

ВАЖНЕЙШИЕ ОКИСЛИТЕЛИ И ВОССТАНОВИТЕЛИ

Т. А. Колевич, Вадим Э. Матулис, Виталий Э. Матулис

1. Окислительно-восстановительные реакции

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) – химические реакции, протекание которых приводит к изменению степеней окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ.

Вещество, атомы которого принимают электроны в ходе окислительно-восстановительной реакции, называется **окислителем**. Степень окисления атомов окислителя в ходе ОВР понижается.

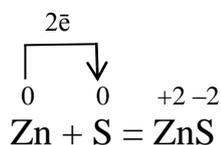
Вещество, атомы которого отдают электроны в ходе окислительно-восстановительной реакции, называется **восстановителем**. Степень окисления атомов восстановителя в ходе ОВР повышается.

В ходе окислительно-восстановительной реакции окислитель восстанавливается, восстановитель – окисляется.

Например, при поджигании смеси порошков цинка и серы наблюдается бурная реакция, в результате которой образуется вещество белого цвета – сульфид цинка ZnS:



Уравнение реакции:



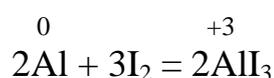
В данной реакции цинк является восстановителем, его атомы окисляются. Сера выступает в качестве окислителя, ее атомы восстанавливаются.

Рассмотрим, какие вещества могут быть окислителями и восстановителями в ходе окислительно-восстановительных реакций.

Атомы, электроны которых участвуют в окислительно-восстановительных процессах, могут входить в состав как простых, так и сложные веществ.

2. Окислители и восстановители – простые вещества

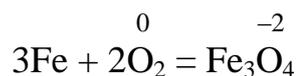
Простые вещества делятся на две основные группы – металлы и неметаллы. Для атомов **металлов** характерна отдача электронов, поэтому в окислительно-восстановительных реакциях металлы могут быть только восстановителями. При этом степень окисления металла, равная нулю в простом веществе, становится положительной:



В этой реакции алюминий является восстановителем, он окисляется.

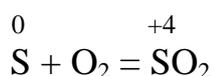
Восстановительные свойства металла можно оценить по его положению в ряду активности. Наиболее выражены восстановительные свойства у щелочных металлов, наименее – у благородных металлов (серебро, золото, платина).

Атомы **неметаллов**, входящие в состав соответствующих простых веществ, могут выступать как в качестве окислителей, принимая электроны, так и восстановителей, отдавая их. Более характерны для неметаллов окислительные свойства, при этом степень окисления неметаллов становится отрицательной за счет приема электронов:



Кислород в этой реакции является окислителем, степень окисления его понижается до –2.

Неметаллы могут проявлять восстановительные свойства при взаимодействии с более сильными окислителями. При этом степень окисления атомов неметаллов принимает положительные значения за счет отдачи электронов:

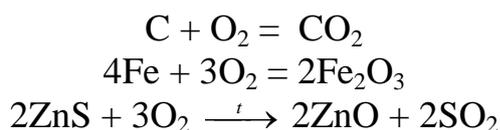


Неметалл сера окисляется кислородом, степень окисления ее атомов понижается. Сера в этой реакции является восстановителем, ее атомы окисляются.

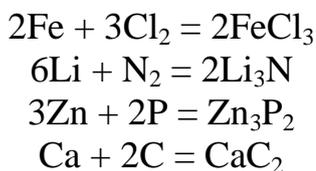
Единственный неметалл, который проявляет только окислительные свойства – фтор. Он окисляет атомы, входящие в состав как простых, так и сложных веществ, как правило, до высших степеней окисления. Фтор не реагирует лишь с гелием, неоном и аргоном. Фтор окисляет даже кислород с образованием фторида OF_2 , в котором степень окисления кислорода +2:



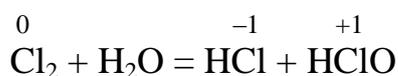
Типичный пример окислителя – **кислород**, степень окисления атомов кислорода в его простом веществе равна нулю: $\overset{0}{\text{O}_2}$. В результате окислительно-восстановительных реакций с участием кислорода каждый атом кислорода принимает по два электрона, в результате степень окисления атомов кислорода становится равной -2 . Электроны к кислороду переходят от атомов металлов и неметаллов, входящих в состав простых и сложных веществ:



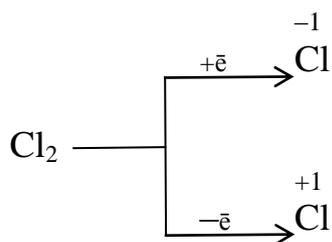
Кроме кислорода, окислительные свойства проявляют простые вещества галогенов, азот, фосфор, сера, углерод:



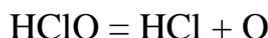
Протекание окислительно-восстановительных реакций с участием некоторых неметаллов может иметь интересную особенность: часть атомов неметалла выступает в качестве окислителя, часть – в качестве восстановителя, то есть атомы неметалла обмениваются электронами с образованием продуктов как окисления, так и восстановления неметалла. Такие реакции называются реакциями **диспропорционирования**. Пример такой реакции – взаимодействие хлора с холодной водой, в результате которой образуются хлороводородная и хлорноватистая кислоты:



В ходе этой реакции половина атомов хлора отдает по одному электрону, другая половина – принимает:



Образовавшийся раствор называется *хлорной водой*. Хлорноватистая кислота HClO , входящая в состав хлорной воды, неустойчива и разлагается с образованием хлороводорода и атомарного кислорода:



На свету процесс идет быстрее. Кислород, выделившийся в атомарном виде, является чрезвычайно сильным окислителем, он обуславливает сильные окислительные и бактерицидные свойства хлорной воды. Окрашенная ткань, помещенная в хлорную воду, быстро обесцвечивается.

Более эффективно реакция диспропорционирования хлора протекает при взаимодействии хлора со щелочами. При этом образуются соли соответствующих кислот. Так, при пропускании хлора через суспензию гашеной извести образуется смесь хлорида и гипохлорита кальция, называемая *хлорной* или *белильной* известью:

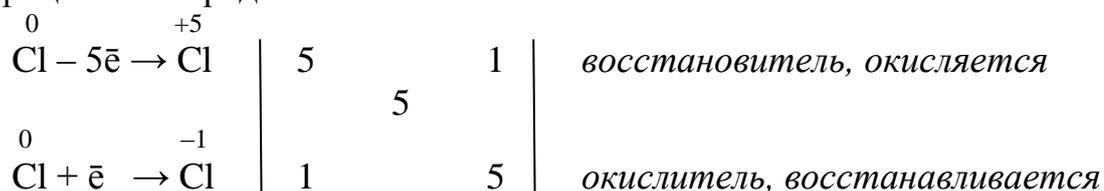


Хлорная известь (или хлорка), наряду с более современными препаратами, используется как отбеливающее и обеззараживающее средство.

При пропускании хлора через горячий раствор щелочи также протекает реакция диспропорционирования, только в результате образуются продукты, в которых степени окисления атомов хлора равны -1 и $+5$:



Расстановка коэффициентов в реакциях диспропорционирования имеет следующую особенность. Сначала составляют электронные уравнения процессов окисления и восстановления, уравнивают число электронов, отданных восстановителем и принятых окислителем, тем самым выводя коэффициенты перед окислителем и восстановителем:



На основании уравнений электронного баланса коэффициент перед окислителем равен 5, а перед восстановителем 1. В данной реакции окислитель и восстановитель входят в состав одного и того же вещества, поэтому непонятно, какой коэффициент должен стоять перед формулой хлора.

Для реакций диспропорционирования существует правило расстановки коэффициентов – коэффициенты расставляются *сначала перед формулами продуктов* окисления и восстановления, коэффициенты перед формулами остальных веществ расставляются с учетом материального баланса обеих частей уравнения.

В данной реакции сначала ставим коэффициент 1 перед формулой KClO_3 , 5 – перед формулой KCl . Для уравнивания числа атомов в обеих частях уравнения требуется поставить коэффициент 3 перед формулой хлора, 6 – перед формулой KOH . Коэффициент 3 перед формулой воды определяется при уравнивании числа атомов водорода в обеих частях уравнения. Правильность расстановки коэффициентов проверяем по числу атомов кислорода: 6 в правой и 6 в левой части, всё верно.

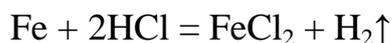
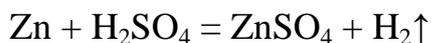
В результате описанной реакции образуются хлорид калия KCl и хлорат калия KClO_3 , техническое название которого *бертолетова соль*. Бертолетова соль названа в честь французского химика Клода Бертолле, получившего ее в 1786 году. Бертолетова соль является сильным окислителем, она используется при изготовлении спичек, входит в состав взрывчатых веществ.

В окислительно-восстановительных реакциях могут принимать участие и сложные вещества, выступающие, как в качестве окислителей, так и восстановителей.

3. Окислители – сложные вещества

Для проявления окислительных свойств в состав сложного вещества должен входить атом в высокой степени окисления, которая в результате реакции за счет приема электронов от восстановителя понижается. Рассмотрим примеры таких веществ.

Кислоты. В состав кислот входят атомы водорода, которые при диссоциации кислоты образуют в растворе ионы H^+ . Степень окисления водорода в этом ионе равна +1, она может только повышаться, при этом продуктом восстановления водорода будет его простое вещество H_2 . Подобное взаимодействие наблюдается в результате взаимодействия кислот с металлами, расположенными в ряду активности металлов до водорода:



Металлы, расположенные в ряду активности после водорода, не могут вытеснять его из растворов кислот. Так, например, варенье даже из достаточно кислых ягод и фруктов можно спокойно варить в медном тазу, так как медь расположена в ряду активности металлов после водорода и с кислотами не реагирует.



Серная и азотная кислоты. В состав серной и азотной кислот входят атомы азота и серы в высших степенях окисления:

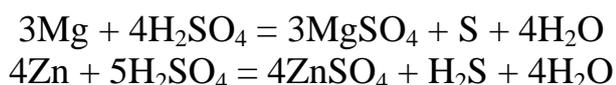


Серная и азотная кислоты проявляют окислительные свойства за счет атомов серы и азота в высших степенях окисления, которые в результате реакций понижаются. При этом серная и азотная кислоты могут окислять металлы, расположенные в ряду активности после водорода, причём серная – только в концентрированном виде, азотная – как концентрированная, так и разбавленная.

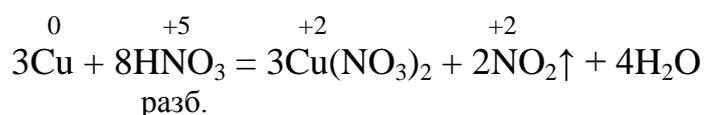
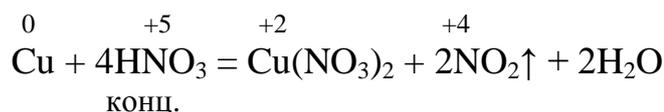
Пример. Медь, расположенная в ряду активности металлов после водорода, не взаимодействует с разбавленной серной кислотой, но реагирует с концентрированной, образуя продукт восстановления серы – оксид серы(IV) SO_2 :



При окислении более активных металлов концентрированной серной кислотой сера может восстанавливаться до S^0 и сероводорода H_2S :



Медь растворяется также в азотной кислоте, причем из концентрированной азотной кислоты азот восстанавливается медью до NO_2 , из разбавленной – до NO :



Серебро, менее активное, чем медь, также окисляется серной и азотной кислотами:



конц.



конц.

Продуктами восстановления азота могут быть не только его оксиды, но также свободный азот и даже аммиак в виде нитрата аммония. Существует общая закономерность – чем активнее металл и ниже концентрация кислоты, тем ниже степень окисления азота в продукте его восстановления.

В то же время некоторые, даже весьма активные металлы, не взаимодействуют с концентрированными серной и азотной кислотами без нагревания вследствие *пассивации* – образования на поверхности прочной оксидной пленки, препятствующей дальнейшему окислению.

Запомните! Железо, алюминий, хром НЕ реагируют с концентрированными серной и азотной кислотами без нагревания.

Благодаря этому свойству концентрированные серную и азотную кислоты можно хранить и транспортировать в стальных цистернах.



Стальные цистерны с серной и азотной кислотами

Соединения марганца(VII) и хрома(VI)

Соединения металлов, в которых металл имеет высшую степень окисления, могут иметь выраженные окислительные свойства. Наиболее типичными окислителями этого типа являются соединения марганца(VII) и хрома(VI). Примеры таких соединений – перманганат калия KMnO_4 (*марганцовка*) и оксид хрома(VI) CrO_3 (*хромовый ангидрид*):



+7
Марганцовка KMnO_4



+6
Хромовый ангидрид CrO_3

Обратите внимание на то, что высшая степень окисления, проявляемая металлом в этих соединениях, равна числу валентных электронов атомов металлов. Напомним, что валентные электроны хрома и марганца – электроны $3d$ и $4s$ -оболочек. Электронные конфигурации их атомов:

Cr: ... $3d^5 4s^1$

Mn: ... $3d^5 4s^2$

Перманганат калия $KMnO_4$ широко используется в быту, он имеется в домашних аптечках, его разбавленный раствор бледно-розового цвета используется как обеззараживающее средство.

Разложением перманганата калия в лаборатории получают кислород:



Перманганат калия используется в лаборатории также для получения хлора. Источником хлора является хлороводород HCl , в котором степень окисления атомов хлора минимальна (-1), то есть хлор в составе хлороводорода может только окисляться. Окислителем является перманганат калия. Для получения хлора перманганат калия помещают в колбу с газоотводной трубкой, затем в колбу с помощью делительной воронки добавляют по каплям концентрированную соляную кислоту. Хлор собирают в сосуде методом вытеснения воздуха, так как он тяжелее его:

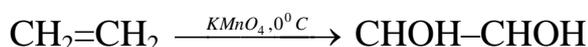


Уравнение протекающей реакции:



В результате данной реакции хлор окисляется до свободного Cl_2 , марганец восстанавливается до Mn^{+2} .

Перманганат калия окисляет многие органические вещества. Так, обесцвечивание раствора $KMnO_4$ является качественной реакцией на кратные связи и альдегидную группу в составе органических соединений. Схема реакции взаимодействия этилена с раствором перманганата калия на холоду (реакция Вагнера):

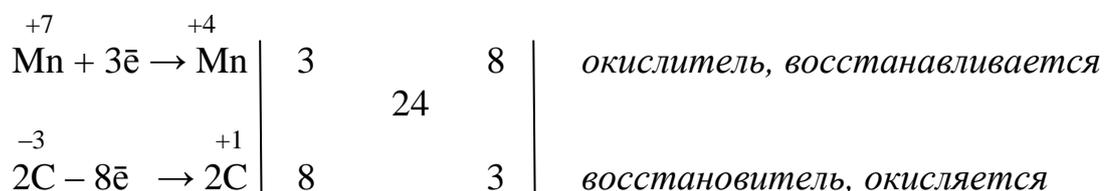


В курсе органической химии при изучении этой реакции внимание уделялось в первую очередь превращениям органических веществ, отображение данного процесса ограничивалось только его схемой. Напишем уравнение этой реакции и расставим в нем коэффициенты.

В ходе данной реакции этилен окисляется до этиленгликоля, марганец восстанавливается до оксида марганца(IV). Сначала запишем схему реакции с формулами исходных веществ и продуктов:



Определим степени окисления окислителя и восстановителя. Степень окисления марганца в KMnO_4 равна +7, в результате реакции она повышается до +4 в MnO_2 . Степень окисления углерода в этилене –3, в этиленгликоле +1. Составим электронные уравнения с учетом того, что в молекуле восстановителя содержится два атома углерода:



Расставляем коэффициенты сначала перед формулами окислителя, восстановителя и продуктами их превращений. Затем устанавливаем материальный баланс коэффициентами перед формулами KOH и воды:



К окислительным свойствам соединений марганца в высших степенях окисления Вы еще вернетесь при изучении химии элементов В-групп.

Хромовый ангидрид CrO_3 применяется в кожевенной промышленности в процессе дубления кож. Более известны производные этого соединения. Оксид хрома(VI) является кислотным оксидом. Ему соответствует кислота состава $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$:



Наиболее известная соль этой кислоты – дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ или *хромтик*, представляющий собой порошок ярко-оранжевого цвета, хорошо растворимый в воде.

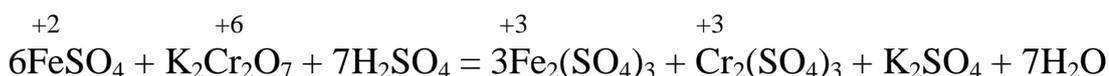


Дихромат калия

Дихромат калия является сильным окислителем, причем наиболее выражены его окислительные свойства в кислой среде. Раствор дихромата

калия в концентрированной серной кислоте (*хромовая смесь*) широко используется в химических лабораториях для мытья посуды, при этом все загрязнения поверхности посуды окисляются, затем поверхность промывается водой.

Раствор дихромата калия, подкисленный серной кислотой, окисляет многие вещества. Так, соединения железа(II) окисляются до железа(III), эта реакция используется в аналитической химии для определения содержания железа:

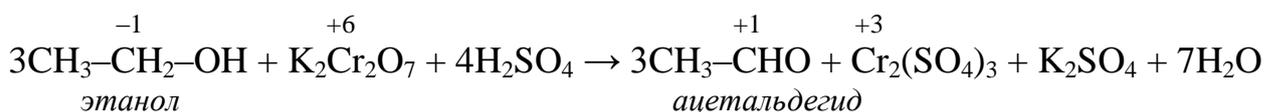


При расстановке коэффициентов в данном уравнении следует учесть, что каждый атом железа отдает по одному электрону, каждый атом хрома – принимает по три. Отсюда баланс между окислителем и восстановителем **1 : 3**. Далее уравниваем число атомов калия, затем – сульфат-ионов. Баланс атомов водорода предполагает коэффициент 7 перед формулой воды. Правильность расстановки коэффициентов проверяем по числу атомов кислорода.

Хромовая смесь в органической химии используется для окисления первичных спиртов до альдегидов (вспомните получение уксусного альдегида окислением этанола). Если в курсе органической химии мы ограничивались схемой данного процесса, то сейчас напишем его полное уравнение. Схема, включающая только формулы реагирующих веществ:



Степень окисления хрома понижается от +6 до +3, степень окисления углерода повышается от –1 до +1. Отсюда баланс между окислителем и восстановителем 2 : 3 (следует учитывать, что в дихромате два атома хрома). Далее устанавливаем баланс между атомами калия и сульфат-ионами. Коэффициент перед формулой воды определяется по числу атомов водорода в правой и левой части уравнения. Проверяем правильность расстановки коэффициентов по числу атомов кислорода в обеих частях уравнения:



Еще одним хорошо известным окислителем является *пероксид водорода* H_2O_2 . Структурная формула пероксида водорода Н–О–О–Н. Чистый пероксид водорода представляет собой бесцветную жидкость плотностью 1,4 г/см³ с температурой кипения 150 °С, неограниченно растворимую в воде. Чистый пероксид водорода и его концентрированные

растворы взрывоопасны. В лабораториях используется 30 % раствор пероксида водорода, а в быту – 3 %.

В состав молекулы H_2O_2 входит, так называемый «пероксидный мостик» $-\text{O}-\text{O}-$, являющийся довольно неустойчивым, вследствие чего пероксид водорода постепенно разлагается на воду и кислород:



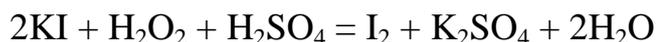
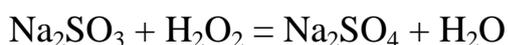
Кислород вначале образуется в атомарном виде, его высокая окислительная способность обуславливает отбеливающее и бактерицидное действие H_2O_2 . Затем из атомов кислорода образуются молекулы O_2 . Пузырьки кислорода хорошо видны на стенках пробирки с раствором пероксида водорода, постоявшей некоторое время на свету. Вследствие медленного разложения пероксида водорода с образованием газообразного кислорода емкости с ним нельзя герметично закрывать.

Разложение H_2O_2 катализируют соединения переходных металлов. Например, если в пробирку с пероксидом водорода всыпать немного порошка оксида марганца(IV), происходит бурная реакция разложения пероксида. Этот же эффект наблюдается при обработке ран разбавленным раствором H_2O_2 . В этом случае разложение пероксида катализируют ионы железа, входящие в состав крови.

Кислород в составе пероксида водорода находится в состоянии со степенью окисления -1 :



Данное значение степени окисления кислорода является промежуточным и может как понижаться до -2 в результате восстановления, так и повышаться до нуля в результате окисления. То есть в принципе, пероксид водорода может выступать в окислительно-восстановительных реакциях как в качестве окислителя, так и в качестве восстановителя. Тем не менее, для H_2O_2 более характерны окислительные свойства. Многие вещества, проявляющие восстановительные свойства, окисляются пероксидом водорода, при этом сам он восстанавливается до воды. **Примеры:**



В приведенных примерах реакций сульфит натрия окисляется пероксидом водорода до сульфата, иодид-ионы в составе иодида калия – до свободного иода.

Действием более сильного окислителя, такого как перманганат калия в кислой среде, пероксид водорода может быть окислен, при этом кислород в его составе окисляется до свободного O_2 :



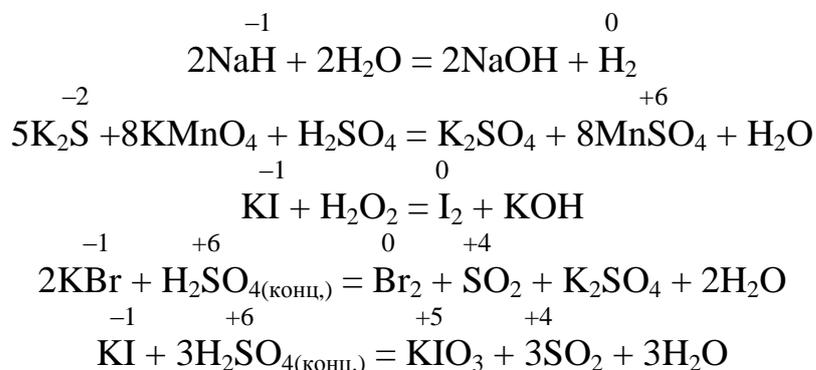
Таким образом, соединения, в состав которых входят атомы в промежуточных степенях окисления могут проявлять свойства как окислителей, так и восстановителей.

Рассмотрим примеры сложных веществ – восстановителей.

4. Восстановители – сложные вещества

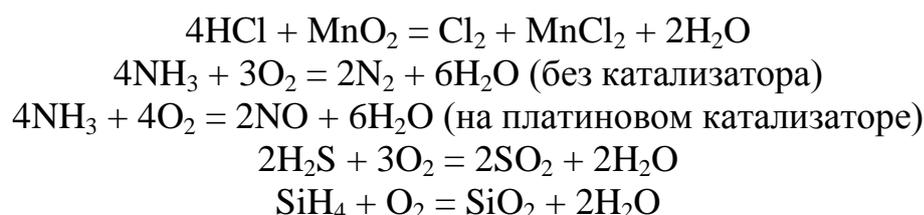
Для проявления восстановительных свойств сложным веществом в его состав должен входить атом с низким значением степени окисления. В результате окислительно-восстановительной реакции степень окисления восстановителя повышается, он окисляется.

Самые низкие отрицательные степени окисления в составе сложных веществ имеют неметаллы в бинарных соединениях с металлами: *гидриды, нитриды, сульфиды, галогениды*. При взаимодействии с окислителями эти вещества выступают в качестве восстановителей, при этом неметалл в их составе может образовывать продукты окисления как в виде простого вещества, так и соединения, в котором восстановитель принимает положительную степень окисления:



Восстановительные свойства галогеноводородов усиливаются в ряду $\text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI}$. Этим можно объяснить возможность получения хлороводорода в лаборатории действием концентрированной серной кислоты на твердый хлорид натрия и неприменимость этого метода для получения бромоводорода и иодоводорода, так как вместо галогеноводородов при этом образуются продукты окисления брома и иода.

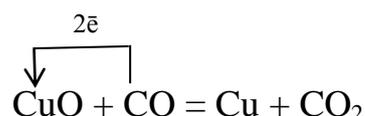
Восстановительными свойствами обладают также *водородные соединения неметаллов*: галогеноводороды (HCl , HBr , HI), сероводород H_2S , аммиак NH_3 , фосфин PH_3 , углеводороды, силан SiH_4 и некоторые другие. Атом неметалла в составе молекул этих соединений имеет низшую отрицательную степень окисления и может лишь отдавать электроны, являясь восстановителем в окислительно-восстановительных реакциях:



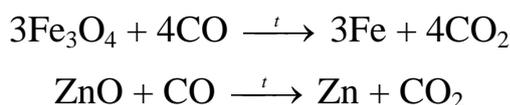
Реакция окисления аммиака на платиновом катализаторе используется в промышленном процессе получения азотной кислоты.

Восстановительные свойства проявляют *оксиды неметаллов*, в которых у неметалла промежуточная степень окисления. В ходе окислительно-восстановительной реакции этот неметалл окисляется, как правило, до высшей степени окисления.

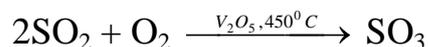
Пример такого соединения – оксид углерода(II) *CO*. Степень окисления углерода в данном оксиде +2, углерод может окисляться до CO_2 , при этом степень окисления его повышается до +4. Если пропускать оксид углерода(II) над нагретым черным порошком оксида меди(II), вещество приобретает красноватый цвет благодаря восстановлению меди:



Благодаря восстановительным свойствам, оксид углерода(II) используется в металлургии при производстве металлов:

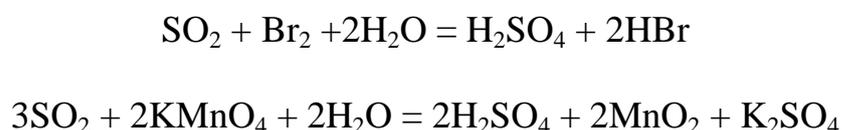


Восстановительными свойствами обладает оксид серы(IV) *SO₂*. Степень окисления серы в его составе +4. Оксид серы(IV) (*сернистый газ*) окисляется кислородом воздуха на катализаторе (V_2O_5) с образованием оксида серы(VI):



Эта реакция широко используется при промышленном получении серной кислоты.

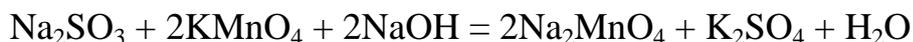
Оксид серы(IV) обесцвечивает бромную воду и раствор перманганата калия, окисляясь при этом до серной кислоты:



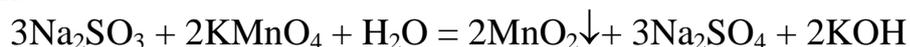
Производные оксида серы(IV) – соли сернистой кислоты (сульфиты) применяются в лаборатории и промышленности в качестве восстановителей. Сульфит натрия Na_2SO_3 входит в состав проявителей фотоматериалов, его используют для удаления следов хлора после отбеливания тканей.

Окисление сульфита натрия перманганатом калия имеет интересную особенность. В случае взаимодействия раствора сульфита натрия с подкисленным серной кислотой раствором перманганата калия образуется бесцветный раствор. Если раствор перманганата калия нейтральный, образовавшийся раствор сначала желтоватого цвета, затем из него выпадает бурый осадок. В щелочной среде при взаимодействии сульфита натрия и перманганата калия образуется раствор зеленого цвета. То есть при взаимодействии совершенно одинаковых веществ (перманганата калия и сульфита натрия) образуются различные продукты. Приведем уравнения протекающих реакций.

- *Кислая среда.* Продуктом восстановления марганца в кислой среде является сульфат марганца(II). Соли марганца(II) имеют бледно-розовую окраску. В разбавленном растворе она практически незаметна:
$$5\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{MnSO}_4 + 5\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$
- *Щелочная среда.* В щелочной среде марганец восстанавливается до манганат-иона MnO_4^{2-} , имеющего зеленую окраску, марганец в манганат-ионе имеет степень окисления +6:



- *Нейтральная среда.* В нейтральной среде марганец восстанавливается до оксида марганца(IV), имеющего бурый цвет и выпадающего в виде осадка:



Выводы

Как видно, перечень окислителей и восстановителей весьма разнообразен. Вместе с тем, при оценке возможности проявления тем или иным веществом окислительных либо восстановительных свойств можно выявить некоторые закономерности.

Простые вещества металлы в окислительно-восстановительных реакциях всегда выступают в качестве восстановителей, в результате образуются продукты реакций, в которых степень окисления металла имеет положительные значения.

Для простых веществ неметаллов наиболее характерны окислительные свойства. Будучи окислителями в ходе ОВР, атомы неметаллов принимают отрицательные степени окисления в составе продуктов. Вместе с тем, неметаллы могут быть окислены более сильными окислителями.

Простые вещества-неметаллы могут вступать в реакции диспропорционирования, при этом часть атомов неметалла является

окислителем, часть – восстановителем. В результате образуются продукты как окисления, так и восстановления данного неметалла.

Сложные вещества, в состав которых входят атомы в высшей степени окисления, в окислительно-восстановительных реакциях являются окислителями (концентрированная серная кислота, азотная кислота, соединения марганца(VII) и хрома(VI)).

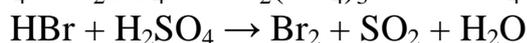
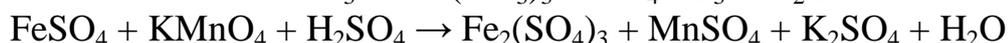
Соединения, включающие атомы в низшей степени окисления, в окислительно-восстановительных реакциях проявляют восстановительные свойства (галогениды, сульфиды).

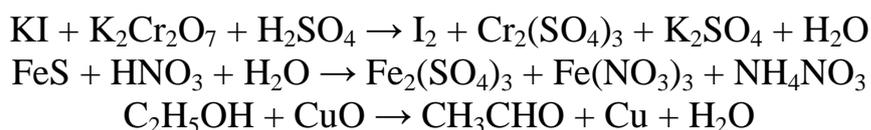
Соединения, в состав которых входят атомы в промежуточных степенях окисления, могут выступать в ОВР как в качестве окислителей, так и восстановителей (пероксид водорода).

Приведенный перечень описывает лишь самые общие критерии отнесения того или иного соединения к окислителям либо восстановителям. Для выявления данных свойств у конкретного соединения требуется более глубокие знания химии соответствующего элемента и закономерностей протекания химических реакций.

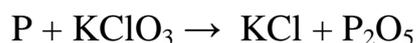
Вопросы и задания

1. Перечислите важнейшие окислители и восстановители. Как изменяются степени окисления окислителя и восстановителя в ходе окислительно-восстановительных реакций?
2. Почему металлы могут быть только восстановителями в окислительно-восстановительных реакциях, а неметаллы – и окислителями и восстановителями? Приведите примеры.
3. Простое вещество какого элемента может проявлять только окислительные свойства?
4. Какой элемент является окислителем в реакциях взаимодействия растворов кислот с активными металлами?
5. Какие элементы являются окислителями в реакциях взаимодействия концентрированной серной кислоты и азотной кислоты с металлами?
6. Почему соединения неметаллов и металлов в высшей степени окисления проявляют только окислительные свойства?
7. Почему типичный окислитель – пероксид водорода может проявлять и восстановительные свойства. Приведите пример.
8. Методом электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций, схемы которых приведены ниже. Укажите вещества окислитель и восстановитель.





9. При поджигании спички протекает окислительно-восстановительная реакция между бертолетовой солью, входящей в состав спичечной головки и красным фосфором – компонентом обмазки коробка. Схема реакции:



Методом электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнении данной реакции, укажите окислитель и восстановитель.



10. В отличие от серебра и меди, золото с серной и азотной кислотами не реагирует. Золото растворяет смесь концентрированных азотной и соляной кислот (1 : 3). Благодаря свойству растворять золото эта смесь получила название *царская водка*. Схема реакции, протекающей при растворении золота в царской водке



Определите окислитель и восстановитель в данной реакции, укажите степени окисления атомов, изменяющиеся в ходе ее. Методом электронного баланса расставьте коэффициенты.

11. Один из самых эффектных опытов, которыми химики любят удивлять несведущих – «Извержение вулкана». Его можно осуществить очень просто. На фарфоровую или металлическую пластинку насыпают в форме вулкана небольшую горку таинственного оранжевого вещества, после чего к «кратеру» подносят горящую спичку. Начинается бурное извержение. Из кратера вырываются искры, все это действительно напоминает извергающийся вулкан, а если к исходному веществу добавить немного магниевого порошка, извержение будет сопровождаться «вулканическими бомбами».
- В действительности происходит очень красивая окислительно-восстановительная реакция разложения дихромата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, схема которой:



Особенность этой реакции заключается в том, что окислитель и восстановитель входят в состав одного и того же вещества. Определите окислитель и восстановитель в данной реакции, расставьте степени окисления элементов и коэффициенты в уравнении. Напишите уравнение реакции образования «вулканических бомб».