

МИНИСТЕРСТВО ПРОСВЕЩЕНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ



ИНСТИТУТ СОДЕРЖАНИЯ
И МЕТОДОВ ОБУЧЕНИЯ

федеральное государственное
бюджетное научное учреждение

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ

по изучению темы

«Окислительно-восстановительные реакции»
в школьном курсе химии

Москва

2024

УДК 372.854
ББК 74.262.4
А90

Автор:

Л.И. Асанова, кандидат педагогических наук, доцент,
старший научный сотрудник лаборатории естественно-научного
образования ФГБНУ «Институт содержания и методов обучения»

Рецензенты:

О.В. Андриюшкова, к. х. н., доцент, заведующий лабораторией
методики и научных основ обучения химии
химического факультета МГУ им. М.В. Ломоносова
А.С. Городенская, кандидат педагогических наук,
научный сотрудник лаборатории естественно-научного образования

Окислительно-восстановительные реакции: методические рекомендации /
[Л.И. Асанова]. – М.: ФГБНУ «Институт содержания и методов обучения», 2024. – 27 с.
ISBN 978-5-6053417-7-2

Пособие содержит учебно-методические материалы, раскрывающие закономерности протекания окислительно-восстановительных реакций. Пособие включает необходимый теоретический материал, типовые задания базового, повышенного и высокого уровня сложности с комментариями к их выполнению, а также задания для самостоятельного решения.

Данное пособие может быть использовано в образовательном процессе при обучении химии как на базовом, так и углублённом уровне. Учебно-методические материалы пособия окажут помощь учителям при подготовке школьников к успешной сдаче ГИА по химии.

Пособие адресовано учителям и методистам по химии.

Методическое пособие разработано в рамках государственного задания ФГБНУ «Институт содержания и методов обучения» на 2024 год «Обновление содержания общего образования».

УДК 372.854
ББК 74.262.4

ISBN 978-5-6053417-7-2

© ФГБНУ «Институт содержания и методов обучения», 2024
Все права защищены

СОДЕРЖАНИЕ

Введение	4
Окислительно-восстановительные реакции: важнейшие понятия	5
Важнейшие окислители	7
Важнейшие восстановители	10
Окислительно-восстановительная двойственность	11
Типы окислительно-восстановительных реакций	13
Расстановка коэффициентов в ОВР	14
Примеры заданий и комментарии к их решению	17
Задания для самостоятельной работы	21
Ответы	26
Литература	28

ВВЕДЕНИЕ

Тема «Окислительно-восстановительные реакции – одна из наиболее сложных и одновременно одна из самых востребованных в школьном курсе химии. Однако результаты ГИА по химии свидетельствуют о том, что у школьников возникают сложности при составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций с участием как неорганических, так и органических веществ. Часто обучающиеся не могут спрогнозировать продукты окислительно-восстановительных процессов или определить исходные вещества, в результате взаимодействия которых эти продукты образовались, и допускают ошибки при расстановке коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций. Между тем умение составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций необходимо обучающимся не только при сдаче ГИА, но и в дальнейшем при изучении химии в инженерных, сельскохозяйственных, медицинских и других вузах.

Предлагаемые учебно-методические материалы содержат необходимый теоретический материал, раскрывающий закономерности протекания окислительно-восстановительных реакций, типовые задания базового, повышенного и высокого уровня сложности с комментариями к их выполнению, а также задания для самостоятельного решения.

Содержание темы «Окислительно-восстановительные реакции» раскрыто в соответствии с федеральной образовательной программой среднего общего образования и федеральной рабочей программой по учебному предмету «Химия» (среднее общее образование).

Данное пособие может быть использовано в образовательном процессе при обучении химии как на базовом, так и углублённом уровне. Учебно-методические материалы пособия окажут помощь учителям при подготовке школьников к успешной сдаче ГИА по химии.

Окислительно-восстановительные реакции: важнейшие понятия

Тема «Окислительно-восстановительные реакции» – одна из самых обширных и сложных в школьном курсе химии. Задания, проверяющие усвоение элементов содержания этой темы, представлены в том числе в экзаменационной работе ЕГЭ как в части 1, так и в части 2.

К числу важнейших понятий темы «Окислительно-восстановительные реакции», относятся следующие: *степень окисления, окисление, восстановление, окислитель, восстановитель, электронный баланс*. Рассмотрим эти понятия.

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) – реакции, которые протекают с изменением степеней окисления химических элементов, образующих реагирующие вещества.

Степень окисления – это условный заряд атома, вычисленный из предположения, что все связи между атомами в соединении ионные (то есть все связывающие электронные пары полностью смещены к более электроотрицательному атому).

Для определения степеней окисления химических элементов необходимо усвоить следующие правила:

1. *Металлы* во всех сложных соединениях имеют *только положительные* степени окисления.
2. *Неметаллы* могут иметь как *положительные, так и отрицательные* степени окисления. В соединениях с водородом и металлами степени окисления неметаллов всегда отрицательные.
3. *Высшая (максимальная) степень окисления* элемента, как правило, равна номеру группы, в которой находится элемент в Периодической таблице Д.И. Менделеева.
4. *Низшая (минимальная) степень окисления* металлов равна нулю. Низшая степень окисления неметаллов обычно определяется числом электронов, которых атому не хватает до завершения внешнего электронного уровня, и поэтому равна: – 8 (номер группы, в которой находится элемент).
5. *Значения степеней окисления* элемента между высшей и низшей степенями окисления называются *промежуточными*.
6. Некоторые элементы во всех сложных соединениях имеют *постоянную степень окисления*, значение которой следует запомнить, руководствуясь положением элемента в Периодической таблице Д.И. Менделеева:

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

Водород и кислород в большинстве сложных соединений имеют постоянные степени окисления, но есть исключения:

Элемент	Степень окисления в большинстве соединений	Исключения
H	+1	<i>Гидриды активных металлов:</i> LiH, NaH, KH, CaH ₂ и др., в которых степень окисления водорода равна -1
O	-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

7. Все остальные элементы имеют в сложных соединениях *переменные степени окисления*.
8. В молекулах *простых веществ* степень окисления элементов равна нулю.
9. Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в молекуле равна нулю, а в ионе – заряду иона.

Изменение степеней окисления в ходе ОВР обусловлено полным или частичным переходом электронов от атомов одного элемента к атомам другого элемента. Любая окислительно-восстановительная реакция представляет собой совокупность двух процессов: отдачи и присоединения электронов.

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.

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

Частицы (атомы, ионы, молекулы), которые принимают электроны, называются **окислителями**.

Процессы окисления и восстановления всегда взаимосвязаны!

Важно установить саму возможность протекания ОВР, а также предсказать продукты реакции. Направление протекания ОВР можно определить, сравнивая значения окислительно-восстановительных потенциалов полуреакций, учитывая при этом многие факторы, в том числе температуру и реакцию среды. Однако во многих случаях полезно без предварительного теоретического обоснования суметь предвидеть ход окислительно-восстановительной реакции и определить её продукты. Для этого можно руководствоваться накопленным опытом и обобщениями, которые охватывают поведение сравнительно узкого круга окислителей и восстановителей.

Приступая к составлению окислительно-восстановительной реакции, необходимо прежде всего уяснить, какие вещества могут играть в ней роль окислителя, какие – восстановителя, какими могут быть возможные продукты реакции, как влияет на направление протекания процесса характер среды – кислой, нейтральной или щелочной.

Поэтому необходимо рассмотреть важнейшие типы окислителей и восстановителей и возможные продукты их превращения в различных средах.

Прежде всего следует отметить, что в зависимости от значения степени окисления элементы могут проявлять различные окислительно-восстановительные свойства (см. таблицу).

Только окислителями могут быть элементы, находящиеся в высшей степени окисления, так как их атомы способны лишь принимать электроны (только восстанавливаться). Например: азот в степени окисления +5 (HNO_3 и нитраты); сера в степени окисления +6 (H_2SO_4), хром в степени окисления +6 (хроматы и бихроматы), марганец в степени окисления +7 (KMnO_4), свинец в степени окисления +4 (PbO_2).

Только восстановителями могут быть элементы, находящиеся в низшей степени окисления, так как их атомы способны только отдавать электроны (только окисляться). Например: азот в степени окисления -3 (NH_3 и его производные), сера в степени окисления -2 (H_2S и сульфиды), иод в степени окисления -1 (HI и иодиды), простые вещества-металлы.

Окислительно-восстановительной двойственностью обладают вещества, в состав которых входит элемент с промежуточной степенью окисления, так как его атомы способны как принимать, так и отдавать электроны. Например: сера в степени окисления +4 (SO_2 и сульфиты), марганец в степени окисления +4 (MnO_2), простые вещества-неметаллы (N_2 , P, C, S и др.) и др.

Таблица

Окислитель-восстановительные возможности атомов в зависимости от степени окисления

Степень окисления элемента	Только окислители	Только восстановители	И окислители, и восстановители
	Высшая	Низшая	Промежуточная
Примеры	$^{+5}$ N : HNO_3 и нитраты; $^{+6}$ S : H_2SO_4 и сульфаты; $^{+6}$ Cr : хроматы и бихроматы; $^{+7}$ Mn : KMnO_4 ; $^{+4}$ Pb : PbO_2	$^{-3}$ N : NH_3 и его производные; $^{-2}$ S : H_2S и сульфиды; $^{-1}$ $^{-1}$ $^{-1}$ Cl, Br, I : HCl , HBr , HI и соответствующие галогениды	Простые вещества- неметаллы: 0 0 0 0 0 N_2 , S, H_2 , P, C и др. $^{+4}$ S : SO_2 и сульфиты; $^{+4}$ N : NO_2 ; $^{+4}$ Mn : MnO_2

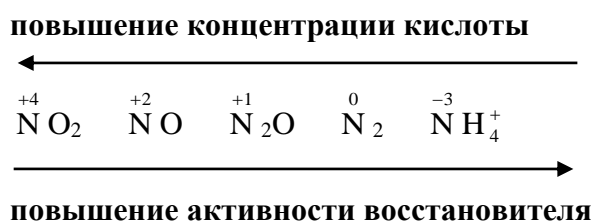
Важнейшие окислители

1. Простые вещества-неметаллы. Галогены F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , выполняя функцию окислителей, превращаются в отрицательно заряженные ионы F^- , Cl^- , Br^- , I^- . Проявляя окислительные свойства в кислой среде, галогены восстанавливаются до соответствующих галогеноводородных кислот: HF , HCl , HBr , HI . В щелочной среде образуются соли галогеноводородных кислот.

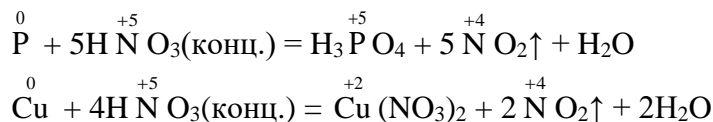
Кислород O_2 , как правило, переходит в состояние O^{-2} . Сера при повышенной температуре ведёт себя как окислитель по отношению к водороду и металлам, образуя соответственно сероводород и сульфиды, в которых степень окисления серы равна -2 .

2. Кислородсодержащие кислоты и их соли, в состав которых обычно входят атомы элементов в высшей степени окисления: азотная кислота HNO_3 любой концентрации и нитраты, концентрированная серная кислота H_2SO_4 , перманганат калия $KMnO_4$, бихромат калия $K_2Cr_2O_7$. На практике в качестве окислителей часто используются также кислородсодержащие кислоты галогенов $HClO_3$, $HBrO_3$, HIO_3 и их соли, в составе которых атомы галогенов находятся не в высших степенях окисления.

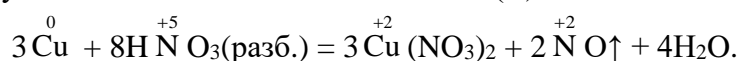
Азотная кислота HNO_3 проявляет окислительные свойства за счёт атомов азота в степени окисления $+5$. Состав продуктов восстановления азотной кислоты зависит от активности восстановителя и концентрации кислоты: *чем активнее восстановитель и чем более разбавлена кислота, тем глубже протекает восстановление азота:*



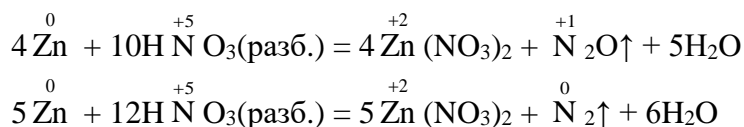
При взаимодействии *концентрированной азотной кислоты* с малоактивными металлами и неметаллами преимущественно образуется оксид азота(IV) NO_2 – газ бурого цвета:



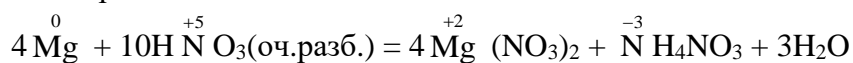
При действии *более разбавленной азотной кислоты* на малоактивные металлы преимущественно выделяется оксид азота(II) NO – бесцветный газ:



В случае активных металлов преимущественно образуется оксид азота(I) N_2O или свободный азот N_2 :



Очень разбавленная азотная кислота при взаимодействии с активными металлами может восстанавливаться до степени окисления -3 , то есть до аммиака, образующего с кислотой нитрат аммония:

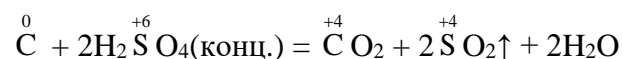
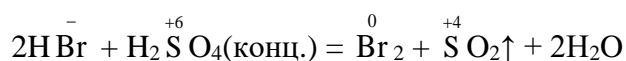
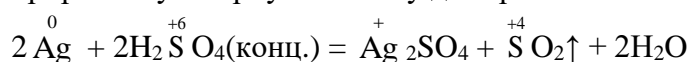


Необходимо учесть, что в действительности *получается смесь продуктов восстановления азотной кислоты.*

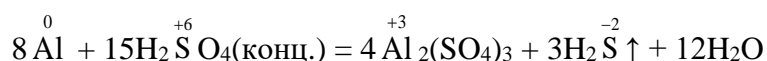
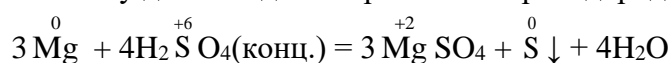
Нитрат-ион NO_3^- проявляет окислительные свойства как в кислой, так и в щелочной среде. При этом в растворах ион NO_3^- восстанавливается активными металлами до аммиака NH_3 , а в расплавах – до соответствующих нитритов:



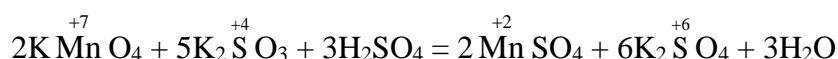
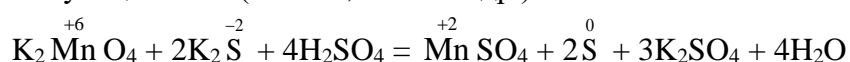
Концентрированная серная кислота H_2SO_4 проявляет окислительные свойства за счёт атомов серы в степени окисления +6. Состав продуктов восстановления определяется в основном активностью восстановителя, соотношением количества серной кислоты, концентрацией кислоты и температурой. При этом, *чем активнее восстановитель и чем выше концентрация кислоты, тем глубже протекает восстановление*: малоактивные металлы (Cu, Ag и др.), HBr и некоторые неметаллы (C, S) восстанавливают концентрированную серную кислоту до сернистого газа SO_2 :



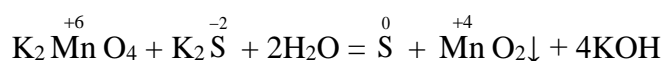
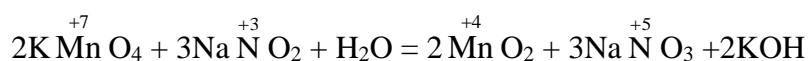
Активные металлы (Zn, Mg, Al, Ca и др.) восстанавливают концентрированную серную кислоту до свободной серы S или сероводорода H_2S :



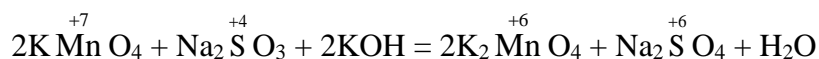
Перманганат калия KMnO_4 , **манганат калия** K_2MnO_4 и **оксид марганца(IV)** MnO_2 в *кислой среде* восстанавливаются до соединений Mn^{2+} , образуя соответствующие соли (MnSO_4 , MnCl_2 и др.):



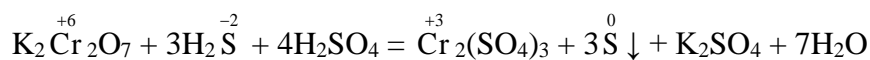
В *нейтральной или слабощелочной среде* перманганат калия KMnO_4 и манганат калия K_2MnO_4 восстанавливаются до оксида марганца(IV) MnO_2 , выпадающего в виде бурого осадка:



В *сильнощелочной среде* перманганат калия KMnO_4 восстанавливается до манганата калия K_2MnO_4 , имеющего зелёную окраску:

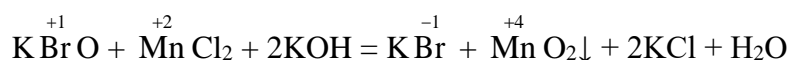
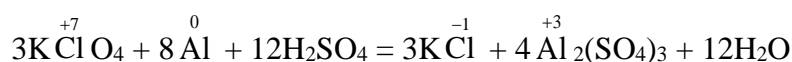
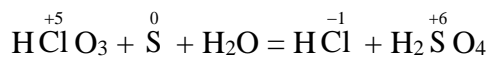


Хроматы и бихроматы (K_2CrO_4 и $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) являются сильными окислителями в кислой среде, восстанавливаясь до соединений Cr^{3+} и образуя соответствующие соли (CrCl_3 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$):

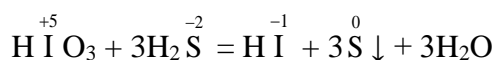
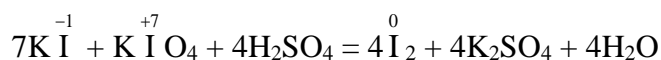
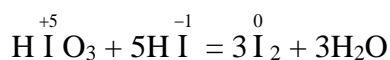


В результате этой реакции происходит изменение окраски раствора с оранжевой на зелёную.

Кислородсодержащие кислоты хлора и брома (HClO, HClO₂, HClO₃, HBrO₃) и их соли, действуя в качестве окислителей, обычно переходят в отрицательно заряженные ионы Cl⁻ и Br⁻.

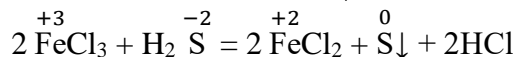
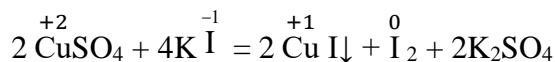
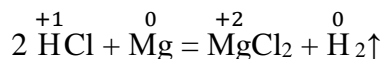


Иод в кислородсодержащих кислотах (HIO₃, HIO₄) и их солях восстанавливается до свободного иода I₂, а при действии более сильных восстановителей – до отрицательно заряженного иона I⁻:



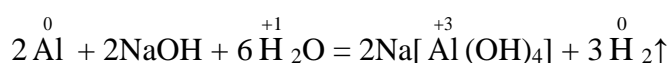
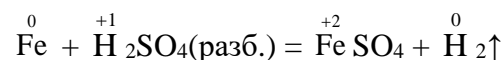
3. Ион H⁺ и катионы металлов в высшей степени окисления (Fe³⁺, Cu²⁺, Hg²⁺).

Ион H⁺ при взаимодействии с восстановителями переходит в H₂, а катионы металлов – в ионы с более низкой степенью окисления:



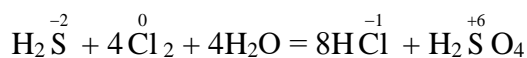
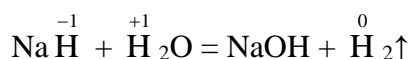
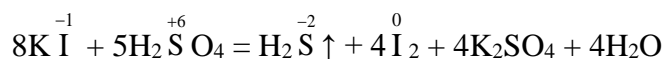
Важнейшие восстановители

1. Активные металлы (щелочные, щелочноземельные, цинк, алюминий, железо и др.) и некоторые неметаллы (водород, углерод, фосфор, кремний). В кислой среде металлы окисляются до катионов, образуя в зависимости от кислоты соответствующие соли. В щелочной среде те металлы, которые образуют амфотерные гидроксиды, например цинк и алюминий, образуют комплексные соли – гидроксоцинкаты или гидроксоалюминаты соответственно:

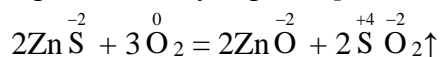


2. Бескислородные кислоты (HCl, HBr, HI, H₂S) и их соли, а также гидриды щелочных и щелочноземельных металлов (NaH, CaH₂ и др.) содержат анионы, которые,

окисляясь, образуют нейтральные атомы или молекулы, способные в некоторых случаях к дальнейшему окислению:

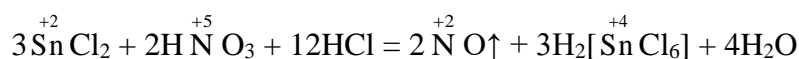
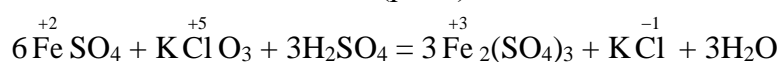
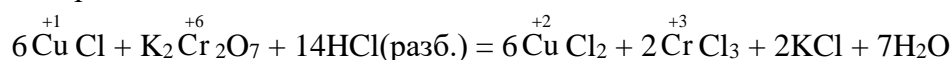


При обжиге сульфидов *p*- и *d*- элементов образуется сернистый газ SO_2 :

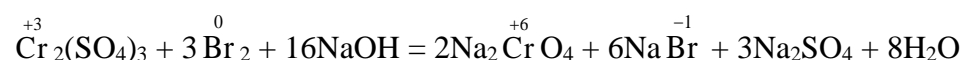


3. Катионы металлов в низшей степени окисления (Fe^{2+} , Cu^+ , Sn^{2+} и др.)

способны при взаимодействии с окислителем повышать степень окисления:



Полезно запомнить, что катион Cr^{3+} проявляет сильную восстановительную активность в щелочной среде, окисляясь при этом до хромат-иона CrO_4^{2-} , но не до бихромат-иона $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$!:

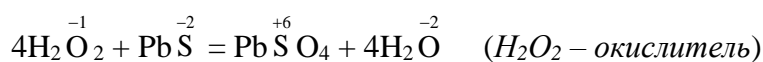


В результате этой реакции происходит изменение окраски раствора с зелёной на жёлтую.

Окислительно-восстановительная двойственность

Перечислим наиболее типичные соединения, способные за счёт атомов элементов в промежуточной степени окисления проявлять окислительно-восстановительную двойственность. Поведение таких соединений зависит от химической природы взаимодействующего с ним реагента, условий и характера среды, в которых протекает окислительно-восстановительная реакция.

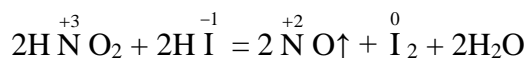
1. Пероксид водорода H_2O_2 содержит атом кислорода в промежуточной степени окисления -1 , который в присутствии восстановителей может понижать степень окисления до -2 , а при взаимодействии с окислителями способен превращаться в свободный кислород O_2 , то есть повышать степень окисления до 0 :



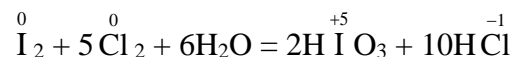
2. Азотистая кислота HNO_2 и нитриты, выступая в качестве восстановителей за счёт иона NO_2^- , при взаимодействии с сильными окислителями (KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KClO_3) окисляются до азотной кислоты и её солей:



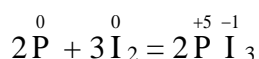
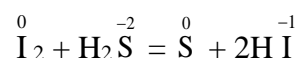
При взаимодействии с сильными восстановителями (H_2S , HI , KI) обычно происходит восстановление до оксида азота(II) NO (иногда до других соединений азота в более низких степенях окисления):



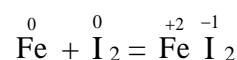
3. Иод в свободном состоянии I_2 , несмотря на выраженную окислительную способность, при взаимодействии с сильными окислителями (Cl_2 , HNO_3 , HClO_3 и др.) играет роль восстановителя:



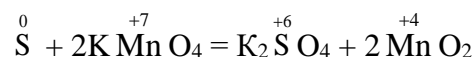
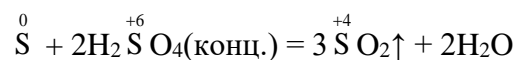
Окислительная способность проявляется у иода в реакциях с такими восстановителями, как сероводород H_2S , фосфор, металлы:



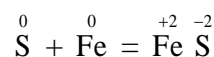
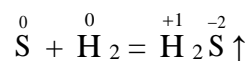
Железо окисляется иодом до степени окисления +2:



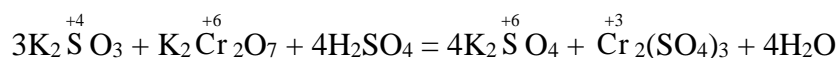
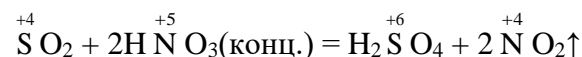
4. Сера в свободном состоянии и соединения серы в степени окисления +4 (SO_2 , H_2SO_3 , сульфиты). Сера в свободном состоянии проявляет восстановительные свойства при взаимодействии с такими окислителями, как кислород O_2 , хлор Cl_2 , концентрированная серная H_2SO_4 и азотная HNO_3 кислоты, перманганат калия KMnO_4 , бихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и др., окисляясь при этом до степени окисления +4 или +6. Например:



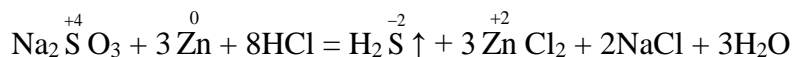
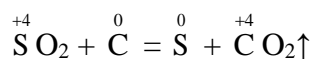
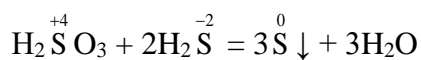
По отношению к водороду и металлам сера играет роль окислителя:



Восстановительные свойства SO_2 , H_2SO_3 и сульфитов проявляются в реакциях с сильными окислителями (O_2 , KClO_3 , HClO_4 , KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, концентрированной HNO_3 и др.), при этом происходит окисление серы до степени окисления +6. Например:



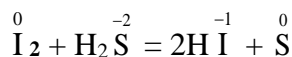
Взаимодействуя с восстановителями (H_2S , углеродом, активными металлами и др.), соединения серы в степени окисления +4 проявляют окислительные свойства, восстанавливаясь до степени окисления 0 или -2:



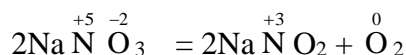
Типы окислительно-восстановительных реакций

Различают четыре типа ОВР. Охарактеризуем каждый из этих типов.

1. Межмолекулярные ОВР. В межмолекулярных ОВР элемент-окислитель и элемент-восстановитель входят в состав молекул различных веществ:



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



К этому типу ОВР относятся многие реакции термического разложения веществ.

3. Реакции конпропорционирования. В реакциях конпропорционирования функции окислителя и восстановителя выполняет один и тот же элемент в разных степенях окисления, который входит в состав разных веществ (межмолекулярное конпропорционирование) или в состав одного и того же вещества (внутримолекулярное конпропорционирование):

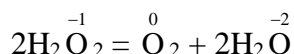


Реакции конпропорционирования являются обратными по отношению к реакциям диспропорционирования.

4. Реакции диспропорционирования (самоокисления-самовосстановления) характерны для соединений, в которых элемент находится в одной из промежуточных степеней окисления. В реакциях диспропорционирования функции окислителя и восстановителя выполняет один и тот же элемент.

Приведем примеры наиболее типичных реакций диспропорционирования.

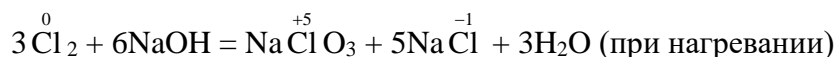
- Пероксид водорода разлагается с выделением кислорода и образованием воды:



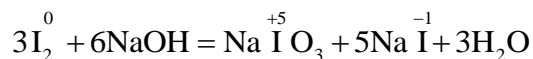
- Сера при нагревании диспропорционирует в растворах щелочей с образованием сульфита и сульфида:



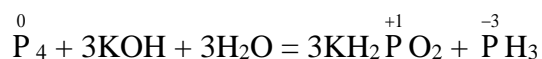
- Хлор и бром при взаимодействии со щелочами дают разные продукты в зависимости от температуры:



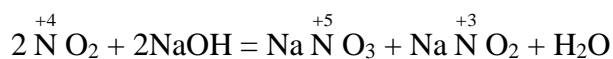
- Иод реагирует с растворами щелочей, образуя *иодат* и *иодид*:



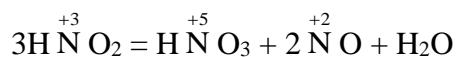
- В горячих растворах щелочей белый фосфор диспропорционирует с образованием фосфина и гипофосфита, в котором степень окисления фосфора равна +1:



- Оксид азота(IV) NO₂, взаимодействуя со щелочами, образует нитрат и нитрит:



- Азотистая кислота, диспропорционируя, образует азотную кислоту и оксид азота(II) NO:



- Сульфиты при нагревании (около 600 °С) диспропорционируют, образуя сульфат и сульфид:

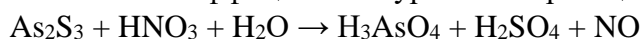


Расстановка коэффициентов в ОВР

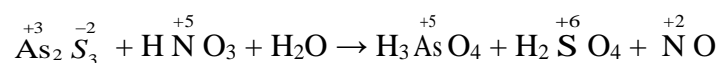
Для расстановки коэффициентов в сложных ОВР используют два основных метода: *метод электронного баланса* и *метод полуреакций*. В основе методов расстановки коэффициентов в ОВР лежит правило: *общее число электронов, отданных восстановителем, должно быть равно общему числу электронов, принятых окислителем*.

Метод электронного баланса. Метод электронного баланса достаточно подробно изучается в школьном курсе химии. Поэтому ограничимся рассмотрением этого метода на относительно сложном примере окислительно-восстановительной реакции, в которой степени окисления изменяют более двух элементов.

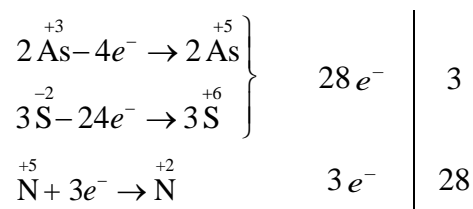
Расставим коэффициенты в уравнении реакции, схема которой:



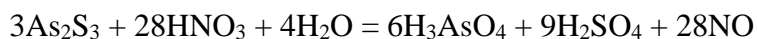
В этой реакции три элемента меняют степень окисления:



Окислителем является азот в степени окисления +5, а восстановителями – два элемента: мышьяк в степени окисления +3 и сера в степени окисления –2. Поэтому необходимо подсчитать число электронов, отдаваемых обоими восстановителями, с учётом числа атомов этих элементов в формулах веществ:



Подставив найденные коэффициенты в схему реакции, подбираем коэффициент перед формулой воды и получаем уравнение:

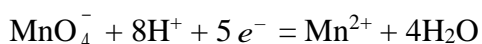


Метод электронного баланса, основанный на изменении степени окисления, применим для любых систем. Он может быть использован для окислительно-восстановительных процессов, протекающих как в растворах и расплавах, так и в твёрдых гетерогенных системах, например при сплавлении, обжиге, горении и т. д. Но из-за формального характера самого понятия степени окисления используемые при этом схемы также являются формальными и поэтому применительно к растворам реально не отражают протекающих в них процессов. Более правильное представление об окислительно-восстановительных процессах в растворах даёт метод полуреакций, или ионно-электронный, который рассматривает изменения реально существующих в растворах молекул и ионов.

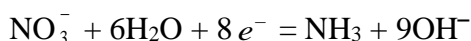
Метод полуреакций (ионно-электронный). В методе полуреакций при составлении уравнений ОВР следует придерживаться той же формы записи, которая принята для уравнений реакций ионного обмена, а именно: *малорастворимые, малодиссоциированные и газообразные соединения записывают в молекулярной форме.*

Следует иметь в виду, что в водных растворах связывание избыточного кислорода и присоединение кислорода происходят по-разному в кислой, нейтральной и щелочной средах.

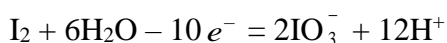
В *кислых средах избыток кислорода* связывается ионами водорода с образованием молекул воды, например:



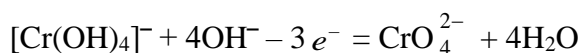
В *нейтральных и щелочных средах избыток кислорода* связывается молекулами воды с образованием гидроксид-ионов, например:



В случае *недостатка кислорода в кислой и нейтральной средах* присоединение кислорода осуществляется за счёт молекул воды и сопровождается образованием ионов водорода, например:



При *недостатке кислорода в щелочной среде присоединение кислорода* происходит за счёт гидроксид-ионов с образованием молекул воды:



Покажем, как расставить коэффициенты в уже рассмотренной реакции окисления сульфида мышьяка(III) концентрированной азотной кислотой, используя ионно-электронный метод.

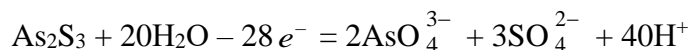
В ходе реакции одна молекула As_2S_3 превращается в два иона AsO_4^{3-} и три иона SO_4^{2-} :



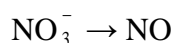
Источником кислорода в кислой среде являются молекулы воды. Для образования двух ионов AsO_4^{3-} необходимо 8 молекул H_2O , а для образования трёх ионов SO_4^{2-} – 12 молекул H_2O . Следовательно, в полуреакции окисления примут участие 20 молекул H_2O , при этом образуется 40 ионов H^+ :



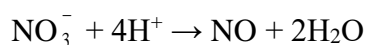
Сравнивая суммарный заряд частиц в правой и левой частях полуреакции, делаем вывод, что окисление одной молекулы As_2S_3 сопровождается отдачей 28 электронов:



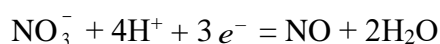
При составлении полуреакции восстановления исходим из схемы:



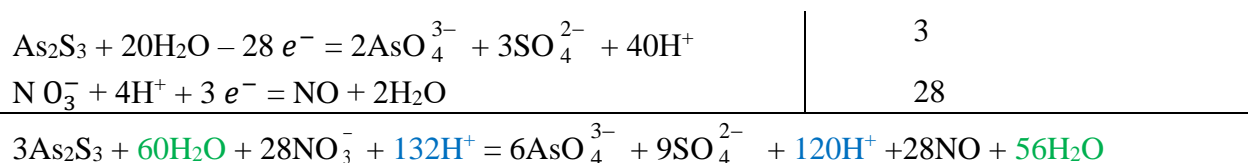
Процесс протекает в кислой среде, при этом избыток кислорода связывается ионами H^+ с образованием молекул воды:



Сравнивая суммарный заряд частиц в правой и левой частях полуреакции, делаем вывод, что для восстановления одного иона NO_3^- необходимо 3 электрона:



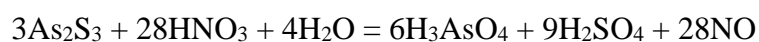
Суммируя уравнения полуреакций, умножаем первое из них на 3, а второе – на 28:



После приведения подобных членов в обеих частях уравнения получим:



или в молекулярной форме:



Если ОВР протекает не в водной среде, то метод полуреакций использовать не рекомендуется, следует воспользоваться методом электронного баланса.

Примеры заданий и комментарии к их решению

1. Укажите схемы, которые отражают процессы окисления.

- 1) $\text{SO}_3 \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$ 3) $\text{S} \rightarrow \text{SO}_3^{2-}$ 5) $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S}$
2) $\text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{SO}_2$ 4) $\text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{S}$ 6) $\text{SO}_2 \rightarrow \text{S}$

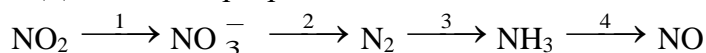
Ответ: _____

Решение. Для успешного выполнения этого задания необходимо в первую очередь определить степень окисления серы в представленных молекулах и ионах и на основании этого выделить схему, в которой происходит повышение степени окисления серы, то есть отражающую процесс окисления.

Руководствуясь правилами для вычисления степени окисления, делаем вывод, что в процессах 1 и 2 степень окисления серы не изменяется, то есть эти процессы не являются окислительно-восстановительными. В процессе 3 степень окисления серы повышается с 0 до +4 (процесс окисления), в процессах 4 и 6 – понижается с +6 до 0 и с +4 до 0 соответственно (процессы восстановления), в процессе 5 – повышается с –2 до 0 (процесс окисления).

Таким образом, процесс окисления отражают схемы 3 и 5.

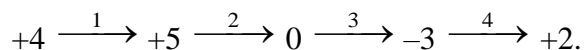
2. Дана схема превращений:



Укажите стадии, в которых азот проявляет восстановительные свойства.

Ответ: _____

Решение. Как и в предыдущем задании, в этом задании сначала необходимо определить степень окисления азота в молекулах и ионах, а затем выделить стадии, на которых азот повышает степень окисления, то есть проявляет восстановительные свойства. В этой схеме степень окисления азота изменяется в последовательности:



Повышение степени окисления азота происходит на стадиях 1 и 4, то есть на этих стадиях азот проявляет восстановительные свойства.

Таким образом, правильный ответ: 1 и 4.

3. Выберите соединения, которые за счёт атомов марганца могут быть только окислителями.

- 1) MnO_2 2) K_2MnO_4 3) KMnO_4 4) Mn_2O_3 5) Mn_2O_7

Ответ: _____

Решение. Вспомним, что только окислительные свойства проявляют атомы, находящиеся в высшей степени окисления. Высшая степень окисления марганца равна +7. Такую степень окисления марганец имеет в KMnO_4 и Mn_2O_7 . Таким образом, правильный ответ: 3 и 5.

4. Выберите вещества, которые за счёт атомов азота могут проявлять окислительно-восстановительную двойственность.

- 1) NH_4Cl 2) KNO_3 3) N_2O_5 4) NO_2 5) N_2

Ответ: _____

Решение. Окислительно-восстановительную двойственность способны проявлять атомы, имеющие промежуточную степень окисления. Высшая степень окисления азота равна +5, низшая равна –3. В представленных в задании соединениях промежуточную степень окисления, равную +4, азот имеет в NO₂, а также в N₂. Именно эти вещества за счёт атомов азота могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Таким образом, правильный ответ: 4 и 5.

5. Исходя из теории окислительно-восстановительных процессов, укажите схемы **невозможных** реакций

- 1) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{S} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{S} + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$
- 5) $\text{SO}_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$

Решение. Анализируя и прогнозируя продукты окислительно-восстановительных реакций, следует помнить, что *процессы окисления и восстановления всегда взаимосвязаны и не существуют в отрыве друг от друга. Значит, если есть восстановитель, то обязательно должен быть окислитель, и наоборот.* Никогда не происходит только один процесс – окисление или восстановление. Именно с таких позиций следует подходить к выполнению этого задания. Определим, как меняются степени окисления атомов в представленных схемах реакций и определим, какие вещества, участвующие в них, являются окислителями и восстановителями.

В схеме 1 окислителем является H₂SO₃, восстановителем – H₂S; в схеме 4 – окислитель O₂, восстановитель – Na₂SO₃; в схеме 2 сера подвергается диспропорционированию, проявляя как окислительные, так и восстановительные свойства. В схеме 3 и SO₂, и H₂SO₄ понижают степень окисления до 0, то есть проявляют окислительные свойства, а восстановитель отсутствует. В схеме 5, наоборот, сера в обоих соединениях проявляет восстановительные свойства, так как повышает степень окисления, а окислитель отсутствует.

Следовательно, протекание реакций, обозначенных схемами 3 и 5, невозможно.

6. Установите соответствие между уравнением реакции и веществом-восстановителем, участвующим в данной реакции.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ	ВОССТАНОВИТЕЛЬ
А) $4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{HNO}_3$	1) NO ₂
Б) $\text{SO}_2 + \text{C} = \text{S} + \text{CO}_2$	2) SO ₂
В) $\text{SO}_2 + \text{NO}_2 = \text{SO}_3 + \text{NO}$	3) O ₂
	4) С
	5) H ₂ S

Решение. Определим вещества, в которых есть атомы, отдающие электроны и повышающие вследствие этого степень окисления, то есть являющиеся восстановителями. В уравнении А таким веществом является NO₂; в уравнении Б – С; в уравнении В – SO₂.

Таким образом, правильный ответ: 142.

7. Установите соответствие между схемой реакции и изменением степени окисления окислителя в ней.

СХЕМА РЕАКЦИИ

- А) $\text{H}_2 + \text{Na} \rightarrow \text{NaH}$
Б) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
В) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{PbS} \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

ИЗМЕНЕНИЕ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ
ОКИСЛИТЕЛЯ

- 1) $\text{S}^{-2} \rightarrow \text{S}^{+6}$
2) $\text{O}^{-} \rightarrow \text{O}^{-2}$
3) $\text{H}^0 \rightarrow \text{H}^{-}$
4) $\text{Cl}^{+5} \rightarrow \text{Cl}^{-}$
5) $\text{O}^{-} \rightarrow \text{O}^0$

Решение. В реакции А окислитель – H_2 , так как атомы водорода понижают степень окисления с 0 до -1 .

Пероксид водорода H_2O_2 за счёт атома кислорода в промежуточной степени окисления -1 может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. В реакции Б пероксид водорода является восстановителем, так как кислород повышает степень окисления с -1 до 0, а окислительные свойства проявляет KClO_3 за счёт атомов хлора, понижающих степень окисления с $+5$ до -1 . В реакции В пероксид водорода является окислителем, так как кислород понижает степень окисления с -1 до -2 .

Ответ: 342.

8. Установите соответствие между уравнением реакции и свойством элемента серы, которое он проявляет в этой реакции: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ

- А) $3\text{S} + 6\text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_3 + 2\text{K}_2\text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$
Б) $\text{H}_2\text{S} + 4\text{Cl}_2 + 4\text{H}_2\text{O} = 8\text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$
В) $2\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц}) = \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

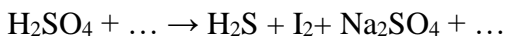
СВОЙСТВО СЕРЫ

- 1) является окислителем
2) является восстановителем
3) является и окислителем, и восстановителем
4) не проявляет окислительно-восстановительных свойств

Решение. Проанализируем, как изменяется степень окисления серы в каждом уравнении реакции. В реакции А сера S как простое вещество имеет степень окисления 0 и как повышает степень окисления до $+4$ в сульфите калия K_2SO_3 , являясь восстановителем, так и уменьшает до -2 в сульфиде калия K_2S , являясь окислителем. В реакции Б сера в сероводороде H_2S сера имеет степень окисления -2 и повышает её до $+6$ в серной кислоте H_2SO_4 , то есть является восстановителем. В реакции В сера понижает степень окисления с $+6$ в серной кислоте H_2SO_4 до $+4$ в оксиде серы(IV) SO_2 , то есть является окислителем.

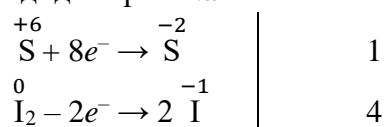
Ответ: 321.

9. Заполните пропуски в схеме реакции:

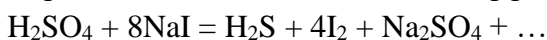


Преобразуйте схему в уравнение реакции, расставив коэффициенты с помощью метода электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

Решение. Проанализируем, атомы каких элементов изменяют степень окисления. В этой реакции атомы серы в молекуле серной кислоты меняют степень окисления с +6 до -2, то есть присоединяют электроны, проявляя при этом окислительные свойства. В левой части схемы реакции не хватает восстановителя, однако в правой части есть продукт его окисления – иод I₂, в молекуле которого степень окисления иода равна 0. С учётом того что восстановитель отдаёт электроны, а низшая степень окисления иода равна -1, делаем вывод, что восстановителем должно быть соединение иода именно в этой степени окисления. Так как среди продуктов есть соединение натрия – Na₂SO₄, то, вероятно, восстановителем должен быть иодид натрия NaI. Составим электронный баланс:



Перенесём найденные главные коэффициенты в схему реакции:



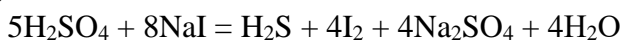
Подсчёт числа атомов натрия показывает, что в левой части их восемь, а в правой – два, поэтому перед формулой Na₂SO₄ следует поставить коэффициент 4:



Подсчёт числа атомов серы показывает, что в левой части их пять, а в правой – один. Поэтому перед формулой H₂SO₄ следует поставить коэффициент 5:



Наконец, делаем вывод, что в левой части атомов водорода 10, а в правой – два. Уравниваем число атомов водорода, добавив в правую часть вместо многоточия четыре молекулы воды H₂O:



Для окончательной проверки правильности расстановки коэффициентов подсчитаем число атомов кислорода в правой и левой частях уравнения: и в правой, и в левой частях по 20 атомов кислорода. Это свидетельствует о том, что коэффициенты в уравнении реакции расставлены верно.

Окислителем в этой реакции является H₂SO₄ за счёт атомов серы в степени окисления +6; восстановителем – NaI за счёт атомов иода в степени окисления -1.

10. Обнаружьте и исправьте ошибки в схемах реакций:

- 1) $\text{Ag} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} \rightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2$
- 2) $\text{FeS} + \text{HNO}_{3(\text{конц})} \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{S}$
- 3) $\text{CrCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KBr} + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + \text{MnO}_2\downarrow + \text{KOH}$.

После исправлений преобразуйте схемы в уравнения реакций.

Решение. 1) Во-первых, серебро не может вытеснить водород из серной кислоты, так как стоит в электрохимическом ряду напряжений после водорода. Во-вторых, концентрированная H₂SO₄ – сильный окислитель за счёт серы в высшей степени окисления +6, а не за счёт водорода в степени окисления +1. Поэтому в этой реакции выделяется не водород H₂, а оксид серы(IV) SO₂ как продукт восстановления концентрированной серной кислоты:



Задания для самостоятельной работы

1. Из предложенного перечня выберите все реакции, которые являются окислительно-восстановительными.

- 1) разложение нитрата натрия при нагревании
- 2) разложение гидроксида кальция при нагревании
- 3) взаимодействие нитрата серебра и хлоридом натрия
- 4) взаимодействие меди с концентрированной азотной кислотой
- 5) взаимодействие оксида бария с углекислым газом

Ответ: _____

2. Из предложенных реакций выберите те, которые являются окислительно-восстановительными.

- 1) $\text{H}_2\text{S} + \text{CuCl}_2 = \text{CuS} + 2\text{HCl}$
- 2) $\text{MgO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} = \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Cr}$
- 4) $\text{SO}_2 + 2\text{HNO}_3 = \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NO}_2$
- 5) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{CO}_2 = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$

Ответ: _____

3. Из предложенных реакций выберите те, которые являются окислительно-восстановительными.

- 1) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3 = 2\text{CuO} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{FeO} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 4) $2\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{NaOH} + \text{O}_2$
- 5) $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$

Ответ: _____

4. Из предложенных реакций выберите те, которые являются окислительно-восстановительными

- 1) $\text{K}_2\text{S} + \text{FeCl}_2 = \text{FeS} + 2\text{KCl}$
- 2) $\text{BaO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $2\text{CuS} + 3\text{O}_2 = 2\text{CuO} + 2\text{SO}_2$
- 4) $\text{SO}_3 + \text{NaOH} = \text{NaHSO}_4$
- 5) $\text{Cl}_2 + 2\text{FeCl}_2 = 2\text{FeCl}_3$

Ответ: _____

5. Из предложенных реакций выберите те, которые являются окислительно-восстановительными

- 1) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} = 2\text{CrCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
- 2) $4\text{K}_2\text{SO}_3 = 3\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{S}$
- 3) $\text{H}_2\text{S} + \text{CuCl}_2 = \text{CuS} + 2\text{HCl}$
- 4) $\text{NO} + \text{NO}_2 = \text{N}_2\text{O}_3$
- 5) $\text{ZnCO}_3 = \text{ZnO} + \text{CO}_2$

Ответ: _____

6. Из предложенного перечня соединений выберите соединения, которые за счёт атомов азота могут проявлять только восстановительные свойства.

- 1) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
- 2) Ca_3N_2
- 3) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
- 4) NO_2
- 5) N_2

Ответ: _____

7. Из предложенного перечня соединений выберите соединения, которые за счёт атомов серы могут проявлять окислительно-восстановительную двойственность.

- 1) SO_2
- 2) SO_3
- 3) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
- 4) S_8
- 5) Na_2S

Ответ: _____

20. Установите соответствие между уравнением реакции и изменением степени окисления восстановителя в ней.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ

- А) $S + 2H_2SO_4 = 3SO_2 + 2H_2O$
 Б) $SO_2 + 2CO = 2CO_2 + S$
 В) $2SO_2 + I_2 + 2H_2O = H_2SO_4 + 2HI$

ИЗМЕНЕНИЕ СТЕПЕНИ
ОКИСЛЕНИЯ ВОССТАНОВИТЕЛЯ

- 1) $S^0 \rightarrow S^{+4}$
 2) $S^{+4} \rightarrow S^0$
 3) $C^{+2} \rightarrow C^{+4}$
 4) $S^{+4} \rightarrow S^{+6}$
 5) $I^0 \rightarrow I^-$
 6) $S^{+6} \rightarrow S^{+4}$

Ответ:

А	Б	В

21. Установите соответствие между уравнением реакции и свойством элемента брома, которое он проявляет в этой реакции.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ

- А) $Br_2 + 2KOH = KBr + KBrO + H_2O$
 Б) $2HBr + CaCO_3 = CaBr_2 + CO_2 + H_2O$
 В) $2KBr + 3H_2SO_4(\text{конц}) =$
 $= 2KHSO_4 + Br_2 + SO_2 + 2H_2O$

СВОЙСТВО БРОМА

- 1) является окислителем
 2) является восстановителем
 3) является и окислителем, и восстановителем
 4) не проявляет окислительно-восстановительных свойств

Ответ:

А	Б	В

22. Установите соответствие между уравнением реакции и свойством элемента серы, которое он проявляет в этой реакции.

УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ

- А) $Na_2S + 2HCl = 2NaCl + H_2S$
 Б) $3S + 6KOH = 2K_2S + K_2SO_3 + 3H_2O$
 В) $S + 6HNO_3 = H_2SO_4 + 6NO_2 + 2H_2O$

СВОЙСТВО СЕРЫ

- 1) является окислителем
 2) является восстановителем
 3) является и окислителем, и восстановителем
 4) не проявляет окислительно-восстановительных свойств

Ответ:

А	Б	В

23. Заполните пропуски в схемах реакций, затем преобразуйте схемы в уравнения реакций, расставив коэффициенты с помощью метода электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель.

- а) $\dots + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + \dots + K_2SO_4 + H_2O$
 б) $\dots + KClO_3 + \dots \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + KCl + H_2O$
 в) $SO_2 + KMnO_4 + \dots \rightarrow H_2SO_4 + \dots + \dots$
 г) $SO_2 + K_2Cr_2O_7 + \dots \rightarrow H_2SO_4 + \dots + KCl + \dots$
 д) $\dots + HNO_2 + \dots \rightarrow FeCl_3 + N_2 + Fe_2(SO_4)_3 + \dots$
 е) $\dots + PCl_3 + H_2O \rightarrow NO_2 + H_3PO_4 + \dots$

24. Для выполнения задания используйте следующий перечень веществ: дихромат калия, серная кислота, сульфит натрия, сульфид калия, гидросульфат калия. Допустимо использование водных растворов.

Из предложенного перечня выберите вещества, окислительно-восстановительная реакция между которыми протекает с изменением цвета раствора и образованием простого

вещества. В ответе запишите уравнение только одной из возможных окислительно-восстановительных реакций с участием выбранных веществ. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель в этой реакции.

25. Для выполнения задания используйте следующий перечень веществ: нитрит натрия, серная кислота, иодид натрия, аммиачная вода, сульфат алюминия. Допустимо использование водных растворов этих веществ.

Из предложенного перечня выберите вещества, между которыми может протекать окислительно-восстановительная реакция с выделением газа и образованием простого вещества. В ответе запишите уравнение только одной из возможных окислительно-восстановительных реакций между выбранными веществами. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель в этой реакции.

26. Для выполнения задания используйте следующий перечень веществ: гидросульфат калия, гидросульфид натрия, хлорид кальция, гипохлорит калия, гидроксид натрия, ацетат натрия. Допустимо использование водных растворов.

Из предложенного перечня веществ выберите кислую соль и вещество, вступающее с этой кислотой в окислительно-восстановительную реакцию с образованием простого вещества. Запишите уравнение только одной из возможных реакций. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.

27. Для выполнения задания используйте следующий перечень веществ: гипохлорит калия, гидроксид калия, ацетат магния, хлорид хрома(III), азотная кислота. Допустимо использование водных растворов веществ.

Из предложенного перечня выберите вещества, между которыми возможна окислительно-восстановительная реакция, протекающая с изменением цвета раствора и приводящая к образованию двух солей. Запишите уравнение только одной из возможных окислительно-восстановительных реакций. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.

28. Для выполнения задания используйте следующий перечень веществ: перманганат калия, фосфин, серная кислота, фторид калия, гидроксид железа(III). Допустимо использование водных растворов веществ.

Из предложенного перечня выберите вещества, между которыми возможна окислительно-восстановительная реакция, протекающая с выделением газа. В ответе запишите уравнение только одной из возможных окислительно-восстановительных реакций с участием выбранных веществ. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.

29. Для выполнения задания используйте следующий перечень веществ: перманганат калия, пероксид водорода, нитрат серебра, сульфит натрия, хромат натрия. Допустимо использование водных растворов веществ.

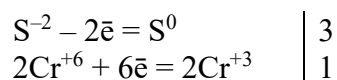
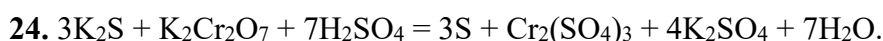
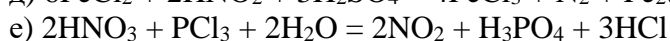
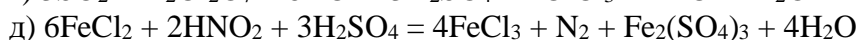
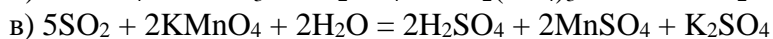
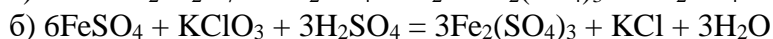
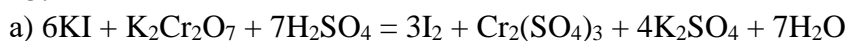
Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми возможна окислительно-восстановительная реакция, протекающая без проявления внешних признаков. Запишите уравнение только одной из возможных окислительно-восстановительных реакций. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.

ОТВЕТЫ

Номер задания	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11
Ответ	14	34	45	35	24	23	14	135	14	35	24

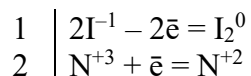
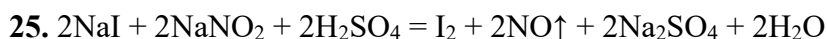
Номер задания	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22
Ответ	15	35	13	125	34	23	13	431	134	342	432

23.



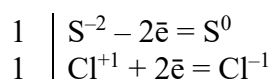
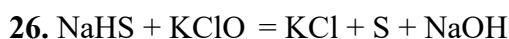
Сера в степени окисления -2 (или сульфид калия) – восстановитель.

Хром в степени окисления $+6$ (или дихромат калия) – окислитель.



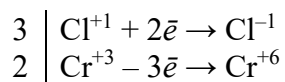
NaI (или I^{-1}) – восстановитель.

NaNO₂ (или N^{+3}) – окислитель.



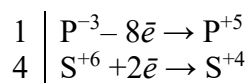
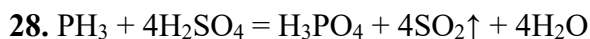
KClO (или Cl^{+1}) – окислитель.

NaHS (или S^{-2}) – восстановитель.



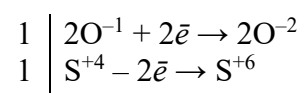
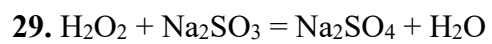
KClO (или Cl^{+1}) – окислитель.

CrCl₃ (или Cr^{+3}) – восстановитель.



H₂SO₄ (или S^{+6}) – окислитель.

PH₃ (или P^{-3}) – восстановитель



H_2O_2 (или O^{-1}) – окислитель

Na_2SO_3 (или S^{+4}) – восстановитель

ЛИТЕРАТУРА

1. Федеральный государственный образовательный стандарт среднего общего образования (приказ Минобрнауки России от 17.05.2012 № 413) (зарегистрирован в Минюсте России 07.06.2012 № 24480) [Электронный ресурс]. – URL: <https://edsoo.ru/normativnyye-dokumenty/> (дата обращения 22.11.2024).
2. Федеральная образовательная программа среднего общего образования (приказ Министерства просвещения Российской Федерации от 18.05.2023 № 371) (зарегистрирован в Минюсте России 12.07.2023 № 74228). [Электронный ресурс]. – URL: <https://edsoo.ru/normativnyye-dokumenty/> (дата обращения 22.11.2024).
3. *Асанова Л.И., Стрельникова Е.Н.* Окислительно-восстановительные реакции. Практикум по химии. – М.: ВАКО, 2019. – 112 с.
4. *Глинка Н.Л.* Общая химия. Задачи и упражнения. – М.: Юрайт, 2024. – 236 с.
5. *Дзудцова Д.Д., Бестаева Л.Б.* Окислительно-восстановительные реакции. – М.: Дрофа, 2008. – 320 с.
6. *Дроздов А. А., Еремин В. В., Шевельков А. В.* Основы неорганической химии. Часть 1: Химия непереходных элементов. – М.: МЦНМО, 2020. – 240 с.
7. *Ерёмин В.В., Дроздов А.А., Ромашов Л.В.* Химия. 10–11 классы. Задачник. Углубленный уровень. – М.: Просвещение, 2023. – 352 с.
8. Химия. Углублённый уровень. 10 класс: учеб. для общеобразоват. учреждений / В.В. Еремин, Н.Е. Кузьменко, В.И. Теренин, А.А. Дроздов, Лунин В.В. – М.: Просвещение, 2024. – 448 с.
9. Химия. Углублённый уровень. 11 класс: учеб. для общеобразоват. учреждений / В.В. Еремин, Н.Е. Кузьменко, А.А. Дроздов, Лунин В.В. – М.: Просвещение, 2024. – 480 с.
10. *Шевельков А.В., Дроздов А. А., Тамм М.Е.* Неорганическая химия. – М.: Лаборатория знаний, 2023. – 592 с.
11. Открытый банк заданий ЕГЭ по химии [Электронный ресурс]. – URL: <https://ege.fipi.ru/bank/index.php?proj=EA45D8517ABEB35140D0D83E76F14A41>