

## Задания с единым контекстом по темам «Окислительно-восстановительные реакции. Реакции ионного обмена»

Л.И. Асанова, к.п.н., доцент кафедры естественнонаучного образования  
ГБОУ ДПО «Нижегородский институт развития образования»

Тема «Окислительно-восстановительные реакции» – одна из самых сложных и значимых в школьном курсе химии. Не менее важной и значимой является тема «Реакции ионного обмена».

В 2018 г. в контрольную работу ЕГЭ по химии будут включены задания с единым контекстом, проверяющие усвоение элементов содержания этих тем на высоком уровне сложности.

Какой теоретический материал необходимо знать и уметь применять для того, чтобы успешно справиться с этими заданиями?

Начнём с темы «Окислительно-восстановительные реакции» и вспомним её основные понятия.

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) – это реакции, которые протекают с изменением степеней окисления атомов. Ключевое понятие этой темы – степень окисления.

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

Для определения степеней окисления химических элементов школьникам необходимо усвоить следующие правила:

1. *Металлы* в подавляющем большинстве сложных соединений имеют *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:  $-(8 - \text{номер группы, в которой находится элемент})$ .
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 <sub>2</sub> и др., в которых степень окисления водорода равна <b>-1</b>
O	-2	<i>Пероксиды водорода и металлов:</i> H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> , Na <sub>2</sub> O <sub>2</sub> , BaO <sub>2</sub> , в которых степень окисления кислорода равна <b>-1</b> . <i>Фторид кислорода</i> OF <sub>2</sub> , в котором степень окисления кислорода равна <b>+2</b>

7. Все остальные элементы имеют в сложных соединениях *переменные степени окисления*.
8. В *простых веществах* 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*.

Необходимо также усвоить, что *процесс окисления всегда сопровождается процессом восстановления, и наоборот*.

А можно ли определить саму возможность протекания ОВР? Как предсказать продукты реакции? Направление протекания ОВР можно определить, сравнивая значения стандартных электродных потенциалов различных электрохимических систем, учитывая при этом многие факторы, в том числе температуру и кислотность среды. Однако на экзамене нет возможности воспользоваться значениями стандартных потенциалов. Как же быть? Во многих случаях полезно и без предварительного теоретического обоснования суметь предвидеть ход окислительно-восстановительной реакции и определить ее продукты. Для этого следует руководствоваться накопленным опытом и обобщениями, которые охватывают свойства относительно небольшого числа окислителей и восстановителей.

Приступая к составлению окислительно-восстановительной реакции, в первую очередь необходимо уяснить, какие вещества могут играть в ней роль окислителя, какие – восстановителя, какими могут быть возможные продукты реакции, как влияют на направление протекания процесса температура, концентрация реагирующих веществ, характер среды – кислой, нейтральной или щелочной.

В связи с этим рассмотрим важнейшие типы окислителей и восстановителей и возможные продукты их превращения в различных средах.

Прежде всего обратите внимание, что в зависимости от значения степени окисления элементы могут проявлять различные окислительно-восстановительные свойства.

**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 ( $\text{HNO}_3$  и нитраты); сера в степени окисления +6 ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), хром в степени окисления +6 (хроматы и бихроматы), марганец в степени окисления +7 ( $\text{KMnO}_4$ ), свинец в степени окисления +4 ( $\text{PbO}_2$ ) и др.

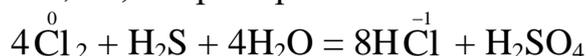
**Только восстановителями** могут быть элементы, находящиеся в низшей степени окисления, так как их атомы могут только отдавать электроны (только окисляться). Например: азот в степени окисления –3 ( $\text{NH}_3$  и его производные), сера в степени окисления –2 ( $\text{H}_2\text{S}$  и сульфиды), иод 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 ( $\text{SO}_2$  и сульфиты), марганец в степени окисления +4 ( $\text{MnO}_2$ ), простые вещества-неметаллы ( $\text{N}_2$ , P, C, S и др.) и др.

Рассмотрим важнейшие окислители и восстановители и продукты их превращения в зависимости от условий протекания реакции.

**Важнейшими окислителями** являются:

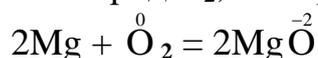
1. *Простые вещества-неметаллы.* Галогены  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $I_2$ , выполняя функцию окислителей, превращаются в отрицательно заряженные ионы  $F^-$ ,  $Cl^-$ ,  $Br^-$ ,  $I^-$ . Проявляя окислительные свойства в кислой среде, галогены восстанавливаются до соответствующих галогеноводородных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



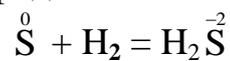
В щелочной среде образуются соли галогеноводородных кислот, например:



Кислород  $O_2$ , как правило, переходит в состояние  $\overset{-2}{O}$ :

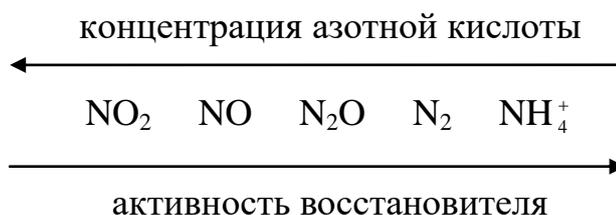


Сера  $S$  при повышенной температуре ведет себя как окислитель по отношению к водороду и металлам, образуя соответственно сероводород и сульфиды:

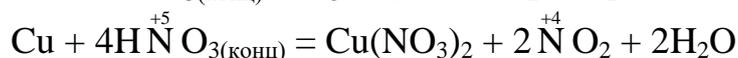


2. *Кислородсодержащие кислоты и их соли*, в состав которых обычно входят атомы элементов в высшей степени окисления: азотная кислота  $HNO_3$  любой концентрации и её соли, концентрированная серная кислота  $H_2SO_4$ , перманганат калия  $KMnO_4$ , бихроматы (например,  $K_2Cr_2O_7$ ), хроматы (например,  $K_2CrO_4$ ). На практике в качестве окислителей часто используются также хлорноватую кислоту  $HClO_3$ , бромноватую кислоту  $HBrO_3$ , иодноватую кислоту  $HIIO_3$  и их соли, в составе которых атомы галогенов находятся не в высших степенях окисления.

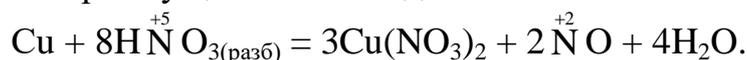
Азотная кислота проявляет окислительные свойства за счет атомов азота в степени окисления +5. Состав продуктов восстановления  $HNO_3$  зависит от активности восстановителя и концентрации кислоты: *чем активнее восстановитель и чем более разбавлена кислота, тем глубже протекает восстановление азота:*



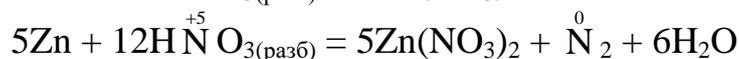
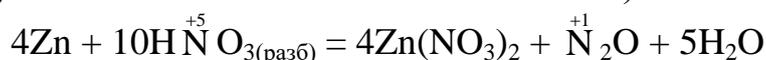
При взаимодействии *концентрированной азотной кислоты* с малоактивными металлами и с неметаллами преимущественно образуется  $\text{NO}_2$ :



При действии *более разбавленной азотной кислоты* на малоактивные металлы преимущественно выделяется  $\text{NO}$ :



В случае активных металлов преимущественно образуется оксид азота (I)  $\text{N}_2\text{O}$  или газообразный азот  $\text{N}_2$  (в действительности образуется смесь продуктов восстановления азотной кислоты):



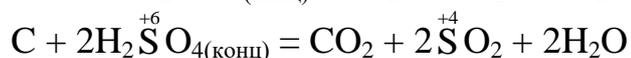
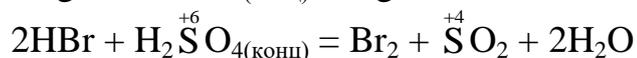
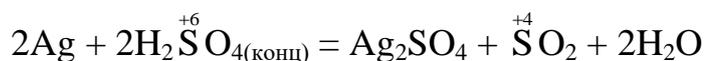
*Очень разбавленная азотная кислота* при взаимодействии с активными металлами может восстанавливаться до степени окисления  $-3$ , т.е. до аммиака  $\text{NH}_3$ , образующего с кислотой нитрат аммония  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ :



Нитрат-ион  $\text{NO}_3^-$  проявляет окислительные свойства как в кислой, так и в щелочной среде. При этом в растворах ион  $\text{NO}_3^-$  восстанавливается активными металлами до  $\text{NH}_3$ , а в расплавах – до соответствующих нитритов:

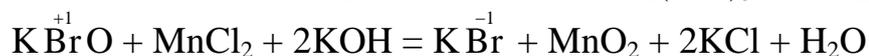
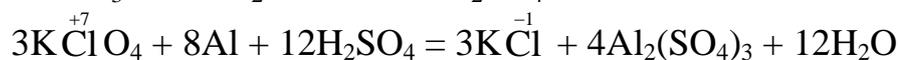
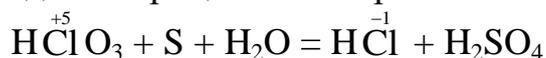


Концентрированная серная кислота проявляет окислительные свойства за счет атомов серы в степени окисления  $+6$ . Состав продуктов восстановления определяется в основном активностью восстановителя, соотношением количества серной кислоты, концентрацией кислоты и температурой. При этом *чем активнее восстановитель и чем выше концентрация кислоты, тем глубже протекает восстановление*: малоактивные металлы ( $\text{Cu}$ ,  $\text{Ag}$  и др.),  $\text{HBr}$  и некоторые неметаллы ( $\text{C}$ ,  $\text{S}$ ) восстанавливают концентрированную серную кислоту до оксида серы (IV)  $\text{SO}_2$ :

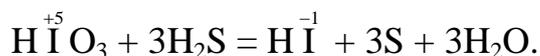
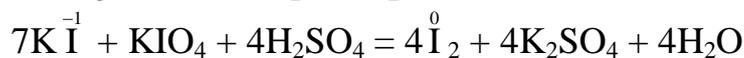
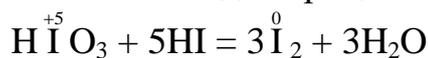




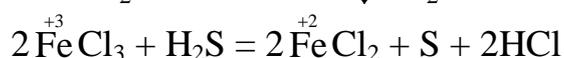
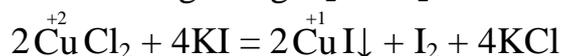
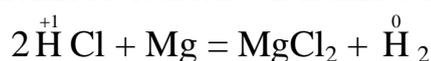
Кислородсодержащие кислоты хлора и брома ( $\text{HClO}$ ,  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HBrO}_3$ ) и их соли, действуя в качестве окислителей, обычно переходят в отрицательно заряженные ионы  $\text{Cl}^-$  и  $\text{Br}^-$ .



Иод в кислородсодержащих кислотах ( $\text{HIO}_3$ ,  $\text{HIO}_4$ ) и их солях восстанавливается до свободного иода, а при действии более сильных восстановителей – до отрицательно заряженного иона  $\text{I}^-$ :

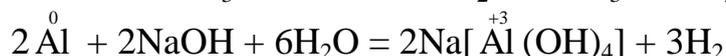
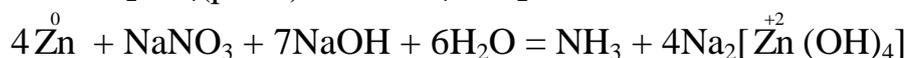
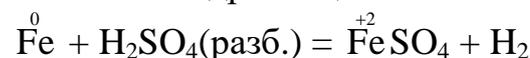


3. Ион  $\text{H}^+$  и катионы металлов в высшей степени окисления ( $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Hg}^{2+}$ ). Ион  $\text{H}^+$  при взаимодействии с восстановителями переходит в  $\text{H}_2$ , а катионы металлов – в ионы с более низкой степенью окисления:

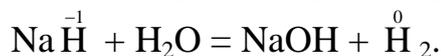
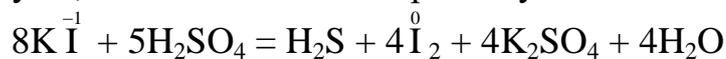


**Важнейшими восстановителями** являются:

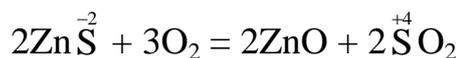
1. *Активные металлы (щелочные, щелочноземельные, цинк, алюминий, железо и др.) и некоторые неметаллы (водород, углерод, фосфор, кремний).* В кислой среде металлы окисляются до катионов, образуя в зависимости от кислоты соответствующие соли. В щелочной среде те металлы, которые образуют амфотерные гидроксиды,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



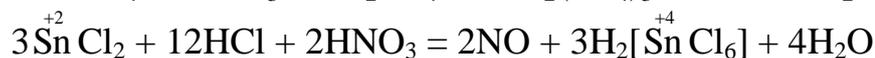
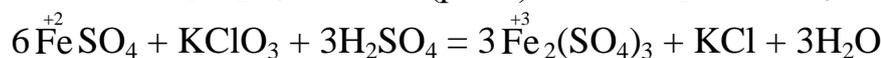
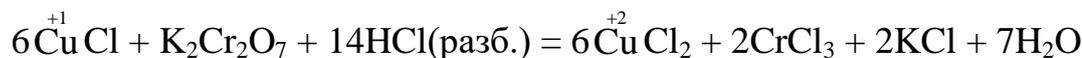
2. *Бескислородные кислоты ( $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ) и их соли, а также гидриды щелочных и щелочноземельных металлов ( $\text{NaNH}$ ,  $\text{CaH}_2$  и др.)* содержат анионы, которые, окисляясь, образуют нейтральные атомы или молекулы, способные в некоторых случаях к дальнейшему окислению:



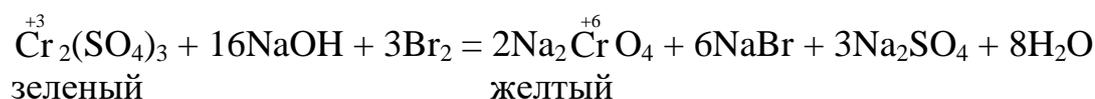
При обжиге сульфидов p- и d- элементов образуется  $\text{SO}_2$ :



3. Катионы металлов в низшей степени окисления ( $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^+$ ,  $\text{Sn}^{2+}$  и др.) способны при взаимодействии с окислителем повышать степень окисления:



Полезно запомнить, что катион  $\text{Cr}^{3+}$  проявляет сильную восстановительную активность в щелочной среде, окисляясь при этом до хромат-иона  $\text{CrO}_4^{2-}$  (но не до бихромат-иона  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ !):

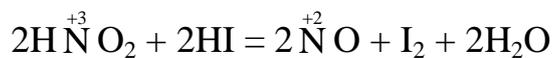


Перечислим наиболее типичные соединения, способные за счет атомов элементов в промежуточной степени окисления проявлять **окислительно-восстановительную двойственность**. Поведение таких соединений зависит от химической природы взаимодействующего с ним реагента, условий и характера среды, в которой протекает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

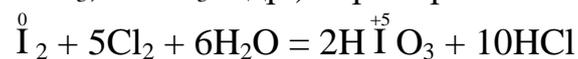
1. Азотистая кислота  $\text{HNO}_2$  и нитриты, выступая в качестве восстановителей за счет иона  $\text{NO}_2^-$ , при взаимодействии с сильными окислителями ( $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{KClO}_3$ ) окисляются до азотной кислоты и ее солей:



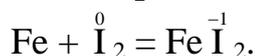
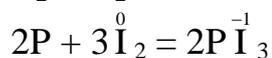
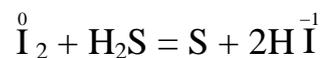
При взаимодействии с сильными восстановителями ( $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{KI}$ ) обычно происходит восстановление до  $\text{NO}$  (иногда до других соединений азота в более низких степенях окисления):



2. Иод в свободном состоянии, несмотря на более выраженную окислительную способность, при взаимодействии с сильными окислителями ( $\text{Cl}_2$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HClO}_3$  и др.) играет роль восстановителя:

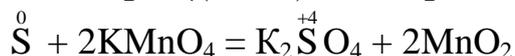
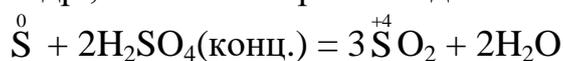


Окислительная способность проявляется у иода, например, в реакции с такими восстановителями, как  $\text{H}_2\text{S}$ , фосфор, металлы:

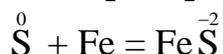
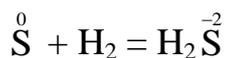


3. *Сера в свободном состоянии и соединения серы в степени окисления +4 (SO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, сульфиты).*

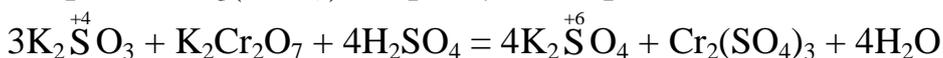
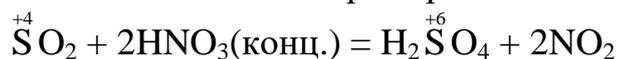
Сера в свободном состоянии проявляет восстановительные свойства при взаимодействии с такими окислителями, как кислород, хлор, концентрированные серная и азотная кислоты, перманганат калия, бихромат калия и др., окисляясь при этом до степени окисления +4 или +6. Например:



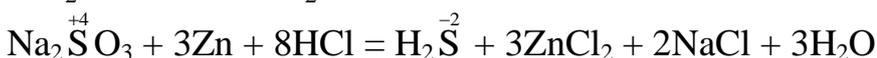
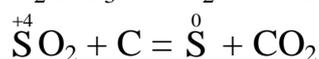
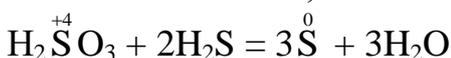
По отношению к водороду и металлам сера играет роль окислителя:



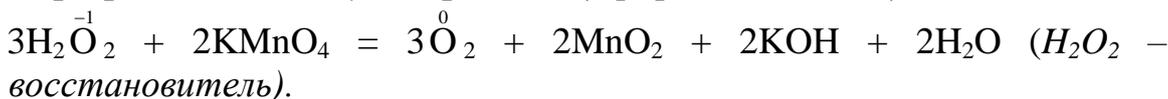
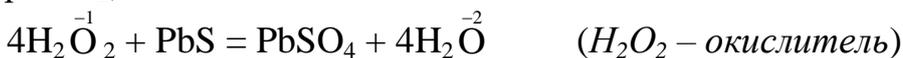
Восстановительные свойства SO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> и сульфитов проявляются в реакциях с сильными окислителями (O<sub>2</sub>, KClO<sub>3</sub>, HClO<sub>4</sub>, KMnO<sub>4</sub>, K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, концентрированной HNO<sub>3</sub> и др.), при этом происходит окисление серы до степени окисления +6. Например:



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

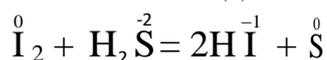


4. *Пероксид водорода H<sub>2</sub>O<sub>2</sub><sup>-1</sup>* содержит атом кислорода в промежуточной степени окисления -1, который в присутствии восстановителей может понижать степень окисления до -2, а при взаимодействии с окислителями способен превращаться в свободный кислород O<sub>2</sub>, т.е. повышать степень окисления до 0:



Рассмотрим также **типы окислительно-восстановительных реакций**. Различают четыре типа ОВР.

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



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

$5\text{H}\overset{-1}{\text{I}} + \text{H}\overset{+5}{\text{I}}\text{O}_3 = 3\overset{0}{\text{I}}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$  (межмолекулярное конпропорционирование)

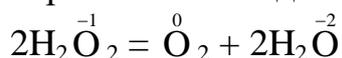


Реакции конпропорционирования являются обратными по отношению к реакциям *диспропорционирования*.

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:



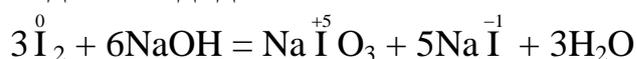
- Сера при нагревании диспропорционирует в растворах щелочей с образованием сульфита и сульфида:



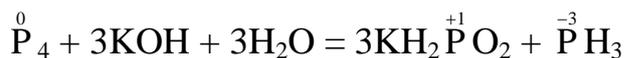
- Хлор и бром при взаимодействии со щелочами дают разные продукты в зависимости от температуры:



- Иод реагирует с растворами щелочей по при нагревании, образуя иодат и иодид:



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



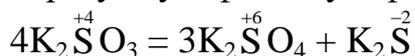
- Оксид азота(IV)  $\text{NO}_2$ , взаимодействуя со щелочами, образует нитрат и нитрит:



- Азотистая кислота, диспропорционируя, образует азотную кислоту и NO:



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



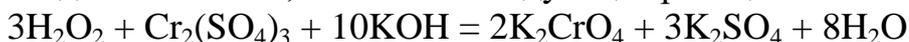
Попробуем применить описанные закономерности для выполнения задания 30.

Пример 1. Для выполнения задания используйте следующий перечень веществ:

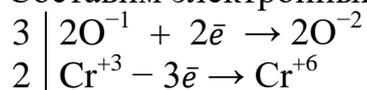
*сульфат хрома (III), нитрат бария, гидроксид калия, пероксид водорода, хлорид серебра. Допустимо использование водных растворов веществ.*

*Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми возможна окислительно-восстановительная реакция, и запишите уравнение этой реакции. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.*

Сначала проанализируем окислительно-восстановительные возможности предложенных веществ. Среди этих веществ окислительно-восстановительную двойственность способны проявлять пероксид водорода  $\text{H}_2\text{O}_2$  и сульфат хрома (III)  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ . Вспомним, что соединения хрома (III) проявляют восстановительные свойства в щелочной среде. Щелочь – гидроксид калия  $\text{KOH}$  – присутствует в перечне веществ. Поэтому между пероксидом водорода  $\text{H}_2\text{O}_2$  и сульфатом хрома (III)  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  в присутствии гидроксида калия  $\text{KOH}$ , возможна следующая реакция:



Составим электронный баланс:



В этой реакции пероксид водорода за счет  $\text{O}^{-1}$  является окислителем, а сульфат хрома (III) за счет  $\text{Cr}^{+3}$  – восстановителем.

Пример 2. Для выполнения задания используйте следующий перечень веществ:

*перманганат калия, карбонат натрия, нитрит натрия, фосфат бария, серная кислота. Допустимо использование водных растворов веществ.*

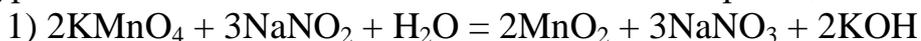
*Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми возможна окислительно-восстановительная реакция, и запишите уравнение этой реакции. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.*

Сразу обращаем внимание на перманганат калия  $\text{KMnO}_4$ , который будет проявлять окислительные свойства за счет атомов марганца в высшей степени окисления +7.

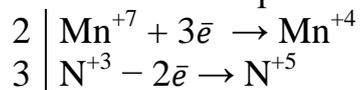
Нитрит натрия  $\text{NaNO}_2$  способен за счет атомов азота в промежуточной степени окисления +3 проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. При взаимодействии с перманганатом калия – сильным окислителем – нитрит натрия  $\text{NaNO}_2$  будет являться восстановителем, окисляясь до нитрата натрия  $\text{NaNO}_3$ .

Реакция между перманганатом калия  $\text{KMnO}_4$  и нитритом натрия  $\text{NaNO}_2$  может протекать как в нейтральной, так и в кислотной среде, которую из предложенных веществ будет создавать серная кислота  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Продуктом восстановления перманганата калия в нейтральной среде будет оксид марганца (IV)  $\text{MnO}_2$ , а в присутствии серной кислоты – сульфат марганца (II)  $\text{MnSO}_4$ .

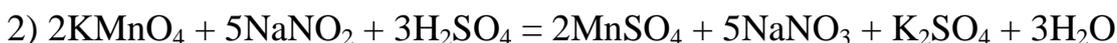
Таким образом, с участием предложенных веществ можно составить два уравнения окислительно-восстановительных реакций:



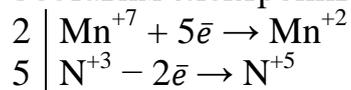
Составим электронный баланс:



В этой реакции перманганат калия за счет  $\text{Mn}^{+7}$  является окислителем, а нитрит натрия за счет  $\text{N}^{+3}$  – восстановителем.



Составим электронный баланс:



В этой реакции перманганат калия за счет  $\text{Mn}^{+7}$  является окислителем, а нитрит натрия за счет  $\text{N}^{+3}$  – восстановителем.

**Обратите внимание: в ответе следует записать уравнение только одной окислительно-восстановительной реакции!**

Отметим также, что возможна ещё одна окислительно-восстановительная реакция, а именно, разложение перманганата калия  $\text{KMnO}_4$  при нагревании:



Однако эта реакция не удовлетворяет условию задания, в котором указано, что необходимо записать уравнение реакции **между веществами**.

Поэтому реакции разложения в ответе на задание 30 приводить не следует!

Пример 3. Для выполнения задания используйте следующий перечень веществ:

сульфид меди (II), нитрат серебра, азотная кислота, хлороводородная кислота, фосфат калия. Допустимо использование водных растворов веществ.

Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми возможна окислительно-восстановительная реакция, и запишите уравнение этой реакции. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.

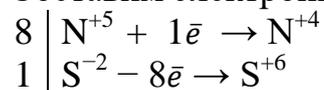
Выделяем среди перечисленных веществ азотную кислоту  $\text{HNO}_3$ , являющуюся сильным окислителем за счет атома азота в высшей степени окисления +5. Восстановительные свойства способны проявлять сульфид меди (II) за счет атома серы в низшей степени окисления -2 и хлороводородная кислота  $\text{HCl}$  за счет атома хлора в низшей степени окисления -1.

Возможны следующие окислительно-восстановительные реакции:

1) Между концентрированной азотной кислотой  $\text{HNO}_3$  и сульфидом меди (II)  $\text{CuS}$ :

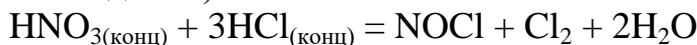


Составим электронный баланс:

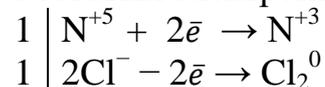


В этой реакции азотная кислота за счет  $\text{N}^{+5}$  является окислителем, а сульфид меди (II) за счет  $\text{S}^{-2}$  – восстановителем.

2) Между концентрированной азотной кислотой  $\text{HNO}_3$  и концентрированной хлороводородной кислотой  $\text{HCl}$  (эта смесь называется «царской водкой»):



Составим электронный баланс:



В этой реакции азотная кислота за счет  $\text{N}^{+5}$  является окислителем, а хлороводород за счет  $\text{Cl}^{-}$  – восстановителем.

Еще раз отметим, что в ответе следует записать уравнение только одной окислительно-восстановительной реакции.

Теперь перейдем к теме «Реакции ионного обмена» и вспомним основные понятия этой темы.

Протекание реакций обмена между кислотами, основаниями и солями в водном растворе возможно в тех случаях, когда в результате реакции образуется осадок, газ или слабый электролит, например, вода.

Уравнение реакции ионного обмена можно записать в трех формах: молекулярной, полной ионной и сокращенной ионной. Суть реакции ионного обмена отражает ионное уравнение.

При составлении уравнений реакций ионного обмена следует учитывать, что *в виде ионов* записывают формулы сильных электролитов:

- сильных кислот (HCl, HBr, HI, HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HClO<sub>4</sub> и др.);
- щелочей (NaOH, KOH, Ca(OH)<sub>2</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub> и др.);
- растворимых средних солей (см. таблицу растворимости).

В *недиссоциированной на ионы форме* записывают формулы:

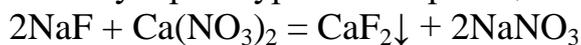
- нерастворимых в воде кислот, оснований, солей (см. таблицу растворимости);
- слабых электролитов (H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>·H<sub>2</sub>O, CH<sub>3</sub>COOH и др.).

Отметим, что реакции ионного обмена протекают в направлении связывания ионов и не сопровождаются изменением степеней окисления атомов.

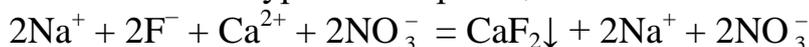
Покажем на конкретных примерах, как следует записывать уравнения реакций ионного обмена в случае образования осадка, выделения газа и образования слабого электролита.

1. *Образование осадка*: взаимодействие растворов фторида натрия NaF и нитрата кальция Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>.

Молекулярное уравнение реакции:



Полное ионное уравнение реакции:



Сокращенное ионное уравнение реакции:

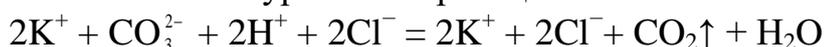


2. *Выделение газа*: взаимодействие раствора карбоната калия K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> с соляной кислотой HCl.

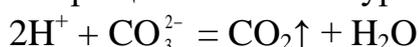
Молекулярное уравнение реакции:



Полное ионное уравнение реакции:

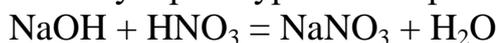


Сокращенное ионное уравнение реакции:



3. *Образование слабого электролита*: взаимодействие гидроксида натрия NaOH и азотной кислоты HNO<sub>3</sub>.

Молекулярное уравнение реакции:



Полное ионное уравнение реакции:

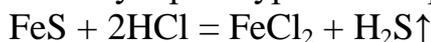


Сокращенное ионное уравнение реакции:

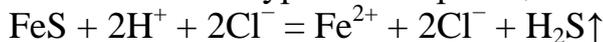


Реакции ионного обмена протекают в направлении наиболее полного связывания ионов. Например, реакция между нерастворимым в воде сульфидом железа(II) FeS и соляной кислотой HCl возможна потому, что в образующемся в результате этой реакции сероводороде сульфид-ион связан более прочно, чем в сульфиде железа (II).

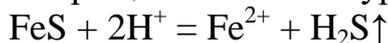
Молекулярное уравнение реакции:



Полное ионное уравнение реакции:



Сокращенное ионное уравнение реакции:

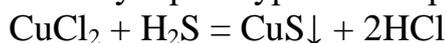


Обратите внимание на то, что не все сульфиды металлов способны растворяться в соляной кислоте. Так, сульфид меди(II) CuS, в отличие от сульфида железа (II) FeS, в эту реакцию не вступает, так как, сульфид-ион в сульфиде меди(II) CuS связан более прочно, чем в сероводороде H<sub>2</sub>S:

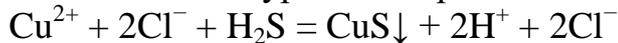


Однако обратная реакция – выпадение осадка сульфида меди(II) CuS при пропускании сероводорода H<sub>2</sub>S через раствор соли меди (II) – будет возможна:

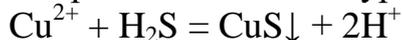
Молекулярное уравнение реакции:



Полное ионное уравнение реакции:



Сокращенное ионное уравнение реакции:



А теперь попробуем применить описанные закономерности для выполнения задания 31. Для этого воспользуемся теми же перечнями веществ, что были приведены в примерах заданий 30, в которых требовалось составить уравнения окислительно-восстановительных реакций.

При выполнении этих заданий нам пригодится таблица растворимости кислот, оснований и солей в воде.

Пример 1. Для выполнения задания используйте следующий перечень веществ:

сульфат хрома (III), нитрат бария, гидроксид калия, пероксид водорода, хлорид серебра. Допустимо использование водных растворов веществ.

Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми возможна реакция ионного обмена. Запишите молекулярное, полное и сокращённое ионное уравнения этой реакции.

Протекание реакций ионного обмена среди перечисленных веществ вследствие образования осадка возможно в двух случаях:

1) при взаимодействии сульфата хрома (III)  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  с нитратом бария  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  с образованием осадка сульфата бария  $\text{BaSO}_4$ ;

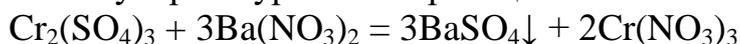
2) при взаимодействии сульфата хрома (III)  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  с гидроксидом калия  $\text{KOH}$  с образованием осадка гидроксида хрома (III)  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ .

Кроме того, связывание ионов возможно также при взаимодействии сульфата хрома (III)  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  с избытком гидроксида калия  $\text{KOH}$  с образованием растворимой комплексной соли – тетрагидроксохромита калия  $\text{K}[\text{Cr}(\text{OH})_4]$  (реакция 3).

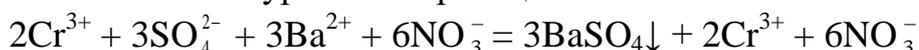
Составим молекулярные, полные ионные и сокращенные ионные уравнения этих трех реакций.

1) Взаимодействие сульфата хрома (III)  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  с нитратом бария  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ :

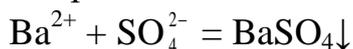
Молекулярное уравнение реакции:



Полное ионное уравнение реакции:

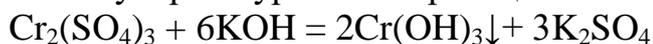


Сокращенное ионное уравнение реакции:

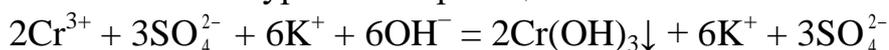


2) Взаимодействие сульфата хрома (III)  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  с гидроксидом калия  $\text{KOH}$  с образованием осадка гидроксида хрома (III)  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ .

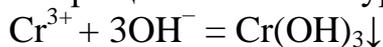
Молекулярное уравнение реакции:



Полное ионное уравнение реакции:



Сокращенное ионное уравнение реакции:



3) Взаимодействие сульфата хрома (III)  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  с избытком гидроксида калия  $\text{KOH}$  с образованием растворимой комплексной соли – тетрагидроксохромита калия  $\text{K}[\text{Cr}(\text{OH})_4]$

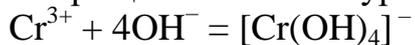
Молекулярное уравнение реакции:



Полное ионное уравнение реакции:



Сокращенное ионное уравнение реакции:



В последней реакции произошло связывание катиона  $\text{Cr}^{3+}$  с гидроксид-ионами  $\text{OH}^-$  с образованием комплексного тетрагидроксохромит-иона  $[\text{Cr}(\text{OH})_4]^-$ .

**Обратите внимание:** в ответе следует записать молекулярное, полное и сокращённое ионные уравнения только одной реакции ионного обмена!

Пример 2. Для выполнения задания используйте следующий перечень веществ:

*перманганат калия, карбонат натрия, нитрит натрия, фосфат бария, серная кислота. Допустимо использование водных растворов веществ.*

*Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми возможна реакция ионного обмена. Запишите молекулярное, полное и сокращённое ионные уравнения этой реакции.*

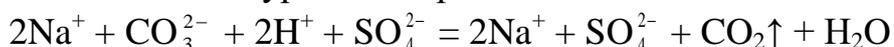
Среди перечисленных веществ возможна реакция ионного обмена между карбонатом натрия и серной кислотой, которая протекает с выделением углекислого газа.

Составим молекулярное, полное ионное и сокращенное ионное уравнения этой реакции.

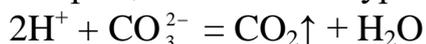
Молекулярное уравнение реакции:



Полное ионное уравнение реакции:



Сокращенное ионное уравнение реакции:



Пример 3. Для выполнения задания используйте следующий перечень веществ:

*сульфид меди (II), нитрат серебра, азотная кислота, хлороводородная кислота, фосфат калия. Допустимо использование водных растворов веществ.*

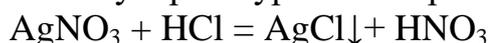
*Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми возможна реакция ионного обмена. Запишите молекулярное, полное и сокращённое ионные уравнения этой реакции.*

Как уже отмечалось, сульфид меди (II)  $\text{CuS}$  не будет вступать в реакцию ионного обмена с хлороводородной кислотой  $\text{HCl}$ , а при его взаимодействии с азотной кислотой  $\text{HNO}_3$  будет происходить не обменная, а окислительно-восстановительная реакция.

Таким образом, из предложенного перечня веществ реакция ионного обмена возможна между нитратом серебра  $\text{AgNO}_3$  и хлороводородной кислотой  $\text{HCl}$ , которая будет протекать с выпадением осадка хлорида серебра  $\text{AgCl}$ .

Составим молекулярное, полное ионное и сокращенное ионное уравнения этой реакции.

Молекулярное уравнение реакции:



Полное ионное уравнение реакции:



Сокращенное ионное уравнение реакции:



Теперь, вспомнив основные понятия и ознакомившись с примерами заданий с единым контекстом по темам «Окислительно-восстановительные реакции» и «Реакции ионного обмена», можно приступить к самостоятельному выполнению заданий.

При выполнении заданий обратите, пожалуйста, внимание на правильную форму записи степени окисления химического элемента и заряда иона: при написании степени окисления сначала указывают знак, а затем величину степени окисления, например,  $+2$  ( $\text{Cu}^{+2}$ ); а при написании заряда иона – сначала величину заряда, а затем его знак, например,  $2+$  ( $\text{Cu}^{2+}$ ).

Желаем успеха!

## ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

Для выполнения заданий 1, 2 используйте следующий перечень веществ: перманганат калия, хлорид калия, сульфат натрия, нитрат цинка, гидроксид калия. Допустимо использование водных растворов веществ.

**1.** Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми возможна окислительно-восстановительная реакция, и запишите уравнение этой реакции. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.

**2.** Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми возможна реакция ионного обмена. Запишите молекулярное, полное и сокращённое ионные уравнения этой реакции.

Для выполнения заданий 3, 4 используйте следующий перечень веществ: оксид марганца (IV), нитрат меди (II), хлороводородная кислота, гидроксид цинка, сульфат бария. Допустимо использование водных растворов веществ.

**3.** Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми возможна окислительно-восстановительная реакция, и запишите уравнение этой реакции. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.

**4.** Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми возможна реакция ионного обмена. Запишите молекулярное, полное и сокращённое ионные уравнения этой реакции.

Для выполнения заданий 5, 6 используйте следующий перечень веществ: сера, бромид натрия, гидроксид калия, сульфат железа (II), оксид магния. Допустимо использование водных растворов веществ.

**5.** Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми возможна окислительно-восстановительная реакция, и запишите уравнение этой реакции. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.

**6.** Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми возможна реакция ионного обмена. Запишите молекулярное, полное и сокращённое ионные уравнения этой реакции.

Для выполнения заданий 7, 8 используйте следующий перечень веществ: хлорид магния, пероксид водорода, гидроксид железа (II), нитрат цинка, серная кислота. Допустимо использование водных растворов веществ.

**7.** Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми возможна окислительно-восстановительная реакция, и запишите уравнение этой реакции. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.

**8.** Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми возможна реакция ионного обмена. Запишите молекулярное, полное и сокращённое ионные уравнения этой реакции.

Для выполнения заданий 9, 10 используйте следующий перечень веществ: хлорид хрома (III), бром, гидроксид натрия, нитрат лития, гидрокарбонат калия. Допустимо использование водных растворов веществ.

**9.** Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми

возможна окислительно-восстановительная реакция, и запишите уравнение этой реакции. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.

**10.** Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми возможна реакция ионного обмена. Запишите молекулярное, полное и сокращённое ионные уравнения этой реакции.

Для выполнения заданий 11, 12 используйте следующий перечень веществ: гидроксид магния, хлорид железа (III), серная кислота, сульфид натрия, нитрат цинка. Допустимо использование водных растворов веществ.

**12.** Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми возможна реакция ионного обмена. Запишите молекулярное, полное и сокращённое ионные уравнения этой реакции.

Для выполнения заданий 13, 14 используйте следующий перечень веществ: гидрокарбонат кальция, железная окалина, азотная кислота, углекислый газ, оксид кремния (IV). Допустимо использование водных растворов веществ.

**13.** Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми возможна окислительно-восстановительная реакция, и запишите уравнение этой реакции. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.

**14.** Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми возможна реакция ионного обмена. Запишите молекулярное, полное и сокращённое ионные уравнения этой реакции.

Для выполнения заданий 15, 16 используйте следующий перечень веществ: сероводород, углерод, хлорид калия, гидроксид натрия, сульфат железа (III). Допустимо использование водных растворов веществ.

**15.** Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми возможна окислительно-восстановительная реакция, и запишите уравнение этой реакции. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.

**16.** Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми возможна реакция ионного обмена. Запишите молекулярное, полное и сокращённое ионные уравнения этой реакции.

Для выполнения заданий 17, 18 используйте следующий перечень веществ: перманганат калия, хлорид бария, оксид серы (IV), оксид натрия, сульфат

алюминия. Допустимо использование водных растворов веществ.

**17.** Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми возможна окислительно-восстановительная реакция, и запишите уравнение этой реакции. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.

**18.** Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми возможна реакция ионного обмена. Запишите молекулярное, полное и сокращённое ионные уравнения этой реакции.

Для выполнения заданий 19, 20 используйте следующий перечень веществ: гидроксид калия, оксид магния, хлорид алюминия, оксид азота (IV), нитрат бария. Допустимо использование водных растворов веществ.

**19.** Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми возможна окислительно-восстановительная реакция, и запишите уравнение этой реакции. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.

**20.** Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми возможна реакция ионного обмена. Запишите молекулярное, полное и сокращённое ионные уравнения этой реакции.

Для выполнения заданий 21, 22 используйте следующий перечень веществ: фосфор, нитрат серебра, гидроксид бария, бромид магния, фторид кальция. Допустимо использование водных растворов веществ.

**21.** Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми возможна окислительно-восстановительная реакция, и запишите уравнение этой реакции. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.

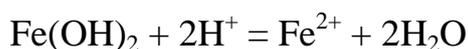
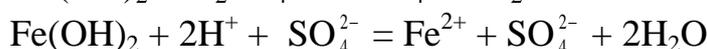
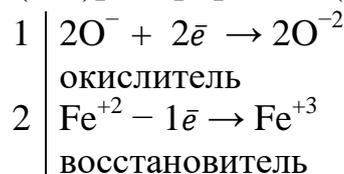
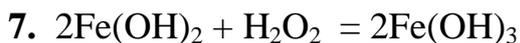
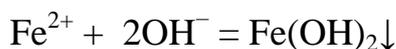
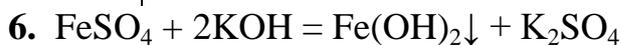
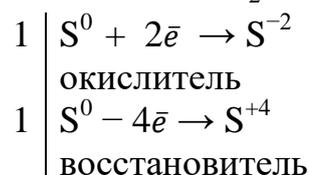
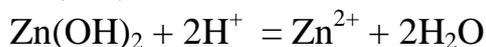
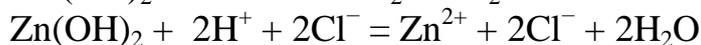
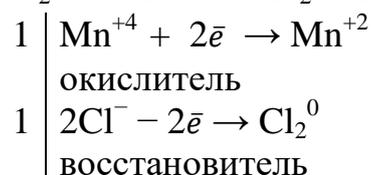
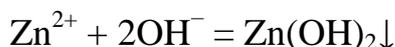
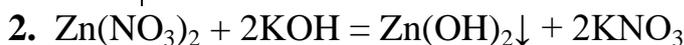
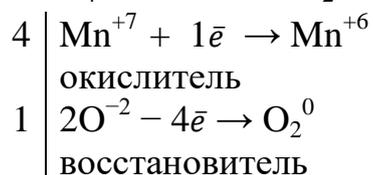
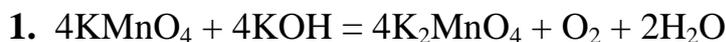
**22.** Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми возможна реакция ионного обмена. Запишите молекулярное, полное и сокращённое ионные уравнения этой реакции.

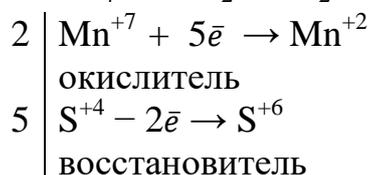
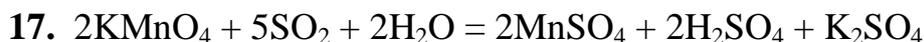
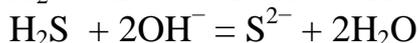
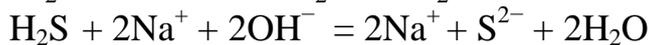
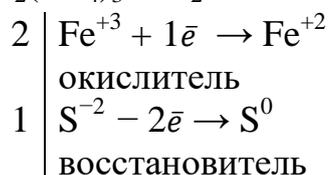
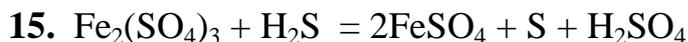
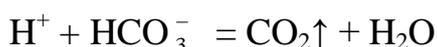
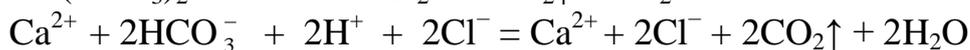
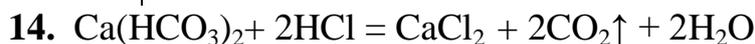
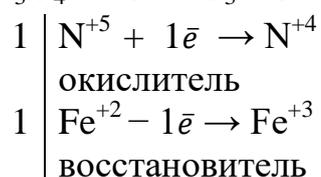
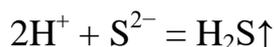
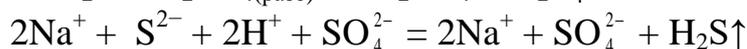
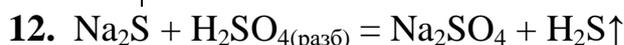
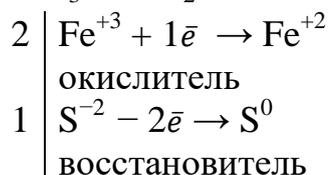
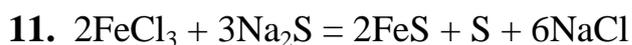
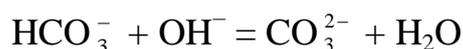
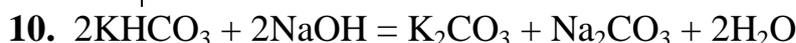
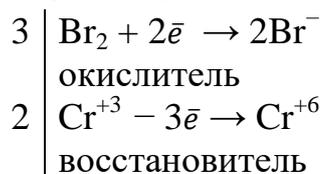
Для выполнения заданий 21, 22 используйте следующий перечень веществ: кремний, фосфат серебра, гидроксид натрия, нитрат аммония, бромид калия. Допустимо использование водных растворов веществ.

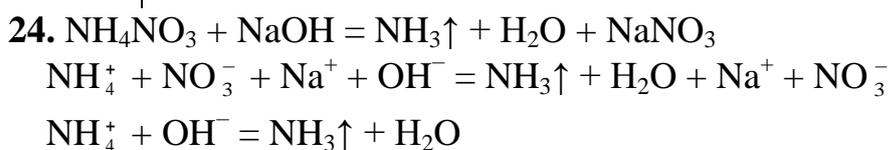
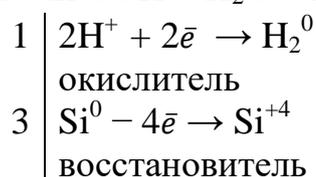
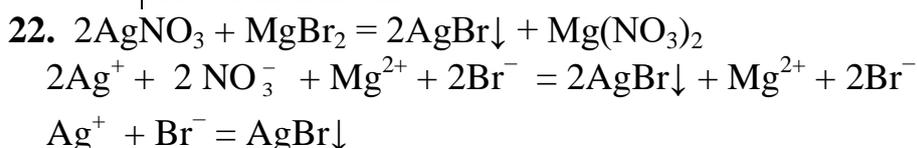
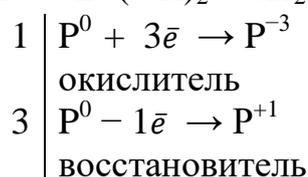
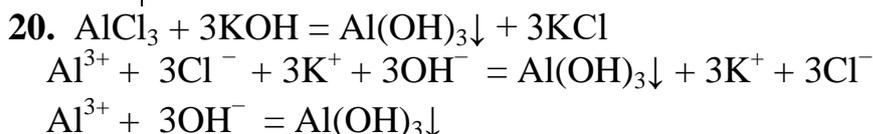
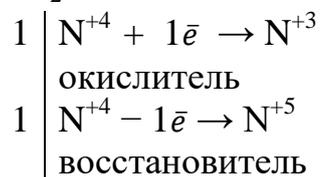
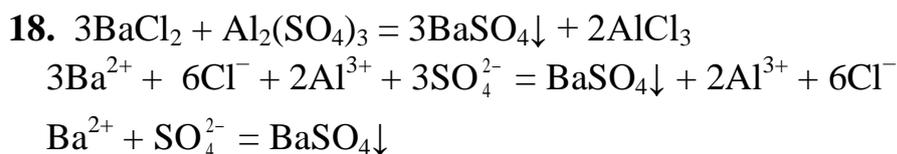
**23.** Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми возможна окислительно-восстановительная реакция, и запишите уравнение этой реакции. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.

24. Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми возможна реакция ионного обмена. Запишите молекулярное, полное и сокращённое ионные уравнения этой реакции.

### ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ







### Литература

1. Глинка, Н.Л. Общая химия: учебное пособие для вузов. – М.: Интеграл-Пресс, 2009.
2. Дзудцова, Д.Д. Окислительно-восстановительные реакции / Д.Д. Дзудцова, Л.Б. Бестаева. – М.: Дрофа, 2008.
3. Еремин, В.В. Химия. Углубленный уровень. 10 класс: учебник / В.В. Еремин, Н.Е. Кузьменко, А.А. Дроздов, В.В. Лунин. – М.: Дрофа, 2016.

4. *Еремин, В.В.* Химия. Углубленный уровень. 11 класс: учебник / В.В. Еремин, Н.Е. Кузьменко, В.И. Теренин, А.А. Дроздов, В.В. Лунин. – М.: Дрофа, 2016.
5. *Кузьменко, Н.Е.* Начала химии / Н.Е. Кузьменко, В.В. Еремин, В.А. Попков. – М.: Экзамен, 2000.
6. *Общая химия: учеб. для студ. учреждений высш. проф. образования / Г.П. Жмурко, Е.Ф. Казакова, В.Н. Кузнецов, А.В. Яценко; под ред. С.Ф. Дунаева.* – М.: Издательский центр «Академия», 2012.
7. *Пузаков, С.А.* Пособие по химии для поступающих в вузы / С.А. Пузаков, В.А. Попков. М.: Высшая школа, 2001.