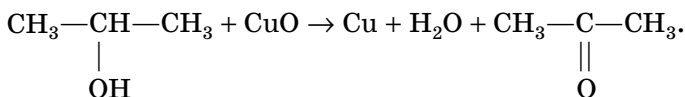
2. *Восстановление* – процесс присоединения электронов частицей (атомом, молекулой или ионом). Частица, присоединяющая электроны, называется *окислителем*. Окислитель *восстанавливается*.

3. И, наконец, очень важно понимать, что процесс окисления непременно сопровождается процессом восстановления: электроны не могут возникнуть ниоткуда и исчезнуть без следа. Это значит, что любая реакция, в ходе которой происходит переход электронов от восстановителя к окислителю, является как реакцией окисления восстановителя, так и реакцией восстановления окислителя, т. е. окислительно-восстановительной реакцией. Окисление не может происходить без одновременного восстановления, и наоборот. В окислительно-восстановительной реакции есть как окислитель, так и восстановитель. А если вы обнаружили только окислитель и не нашли ни одного восстановителя, значит, где-то была допущена ошибка.

Любой процесс присоединения частиц электронов является окислением, но если речь идет об органических веществах, *окислением* принято называть те реакции, при которых *в молекуле органического вещества увеличивается число атомов кислорода или уменьшается число атомов водорода*. Например, окисление алкенов раствором перманганата калия в соответствии со схемой реакции:



Или окисление спирта оксидом меди(II):



Вместе с тем полное сгорание органического вещества не называют окислением, хотя это самое настоящее полное окисление. Реакцию углеводорода с галогеном тоже не принято называть окислением, хотя галоген явно выступает в роли окислителя. В органической химии термин «окисление» до сих пор используют так, как это было принято в XIX веке: в узком смысле.

Тот факт, что в ходе окислительно-восстановительной реакции происходит переход электронов от восстановителя к окислителю, доказывают химические источники электрического тока – гальванические элементы (примером гальванических элементов являются знакомые всем батарейки). В этих устройствах ток создают электроны, перемещающиеся по проводнику от восстановителя к окислителю, которые пространственно разделены и непосредственно не контактируют друг с другом. По мере того, как вещества расходуются, ток слабеет. Закончились вещества – закончился ток, батарейку можно утилизировать.

Перейдем к вопросу о том, как определить, является ли реакция окислительно-восстановительной. Если в реакции участвуют ионные соединения, то о переходе электронов можно судить по изменению заряда иона (как мы сделали это для реакции железа с раствором хлорида

меди). Мы помним, однако, что ионная связь – это всего лишь модель: *полного перехода электронов от атома металла к атому неметалла в кристалле не происходит*. Все же мы исходим из предположения, что атом металла при образовании ионной связи отдает валентные электроны атому неметалла и атомы превращаются в противоположно заряженные ионы. А дальше смотрим, как меняются заряды ионов при окислительно-восстановительной реакции. Но точно так же мы можем *условно* предположить, что электроны переходят от атома любого менее электроотрицательного элемента к атому более электроотрицательного элемента. Тогда эти атомы должны были бы приобрести соответствующие заряды: атом менее электроотрицательного элемента – положительный заряд, равный числу условно отданных электронов, а атом более электроотрицательного элемента – отрицательный заряд, равный числу условно принятых электронов. Такой заряд называется «степень окисления».

Здесь возникает необходимость вспомнить, что такое электроотрицательность. *Электроотрицательность* – это способность атома, образующего химическую связь, притягивать электроны связи. Если электроотрицательность атомов одинакова, электроны притягиваются ими в равной степени и связь неполярна. Связь полярна, если электроотрицательность одного из атомов выше, чем у другого. Электроотрицательность элементов одного периода или одной главной подгруппы в первом приближении легко сравнить, пользуясь лишь законом Кулона.

У элементов одного периода валентные электроны по закону Кулона притягиваются к ядру тем сильнее, чем больше заряд ядра. Значит, и электроотрицательность элементов одного периода будет тем выше, чем больше заряд ядра. А в главной подгруппе при увеличении заряда ядра элемента увеличивается также и число электронных слоев. Следовательно, расстояние между валентными электронами и ядром увеличивается, а притяжение их к ядру ослабевает. Поэтому уменьшается и электроотрицательность. Хотя модель и упрощенная, однако объясняет, например, почему фтор самый электроотрицательный элемент. Этой моделью пользуются

в школе, объясняя закономерности в изменении свойств элементов в периоде и главной подгруппе. Но этот прием не поможет сравнить электроотрицательность элементов разных периодов и разных подгрупп. Тут уже придется сравнивать численные значения электроотрицательности. Поскольку непосредственно измерить эту величину невозможно, ее вычисляют, причем предложены разные методы ее расчета, приводящие к несколько отличающимся результатам. В учебниках химии чаще всего ссылаются на значения электроотрицательности элементов, рассчитанные по методу американского химика Лайнуса Полинга.

Итак, *степень окисления* – это условный заряд атома, вычисленный исходя из предположения, что все связи между атомами разных элементов в соединении – ионные (т. е. все связывающие электронные пары полностью смещены к атому более электроотрицательного элемента). Если в ходе реакции степени окисления элементов изменяются, значит, произошел переход электронов от восстановителя к окислителю, т. е. эта *реакция окислительно-восстановительная*. Процесс отдачи электронов называется *окислением*. В результате процесса окисления степень окисления элемента повышается. Процесс присоединения электронов называется *восстановлением*. В результате процесса восстановления степень окисления элемента понижается.

Вспомним, как можно определить степени окисления элементов в веществах. Вот несколько правил.

1. Начнем с того, что алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в молекуле равна нулю, а в ионе – заряду иона.

2. В *простых веществах* степень окисления элементов равна нулю, потому что электроотрицательность всех атомов одинакова и электроны не смещаются от одного атома к другому.

3. *Фтор (F)* как самый электроотрицательный элемент имеет в *соединениях* степень окисления исключительно -1 (столько электронов может принять атом фтора до завершения внешнего электронного слоя).

4. *Металлы* в соединении с типичными неметаллами всегда заведомо менее электроотрицательны, поэтому проявляют *только положительную* (+) степень окисления. Численно она равна числу отданных электронов. Для элементов главных подгрупп это электроны внешнего электронного слоя. Их число равно номеру группы: у щелочных металлов степень окисления +1, у металлов главной подгруппы II группы, или IIA группы, +2, у алюминия +3. Они (а также элементы побочной подгруппы II группы, или IIB группы, кроме ртути Hg) не проявляют других положительных степеней окисления, т. е. их *степень окисления постоянная*. Заучивать эти степени окисления не обязательно, потому что их всегда можно определить по системе Менделеева. Впрочем, вы уже могли запомнить их ранее в ходе выполнения упражнений.

Таблица 1

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

У большинства переходных металлов (элементов побочных групп) степень окисления переменная. Ее максимальное значение (или *высшая степень окисления*) обычно, но не всегда, равно номеру группы, в которой расположен элемент: у марганца (Mn) высшая степень окисления +7, у хрома (Cr) +6, у титана (Ti) +4. Но, например, у меди (Cu), элемента I группы, высшая степень окисления не +1, а +2, а у золота (Au) +3. И железо (Fe), элемент VIII группы, степень окисления +8 не проявляет (его высшая степень окисления +6, а наиболее распространенные +2 и +3). Вот это уже нужно запоминать.

5. *Неметаллы* могут иметь как *положительные* (+), так и *отрицательные* (–) степени окисления.

В соединениях с водородом и металлами степени окисления неметаллов по большей части отрицательные. Дело в том, что типичные металлы всегда менее электроотрицательны, чем неметаллы. А водород – не всегда. Такие неметаллы, как кремний (Si), бор (B), мышьяк (As), по большинству шкал менее электроотрицательны, чем водород, а фосфор (P) по некоторым расчетам менее электроотрицателен, чем водород, по другим имеет одинаковое с водородом значение электроотрицательности, по третьим же фосфор более электроотрицателен. Впрочем, величина электроотрицательности даже у атомов одного элемента может различаться в разных соединениях. Возможно, вы знаете из курса органической химии, что атом углерода в состоянии sp -гибридизации более электроотрицателен, чем в sp^2 -гибридном состоянии, а sp^3 -гибридный атом углерода менее электроотрицателен.

Итак, в соединениях с типичными неметаллами водород (H) имеет степень окисления +1, с типичными металлами –1. А вот в соединениях водорода с фосфором (фосфин PH_3), кремнием (силан SiH_4), мышьяком (арсин AsH_3) степень окисления водорода уже не определяется однозначно. Так, по шкале Полинга, как и по шкале Малликена, в сравнении с фосфором водород более электроотрицателен, и тогда его степень окисления равна –1. А по так называемой практической шкале Луо – Бенсона все неметаллы более электроотрицательны, чем водород, и поэтому в соединении с любым неметаллом (в том числе и с фосфором) его степень окисления должна быть равна +1.

Кислород, как второй по электроотрицательности элемент в любой шкале, положительную степень окисления проявляет только в соединении со фтором (OF_2). В соединениях с остальными элементами его степень окисления отрицательна и равна, как правило, –2 (столько электронов может принять атом кислорода до завершения внешнего электронного слоя). Но есть сложные вещества, в которых атомы кислорода связаны не только с атомами другого элемента, но и между собой (например, пероксид водорода $\text{H} \rightarrow \text{O} - \text{O} \leftarrow \text{H}$). В этом

случае каждый атом кислорода «получает» только один электрон от атома водорода, и степень окисления его равна -1 . Можно обобщить эту информацию следующим образом.

Таблица 2

Элемент	Степень окисления в большинстве соединений	Исключения
Н	+1	<i>Гидриды активных металлов:</i> LiH, NaH, KH, CaH ₂ и др., в которых степень окисления водорода равна -1
О	-2	<i>Пероксиды водорода и металлов:</i> H ₂ O ₂ , Na ₂ O ₂ , BaO ₂ , в которых степень окисления кислорода равна -1 . <i>Фторид кислорода</i> OF ₂ , в котором степень окисления кислорода равна $+2$

6. Вообще же *высшая* (т. е. *максимальная положительная*) *степень окисления* элемента, как правило, численно равна номеру группы, в которой находится элемент в Периодической системе Д.И. Менделеева. Это не что иное, как число электронов внешнего слоя (валентных электронов для переходных элементов), которые атом может «отдать» своему более электроотрицательному партнеру. Но есть и исключения: *фтор*, как самый электроотрицательный элемент, не способен проявлять положительную степень окисления, а *высшая степень окисления кислорода* равна не номеру группы, а $+2$.

7. *Низшая* (*минимальная*) *степень окисления* неметаллов обычно определяется числом электронов, которых атому не хватает до завершения внешнего электронного слоя, и поэтому *отрицательна* и численно равна: $8 - \text{номер группы}$, в которой находится элемент. Типичные металлы не проявляют отрицательной степени окисления.

Пользуясь этими правилами, можно, как вам должно быть известно, определить степени окисления элементов

в соединении. В соединениях FeCl_2 и FeCl_3 степень окисления хлора (по правилу 7) равна -1 , а железа соответственно $+2$ и $+3$. Но есть соединения дисульфид железа (пирит) FeS_2 и железная окалина Fe_3O_4 . В первом из них (FeS_2) каждый атом серы только один электрон «получает» от атома железа, а со вторым атомом серы образует ковалентную неполярную связь, не «получая» и не «отдавая» электроны. Степени окисления железа и серы соответственно равны $+2$ и -1 . Про железную окалину (Fe_3O_4) следует помнить, что в ней содержится железо как в степени окисления $+2$, так и $+3$, и формулу ее иногда записывают следующим образом: $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$.

В трех- или четырехэлементном соединении, если вы помните, для определения степени окисления одного из элементов следует знать степени окисления остальных. Так, например, в соединении дигидроортопериодат натрия, формула которого $\text{Na}_3\text{H}_2\text{IO}_6$, степень окисления кислорода -2 (см. правило 5); степень окисления натрия $+1$ (см. правило 4); степень окисления водорода $+1$ (см. правило 5). Степень окисления йода в этом соединении нам пока неизвестна (x). Теперь умножим заряд каждого атома на число атомов в «молекуле» и приравняем их сумму к нулю (см. правило 1):

$$3 \cdot (+1) + 2 \cdot (+1) + x + 6 \cdot (-2) = 0;$$

$$x = +12 - (+3) - (+2);$$

$$x = +7.$$

Как видим, это высшая степень окисления йода, но без вычисления мы не могли быть в этом уверены.

Более сложной задачей обычно оказывается *определение степени окисления элементов в составе иона*: азота в ионе аммония и неметаллов в анионах кислотных остатков. Но порядок действия тот же самый, только сумма зарядов приравнивается не к нулю, а к заряду иона. Так, в ионе аммония NH_4^+ степень окисления азота пока неизвестна (x), а степень окисления водорода равна $+1$. Составим уравнение:

$$x + 4 \cdot (+1) = +1;$$

$$x = +1 - 4;$$

$$x = -3.$$

К тому же результату можно прийти, рассуждая следующим образом. В молекуле аммиака NH_3 атом азота образует три ковалентные связи с тремя атомами водорода за счет трех неспаренных электронов. В ионе аммония NH_4^+ образуется еще одна ковалентная связь по донорно-акцепторному механизму между атомом азота за счет его неподеленной электронной пары и катионом водорода за счет его свободной орбитали. В молекуле аммиака атом более электроотрицательного элемента азота «принимает» по одному электрону от трех атомов водорода, и степень окисления азота в аммиаке равна -3 . В ионе аммония есть еще одна, четвертая связь $\text{N}-\text{H}$, но в ее образовании электроны водорода не участвуют (ион водорода не предоставил электрона для связи). Вот и получается, что общих пар (ковалентных связей) в ионе аммония четыре, а степень окисления азота равна -3 , как в молекуле аммиака.

Аналогично вычисляется степень окисления в анионе. Вот пример задания, где это требуется.

Пример 1

Степень окисления атома серы в ионе HSO_4^- равна

- 1) -2 2) 0 3) $+4$ 4) $+6$

Составим уравнение, приравняв алгебраическую сумму степеней окисления к заряду аниона:

$$+1 + x + 4 \cdot (-2) = -1;$$

$$x = +8 - 2;$$

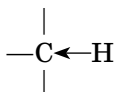
$$x = +6.$$

Чтобы определить степень окисления центрального атома в анионе кислотного остатка, можно также составить формулу соответствующей кислоты и определить в ней степень окисления центрального атома. В данном случае анион принадлежит серной кислоте H_2SO_4 (степени окисления: $+1$ и $+6-2$). Получается, степень окисления серы в анионе кислотного остатка равна $+6$.

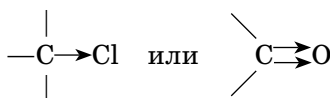
Трудности иногда вызывает определение степени окисления углерода в органических соединениях. Напомним, что атомы углерода в органических соединениях всегда четырехвалентны, т. е. образуют четыре

ковалентные связи. А степень окисления углерода в молекулах органических соединений может принимать различные значения от -4 до $+4$, что зависит от относительных электроотрицательностей атомов, непосредственно связанных с атомом углерода.

Покажем, как определить *степень окисления атомов углерода в молекулах органических веществ*. Для этого необходимо составить структурную формулу соединения и указать направление смещения общих электронных пар. Если электроотрицательность атома углерода выше, чем у связанного с ним атома, то электронная пара смещается *к атому углерода*, например:



Наоборот, если электроотрицательность атома углерода ниже, чем у связанного с ним атома, то электронная пара смещается *от атома углерода*, например:



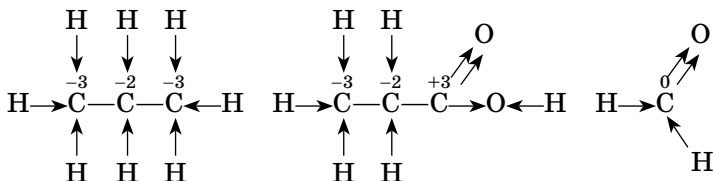
В случае образования неполярных связей смещения электронных пар не происходит:



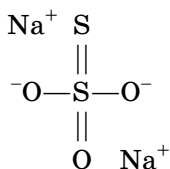
Степень окисления атома углерода определяется разностью между числом электронных пар, смещенных к атому углерода, и числом электронных пар, оттянутых от него. При этом необходимо помнить, что:

- если число электронных пар, смещенных к атому углерода, больше, чем оттянутых от него, то степень окисления атома углерода имеет *отрицательное значение*, равное этой разности;
- если число электронных пар, оттянутых от атома углерода, больше, чем смещенных к нему, то степень окисления атома углерода имеет *положительное значение*, равное этой разности;

- степень окисления углерода может принимать также *нулевое значение*, если число смещенных к атому углерода электронных пар равно числу электронных пар, оттянутых от него:



Как видно из приведенных примеров, степень окисления разных атомов углерода в одной и той же молекуле органического соединения может иметь различные значения. Разная степень окисления атомов одного элемента встречается и в неорганических веществах. Примером может служить тиосульфат натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, или $\text{Na}_2\text{SO}_3\text{S}$. Во втором варианте формулы не случайно один из атомов серы записан отдельно, это указывает на его отличие от атома, связанного с тремя атомами кислорода. Тиосульфат-ион устроен так же, как и сульфат-ион, только один атом кислорода в нем замещен на атом серы. Структурная формула тиосульфата натрия показывает, что между катионами натрия и тиосульфат-анионом (SO_3S^{2-}) ионная связь, а атомы серы и кислорода связаны ковалентными связями:



Атом серы, связанный двойной ковалентной неполярной связью с центральным атомом серы, имеет степень окисления 0 . Центральный атом, связанный двойной ковалентной полярной связью и двумя простыми ковалентными полярными связями с атомами кислорода, проявляет степень окисления $+4$: $\text{Na}_2(\text{SO}_3)\text{S}$, но без составления структурной формулы посчитать это практически невозможно.

Теперь вы сможете ответить на вопрос, является ли окислительно-восстановительной реакция между раствором тиосульфата натрия и соляной кислотой:

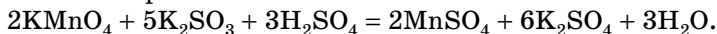


На первый взгляд, это окислительно-восстановительная реакция. Ведь в ней образуется простое вещество, а мы привыкли считать, что простые вещества участвуют и образуются именно в таких реакциях. Но в данном случае степени окисления атомов не изменились! Здесь произошли последовательно два процесса: более сильная и устойчивая соляная кислота вытеснила тиосерную кислоту из ее соли. Тиосерная кислота быстро разлагается на воду, сернистый газ и серу. Причем атомы серы при их переходе из тиосульфат-иона в молекулы сернистого газа и серы степени окисления не меняют. Иногда говорят: «Тиосульфат натрия разлагается кислотами», хотя реакция, как видно из приведенного выше уравнения, не является реакцией разложения. Это не вполне точное выражение относится не к самому тиосульфату, а к образовавшейся из него тиосерной кислоте.

Следует еще уточнить нюансы употребления терминов «окислитель» и «восстановитель». Рассмотрим их на примере известной реакции между растворами перманганата калия и сульфита калия.

Пример 2

Определите окислитель и восстановитель в реакции, уравнение которой



Что выступает в роли окислителя? На этот вопрос можно дать три различных ответа. И все три будут правильными. *Окислителем* называют и химический элемент, атомы которого в ходе реакции понизили степень окисления (здесь это Mn^{+7}), и *частицу*, которая принимала электроны (анион MnO_4^-), и *вещество*, в котором содержатся эти частицы (KMnO_4). *Восстановителем*, в свою очередь, можно назвать элемент серу в степени окисления $+4$ (S), и сульфит-анион (SO_3^{2-}), и вещество сульфит

калия (K_2SO_3). Поэтому в критериях оценивания заданий с развернутым ответом ЕГЭ дана следующая формулировка ответа: «Сера в степени окисления +4 (или сульфит калия за счет серы +4) является восстановителем, а марганец в степени окисления +7 (или перманганат калия за счет марганца в степени окисления +7) – окислителем».

Задание 1. Выберите правильный ответ.

Степень окисления молибдена в соединении Na_2MoO_4 равна

- 1) –6 2) –4 3) +4 4) +6

Задание 2. Выберите правильный ответ.

Среди веществ CH_4 , C_2H_6 , Al_4C_3 , CO , CO_2 число тех, в которых углерод проявляет степень окисления –4, равно

- 1) 1 2) 2 3) 3 4) 4

Задание 3. Установите соответствие между формулой вещества и степенью окисления азота в нем.

Формула вещества	Степень окисления азота
1) NF_3	А) –3
2) $H_2N_2O_2$	Б) +1
3) NBr_3	В) +2
4) $Ca(NO_2)_2$	Г) +3
	Д) +4
	Е) +5

Задание 4. Определите степени окисления элементов в соединениях, формулы которых:

- а) Na_3AsO_4 ; д) $Na[SbF_6]$;
 б) $Ca(H_2PO_4)_2$; е) $K_3[Cr(OH)_6]$;
 в) $K_2H_4TeO_6$; ж) $(NH_4)_2Cr_2O_7$.
 г) $H_4P_2O_7$;

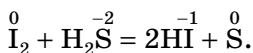
Задание 5. Определите степень окисления углерода в соединениях, формулы которых:

- а) $C(NH_2)_2O$; д) CCl_4 ;
 б) CH_3Cl ; е) CH_4 ;
 в) CH_3NO_2 ; ж) CCl_2O .
 г) CH_3COOH ;

ТИПЫ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ

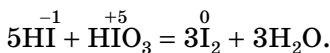
Среди множества химических реакций мы выделили окислительно-восстановительные реакции. Их, в свою очередь, тоже можно систематизировать. Не обязательно запоминать, как называются разные типы окислительно-восстановительных реакций, но иметь представление о них полезно. Обращаем ваше внимание, что любая систематизация условна и возможны более сложные типологические схемы. Но чаще всего выделяют следующие типы окислительно-восстановительных реакций.

1. В *межмолекулярных* окислительно-восстановительных реакциях элемент-окислитель и элемент-восстановитель входят в состав разных веществ:



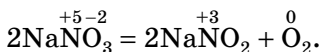
Среди окислительно-восстановительных реакций, изучаемых в школе, межмолекулярные встречаются чаще всего, например обсуждавшаяся выше реакция перманганата калия с сульфитом калия в растворе.

Частным случаем реакций межмолекулярного окисления-восстановления являются реакции *конпропорционирования*, или *конмутации*. В них функции окислителя и восстановителя выполняет один и тот же элемент, атомы которого в разных степенях окисления входят в состав разных веществ:



В результате этого процесса атомы окислителя и восстановителя приобретают одинаковую степень окисления, промежуточную между исходными (схематически это можно показать так: $\overset{-1}{5\text{I}} + \overset{+5}{\text{I}} = \overset{0}{3\text{I}_2}$).

2. В реакциях *внутримолекулярного* окисления-восстановления элемент-окислитель и элемент-восстановитель входят в состав одного вещества:



Конец ознакомительного фрагмента.

Приобрести книгу можно

в интернет-магазине

«Электронный универс»

e-Univers.ru