**3. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ**

**3.1. Общие представления**

Тема «Окислительно-восстановительные реакции» - одна из самых обширных и сложных в школьном курсе химии. Задания, проверяющие усвоение элементов содержания этой темы, входят во все три части экзаменационной работы ЕГЭ, т.е. представлены в ней на базовом, повышенном и высоком уровнях сложности.

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

*Окислительно-восстановительными (ОВР)* называются 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 (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* 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** |
| Н | +1 | *Гидриды активных металлов:*  LiH, NaH, KH, CaH2 и др., в которых степень окисления водорода равна **-1** |
| О | -2 | *Пероксиды водорода и металлов*:  Н2О2, Na2O2, ВaO2, в которых степень окисления кислорода равна **-1**.  *Фторид кислорода* ОF2, в котором степень окисления кислорода равна **+2** |

1. Все остальные элементы имеют в сложных соединениях *переменные степени окисления*.
2. В молекулах *простых веществ* степень окисления элементов равна нулю.
3. 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, чтобы ученики усвоили, что *процесс окисления всегда сопровождается процессом восстановления, и наоборот*.

**Важнейшие окислители и восстановители**

Весьма важным является определение самой возможности протекания ОВР, а также установление продуктов реакции. В связи с этим следует отметить, что 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 и без предварительного теоретического обоснования суметь предвидеть ход окислительно-восстановительной реакции и определить ее продукты, руководствуясь 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.

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

Прежде всего отметим, 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). Примеры: азот в степени окисления +5 (НNO3 и нитраты); сера в степени окисления +6 (H2SO4), хром в степени окисления +6 (хроматы и бихроматы), марганец в степени окисления +7 (KMnO4), свинец в степени окисления +4 (PbO2) и др.

*Только восстановителями* могут быть элементы, находящиеся в низшей степени окисления, так как их атомы могут только присоединять электроны (только окисляться). Примеры: азот в степени окисления -3 (NH3 и его производные), сера в степени окисления -2 (H2S 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. Примеры: сера в степени окисления +4 (SO2 и сульфиты), марганец в степени окисления +4 (MnO2), простые вещества-неметаллы (N2, P, C, S и др.) и др.

***Важнейшими окислителями*** являются:

1. *Простые вещества-неметаллы*. Галогены F2, Cl2, Br2, I2, 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 О2, как правило, переходит в состояние О-2. Сера 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: HNO3 любой концентрации и нитраты, концентрированная H2SO4, KMnO4, K2Cr2O7. На практике в качестве окислителей часто используются также HClO3, HBrO3, HIO3 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 HNO3 зависит от активности восстановителя и концентрации кислоты: *чем активнее восстановитель и чем более разбавлена кислота, тем глубже протекает восстановление азота:*

|  |
| --- |
| концентрация кислоты |
|  |
| NO2 NO N2O N2 NH |
|  |
| активность восстановителя |

При взаимодействии *концентрированной азотной* *кислоты* с малоактивными металлами и с неметаллами преимущественно образуется NO2:

P + 5HNO3(конц.) = H3PO4 + 5NO2 + H2O

Cu + 4HNO3(конц.) = Cu(NO3)2 + 2NO2 + 2H2O

При действии *более разбавленной азотной кислоты* на малоактивные металлы преимущественно выделяется NO:

Сu + 8HNO3(разб.) = 3Cu(NO3)2 + 2NO + 4H2O.

В случае активных металлов преимущественно образуется N2O или N2 (в действительности образуется смесь продуктов восстановления азотной кислоты):

4Zn + 10HNO3(разб.) = 4Zn(NO3)2 + N2O + 5H2O

5Zn + 12HNO3(разб.) = 5Zn(NO3)2 + N2 + 6H2O

*Очень разбавленная азотная кислота* при взаимодействии с активными металлами может восстанавливаться до степени окисления -3, т.е. до аммиака, образующего с кислотой нитрат аммония:

4Mg + 10HNO3(оч.разб.) = 4Mg(NO3)2 + NH4NO3 + 3H2O

Нитрат-ион NO проявляет окислительные свойства как в кислой, так и в щелочной среде. При этом в растворах ион NO восстанавливается активными металлами до NH3, а в расплавах – до соответствующих нитритов:

в растворе: 4Zn + KNO3 + 7KOH + 6H2O = 4K2[Zn(OH)4] + NH3

в расплаве: Zn + NaNO3 + 2NaOH = Na2ZnO2 + NaNO2 + H2O

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 (Cu, Ag и др.), HBr и некоторые неметаллы (С, S) восстанавливают концентрированную серную кислоту до SO2:

2Ag + 2H2SO4(конц.) = Ag2SO4 + SO2 + 2H2O

2HBr + H2SO4(конц.) = Br2 + SO2 + 2H2O

C + 2H2SO4(конц.) = CO2 + 2SO2 + 2H2O

Активные металлы (Zn, Mg, Al, Ca и др.) восстанавливают концентрированную серную кислоту до свободной серы S или сероводорода H2S:

3Mg + 4H2SO4(конц.) = 3MgSO4 + S + 4H2O

8Al + 15H2SO4(конц.) = 4Al2(SO4)3 + 3H2S + 12H2O

Перманганат калия KMnO4, манганат калия K2MnO4 и оксид марганца(IV) в *кислой среде* (в присутствии серной, разбавленной соляной, азотной или других кислот) восстанавливаются до соединений Мn2+, образуя соответствующие соли (MnSO4, MnCl2, Mn(NO3)2 и др.):

MnO2 + 2Fe(NO3)2 + 4HNO3 = Mn(NO3)2 + 2Fe(NO3)3 + 2H2O

K2MnO4 + 2K2S + 4H2SO4 = MnSO4 + 2S + 3K2SO4 + 4H2O

2KMnO4 + 5K2SO3 + 3H2SO4 = 2MnSO4 + 6K2SO4 + 3H2O

В *нейтральной или слабощелочной* *среде* KMnO4 и K2MnO4 восстанавливаются до MnO2:

2KMnO4 + 3NaNO2 + H2O = 2MnO2 + 3NaNO3 +2KOH

K2MnO4 + K2S + 2H2O = S + MnO2 + 4KOH

В *сильнощелочной среде* KMnO4 восстанавливается до K2MnO4:

2KMnO4 + Na2SO3 + 2KOH = 2K2MnO4 + Na2SO4 + H2O

Хроматы и бихроматы (K2CrO4 и K2Cr2O7) являются сильными окислителями в кислой среде, восстанавливаясь до соединений Cr3+, образуя при этом соответствующие соли (CrCl3, Cr2(SO4)3, Cr(NO3)3):

K2Cr2O7 + 3H2S + 4H2SO4 = Cr2(SO4)3 + 3S + K2SO4 + 7H2O

Кислородсодержащие кислоты хлора и брома (HClO, HClO3, HClO4, HBrO3) и их соли, действуя в качестве окислителей, обычно переходят в отрицательно заряженные ионы Cl‾ и Br‾.

HClO3 + S + H2O = HCl + H2SO4

3KClO4 + 8Al + 12H2SO4 = 3KCl + 4Al2(SO4)3 + 12H2O

KBrO + MnCl2 + 2KOH = KBr + MnO2 + 2KCl + H2O

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

HIO3 + 5HI = 3I2 + 3H2O

7KI + KIO4 + 4H2SO4 = 4I2 + 4K2SO4 + 4H2O

HIO3 + 3H2S = HI + 3S + 3H2O.

3. *Ион Н+ и катионы металлов в высшей степени окисления (Fe3+, Cu2+, Hg2+).* Ион Н+ при взаимодействии с восстановителями переходит в Н2, а катионы металлов – в ионы с более низкой степенью окисления:

2HCl + Mg = MgCl2 + H2

2CuCl2 + 2KI = 2CuCl + I2 + 2KCl

2FeCl3 + H2S = 2FeCl2 + S + 2HCl

***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 гидроксоцинкаты или гидроксоалюминаты:

Fe + H2SO4(разб.) = FeSO4 + H2

4Zn + NaNO3 + 7NaOH + 6H2O = NH3 + 4Na2[Zn(OH)4]

2Al + 2NaOH + 6H2O = 2Na[Al(OH)4] + 3H2

2. *Бескислородные кислоты (HCl, HBr, HI, H2S) и их соли*, а также *гидриды щелочных и щелочноземельных металлов (NaH, CaH2 и др.)* нейтральные атомы или молекулы, способные в некоторых случаях к дальнейшему окислению:

8KI + 5H2SO4 = H2S + 4I2 + 4K2SO4 + 4H2O

NaH + H2O = NaOH + H2

H2S + 4Cl2 + 4H2О = 8HCl + H2SO4

При обжиге сульфидов p- и d- элементов образуется SO2:

2ZnS + 3O2 = 2ZnO + 2SO2

3. *Катионы металлов в низшей степени окисления (Fe2+, Cu+, Sn2+ и др.)* способны при взаимодействии с окислителем повышать степень окисления:

6CuCl + K2Cr2O7 + 14HCl(разб.) = 6CuCl2 + 2CrCl3 + 2KCl + 7H2O

6FeSO4 + KClO3 + 3H2SO4 = 3Fe2(SO4)3 + KCl + 3H2O

3SnCl2 + 12HCl + 2HNO3 = 2NO + 3H2[SnCl6] + 4H2O

Полезно запомнить, что *катион Cr3+ проявляет сильную восстановительную активность в щелочной среде, окисляясь при этом до хромат-иона CrO(но не до бихромат-иона Cr2O!):*

Сr2(SO4)3 + 16NaOH + 3Br2 = 2Na2CrO4 + 6NaBr + 3Na2SO4 + 8H2O

**Окислительно-восстановительная двойственность**

.

1. *Азотистая кислота НNO2* *и нитриты*, выступая в качестве восстановителей за счет иона NO, при взаимодействии с сильными окислителями (KMnO4, K2Cr2O7, KClO3) окисляются до азотной кислоты и ее солей:

5NaNO2 + 2KMnO4 + 3H2SO4 = 5NaNO3 + 2MnSO4 + K2SO4 + 3H2O

При взаимодействии с сильными восстановителями (H2S, HI, KI) обычно происходит восстановление до NO (иногда до других соединений азота в более низких степенях окисления):

2HNO2 + 2HI = 2NO + I2 + 2H2O

2. *Иод в свободном состоянии*, несмотря на более выраженную окислительную способность, при взаимодействии с сильными окислителями (Сl2, HNO3, HClO3 и др.) играет роль восстановителя:

I2 + 5Cl2 + 6H2O = 2HIO3 + 10HCl

Окислительная способность проявляется у иода, например, в реакции с такими восстановителями, как H2S, фосфор, металлы:

I2 + H2S = S + 2HI

2P + 3I2 = 2PI3

Fe + I2 = FeI2.

3. *Сера в свободном состоянии и соединения серы в степени окисления +4 (SO2, H2SO3, 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:

S + 2H2SO4(конц.) = 3SO2 + 2H2O

S + 2KMnO4 = К2SO4 + 2MnO2

По отношению к водороду и металлам сера играет роль окислителя:

S + H2 = H2S

S + Fe = FeS

Восстановительные свойства SO2, H2SO3 и сульфитов проявляются в реакциях с сильными окислителями (О2, KClO3, HClO4, KMnO4, K2Cr2O7, концентрированной HNO3 и др.), при этом происходит окисление серы до степени окисления+6. Например:

SO2 + 2HNO3(конц.) = H2SO4 + 2NO2

3K2SO3 + K2Cr2O7 + 4H2SO4 = 4K2SO4 + Cr2(SO4)3 + 4H2O

Взаимодействуя с восстановителями (Н2S, углеродом, активными металлами и др.), соединения серы в степени окисления +4 проявляют окислительные свойства, восстанавливаясь до степени окисления 0 или -2:

Н2SO3 + 2H2S = 3S + 3H2O

SO2 + C = S + CO2

Na2SO3 + 3Zn + 8HCl = H2S + 3ZnCl2 + 2NaCl + 3H2O

4. *Пероксид водорода Н2О2* 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 О2, т.е. повышать степень окисления до 0:

4H2O2 + PbS = PbSO4 + 4H2O (*Н2О2 – окислитель*)

3H2O2 + 2KMnO4 = 3O2 + 2MnO2 + 2KOH + 2H2O (*H2O2 – восстановитель).*

***Метод электронного баланса.*** Стандарт среднего образования требует от выпускников знания метода электронного баланса, который 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:

As2S3 + HNO3 + H2O → H3AsO4 + H2SO4 + NO

В этой реакции три элемента меняют степень окисления:

AsS + HN+5O3 + H2O → H3As+5O4 + H2S+6O4 + N+2O

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 учетом числа атомов этих элементов в формулах веществ:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | 28 e‾ | 3 |
| *N+5 + 3e‾ → N+2* | 3 e‾ | 28 |

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

3As2S3 + 28HNO3 + 4H2O → 6H3AsO4 + 9H2SO4 + 28NO

*Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:*

H2SO4 + … → H2S + I2+ Na2SO4 + …

*Определите окислитель и восстановитель.*

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

|  |  |
| --- | --- |
| 1 | S+6 + 8 e → S-2 |
| 4 | I - 2e → 2I‾ |

Перенесем найденные главные коэффициенты в уравнение реакции:

H2SO4 + 8NaI = H2S + 4I2 + Na2SO4 + …

Подсчет числа атомов натрия показывает, что в левой части их 8, а в правой – 3, поэтому перед формулой Na2SO4 следует поставить коэффициент 4:

H2SO4 + 8NaI = H2S + 4I2 + 4Na2SO4 + …

Подсчет числа атомов серы показывает, что в левой части их 5, а в правой - 1. Поэтому перед формулой H2SO4 следует поставить коэффициент 5:

5H2SO4 + 8NaI = H2S + 4I2 + 4Na2SO4 + …

Наконец, делаем вывод, что в левой части атомов водорода 10, а в правой – 2. Уравниваем число атомов водорода, добавив в правую часть вместо многоточия 4 молекулы воды:

5H2SO4 + 8NaI = H2S + 4I2 + 4Na2SO4 + 4Н2О

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.

*Правильный ответ* должен выглядеть следующим образом:

H2SO4 + … → H2S + I2+ Na2SO4 + …

|  |  |
| --- | --- |
| 1 | S+6 + 8 e → S-2 |
| 4 | I - 2e → 2I‾ |

5H2SO4 + 8NaI = H2S + 4I2 + 4Na2SO4 + 4Н2О

Окислитель - H2SO4 за счет атомов серы в степени окисления +6; восстановитель – NaI за счет атомов йода в степени окисления -1.

**17.** Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:

… + I2 → HIO3 + NO2 + …

Определите окислитель и восстановитель.

**18.** Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:

FeCl2 + KClO3 + … → … + KCl + H2O

Определите окислитель и восстановитель.

**19.** Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:

… + PbO2 + HNO3 → Cl2 + Pb(NO3)2 + KNO3 + …

Определите окислитель и восстановитель.

**20.** Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:

NaCl + … + H2SO4 → Cl2 + MnSO4 + Na2SO4 + K2SO4 + …

Определите окислитель и восстановитель.

**21.** Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:

NaCl + MnO2+ … → Cl2 + … + Na2SO4 + H2O

Определите окислитель и восстановитель.

**22.** Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:

FeCl2 + HNO3 + … → … + NO + H2O

Определите окислитель и восстановитель.

**23.** Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:

… + K2Cr2O7 + H2SO4 → I2 + … + K2SO4 + H2O

Определите окислитель и восстановитель.

**24.** Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:

KI + MnO2 + … → I2 + … + K2SO4 + H2O

Определите окислитель и восстановитель.

**25.** Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:

HBr + … → Br2 + MnBr2 + KBr + …

Определите окислитель и восстановитель.

**26.** Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:

H2S + Cl2 + … → H2SO4 + …

Определите окислитель и восстановитель.

**27.** Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:

H2SO4 + … → SO2 + Br2 + …

Определите окислитель и восстановитель.

**28.** Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:

… + KClO3 + … → Fe2(SO4)3 + KCl + H2O

Определите окислитель и восстановитель.

**29.** Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:

… + Br2 + H2SO4 → Fe2(SO4)3 + …

Определите окислитель и восстановитель.

**30.** Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:

… + KClO3 + …→ Na2SO4 + Cl2 + … + H2O

Определите окислитель и восстановитель.

**31.** Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:

… + KMnO4 + … → HNO3 + MnSO4 + … + H2O

**32.** Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:

HNO3 + … → S + NO2 + NaNO3 + …

Определите окислитель и восстановитель.

**33.** Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:

SO2 + KMnO4 + … → H2SO4 + … + …

Определите окислитель и восстановитель.

**34.** Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:

SO2 + K2Cr2O7 + … → H2SO4 + ... + KCl + …

Определите окислитель и восстановитель.

**35.** Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:

H2S + … → FeBr2 + S + …

Определите окислитель и восстановитель.

**36.** Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:

Na2S + … + H2SO4 → S + Cr2(SO4)3 + … + K2SO4 + H2O

Определите окислитель и восстановитель.

**37.** Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:

… + CrO3 + H2SO4 → Fe2(SO4)3 + Cr2(SO4)3 + …

Определите окислитель и восстановитель.

**38.** Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:

… + HNO2 + … → FeCl3 + N2 + Fe2(SO4)3 + …

Определите окислитель и восстановитель.

**39.** Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:

N2O + KMnO4 + … → NO2 + …+ K2SO4 + H2O

Определите окислитель и восстановитель.

**40.** Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:

… + PCl3 + H2O → NO2 + H3PO4+ …

Определите окислитель и восстановитель.

**41.** Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:

HNO3 + … → NO2 + Na2SO4 + …

Определите окислитель и восстановитель.