**ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ**

**РЕАКЦИИ**

**СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ**

Для того, чтобы определить степени окисления элементов, нужны определенные знания и способы их применения.

 Какие это знания?

1. **Электроотрицательность** – способность атомов притягивать к себе общие электронные пары. Притягивая к себе электроны, атомы приобретают частичный отрицательный заряд. Наиболее электроотрицательными являются неметаллы: фтор, кислород и азот. Металлы, как правило, смещают электроны от себя, приобретая положительный заряд. Сравнить электроотрицательность разных элементов можно с помощью ряда электроотрицательности, или по положению в периодической системе.

**Степень окисления.** Понятие степени окисления весьма формально: это заряд, который приобрел бы атом, если бы все связи в молекуле стали ионными.

**Способы определения степени окисления.**

При определении степени окисления в неорганических веществах чаще всего пользуются **алгебраическим** методом и находят **усредненное** значение степени окисления. Именно поэтому иногда степень окисления выражается нецелыми числами. Степень окисления каждого отдельного атома должна быть целым числом (потому что смещается целое количество электронов).

1. **Правила определения степени окисления:**
* Степень окисления элементов в простых веществах равна 0.
* Фтор в соединениях имеет степень окисления – 1.
* Металлы 1-2 группы главной подгруппы в соединениях имеют степень окисления +№ группы. (В принципе, можно сказать, что бор и алюминий тоже имеют степень окисления +№ группы, так как в школьном курсе с другими степенями окисления этих элементов мы не сталкиваемся. Но строго говоря, у алюминия, галлия, индия и таллия есть соединения, в которых они проявляют степень окисления +1)
* Водород в большинстве соединений проявляет степень окисления +1, и только в гидридах (соединениях с металлами) может быть – 1.
* Кислород чаще всего проявляет степень окисления – 2. Однако, в соединениях с фтором может быть +1 или +2, в соединениях с активными металлами и водородом может проявлять степень окисления – 1 (пероксиды), и дробные степени окисления (надпероксиды и озониды).
* Все остальные неметаллы могут проявлять переменные степени окисления от **(№ группы – 8)** – низшая степень окисления до **+ № группы** – высшая степень окисления. Если атом неметалла является в молекуле наиболее электроотрицательным, то его степень окисления скорее всего будет низшей (№ группы – 8).
* Металлы побочных подгрупп и главных подгрупп 4 – 6 групп могут иметь только положительные степени окисления в соединениях, причем у элементов побочных подгрупп номер группы не всегда соответствует высшей степени окисления (например, медь +2, золото +3, железо +6, никель +2, кобальт +3 и т.д.). Степень окисления этих элементов можно определить только по формуле.

**Алгебраический метод определения степени окисления** исходит из того, что молекула в целом электронейтральна, то есть сумма степеней окисления всех элементов равна нулю.

**Например,**

**Ca+2(S-2C+4N-3)2**

 Кальций имеет постоянную степень окисления в веществе +2. Значит, ион SCN- имеет заряд -1.В этом ионе наиболее электроотрицательным является азот, значит, он будет иметь степень окисления -3. Наименее элекроотрицательным будет углерод, он приобретет степень окисления +4. Пусть степень окисления серы х, так как алгебраическая сумма степеней окисления в молекуле равна нулю, то: (+2) +2∙(х+(+4) +(-3))= 0, откуда х = -2.

 **K+14[Fe+2(C+2N-3)6]**

Калий имеет постоянную степень окисления +1. 4 атома калия дают заряд 4+. Следовательно, комплексный ион имеет заряд 4-. Цианид ион имеет заряд 1-. таких ионов 6. Значит, они дают -6. Тогда степень окисления железа равна х+6∙ (-1) = -4. Откуда х =+2. Определим степень окисления атомов в цианид ионе. В нем азот более электроотрицательный элемент, чем углерод. Значит, азот имеет степень окисления -3. Тогда степень окисления углерода (у) равна у+(-3) =-1, у=+2

**Графический метод определения степени окисления.**

**Последовательность действий:**

1) изображается полная структурная формула вещества;

2) по каждой связи стрелкой показывается смещение электрона к наиболее электроотрицательному элементу;

3) все связи С – С считаются неполярными;

4) далее ведется подсчет: сколько стрелок направлено к атому, столько «–» , сколько от атома – столько «+». Сумма «–» и «+» определяет степень окисления атома. Рассмотрим несколько примеров:



****

 **ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ОПРЕДЕЛЕНИЯ**

Реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих молекул, называются *окислительно-восстановительными.*

*Окислитель*- это вещество, содержащее элемент, который принимает электроны, при этом степень окисления этого элемента понижается. В результате реакции окислитель восстанавливается.

*Восстановитель* - вещество, содержащее элемент, который отдает электроны, при этом степень окисления этого элемента повышается. В результате реакции восстановитель окисляется.

Так, в реакции:

2FeCl3 + 2KI → I2 + 2FeCl2 + 2KCl

окислителем является Fe3+ (Fe3+ + 1e = Fe2+), а восстановителем - ион I−:



Такое уравнение называется полуреакцией. Окисленная (*ox*) и восстановленная (*red*) формы, участвующие в полуреакции, составляют так называемую редокс-пару.

Соединения, содержащие атом какого-либо элемента в низшей возможной степени окисления, могут быть за счет этого элемента только восстановителями. Напротив, соединения элемента, находящегося в высшей возможной степени окисления, могут быть за счет этого элемента только окислителями.

Окислительно-восстановительные реакции бывают:

1) *межмолекулярные*, в которых окислителем и восстановителем являются разные вещества:

а) окислитель и восстановитель - атомы разных элементов:

6C+4O2 + 6H2O−2 → + 6(фотосинтез в зеленых растениях)

б) окислитель и восстановитель - атомы одного элемента (реакции *конмутации* или *контрдиспропорционирования*, в которых атомы одного элемента в двух разных степенях окисления принимают одинаковую степень окисления в продуктах реакции):

S+4O2 + 2H2S−2 → 3S0 + 2H2O

2) *внутримолекулярные*, в которых изменяют степени окисления атомы, входящие в состав одной молекулы:

а) окислитель и восстановитель - атомы разных элементов:

22KCl−1 + 

б) окислитель и восстановитель - атомы одного элемента:

- *реакции дисмутации* или *диспропорционирования*, в которых атомы одного и того же элемента, имеющие одинаковую степень окисления, одновременно ее и повышают, и понижают:



- *реакции конмутации*:

N−3H4N+3O2 →  + 2H2O

**МЕТОДЫ СОСТАВЛЕНИЯ УРАВНЕНИЙ**

**ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ**

Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций применяют два метода: электронного баланса и полуреакций. Основным требованием обоих является то, что число электронов, отданных восстановителем, должно равняться числу электронов, принятых окислителем.

В методе *электронного баланса* сначала определяют степень окисления каждого атома и затем составляют схемы, отражающие процесс передачи электронов. После этого подбирают множители по правилу нахождения общего кратного, которые и будут представлять собой коэффициенты при окислителе и восстановителе.

Рассмотрим окислительно-восстановительную реакцию:

4K2Fe+6O-24 + 10H2SO4 → 2Fe+32(SO4)3 + 4K2SO4 + 10H2O + 3O02

восстановитель 2O-2 – 4e → O02 3 окисляется

окислитель 2Fe+6 +6e → 2Fe+3 2 восстанавливается

Cu+12S-2 + 2O02 + CaCO3 → 2Cu+2O + CaS+4O3 + CO2

восстановитель Cu2S – 8e → 2Cu+2 +S+4 1 окисляется

окислитель O20 +4e → 2O-2 2 восстанавливается

или

восстановители 2Сu +1 –2 e →2Cu+2

 S–2 – 6e → S+4 -8e 1 окисляются

окислитель O20 +4e → 2O-2 2 восстанавливается

В методе *полуреакций* коэффициенты окислительно-восстановительных реакций определяют с учетом конкретной формы ионов, участвующих в процессе. Преимуществом метода является отсутствие необходимости пользоваться понятием степени окисления. Кроме того, он позволяет учесть влияние среды реакции на характер процесса.

Метод полуреакций применим лишь для описания и подбора коэффициентов окислительно-восстановительных процессов, протекающих в растворах. Метод же электронного баланса позволяет установить стехиометрические отношения в любых реакциях окисления-восстановления, независимо от среды. Поэтому в школьном курсе химии наиболее целесообразно использование метода электронного баланса.

**Прогнозирование продуктов окислительно-восстановительных реакций**. Продукты окислительно-восстановительных реакций зависят от ряда факторов: температуры, концентрации реагентов, рН среды, мольного соотношения реагирующих веществ и т.д. В одной и той же реакции может получаться смесь продуктов (например, при взаимодействии концентрированной азотной кислоты с металлами), в таком случае нужно считать правильным любой из возможных вариантов.

При составлении уравнений ОВР важно уверенно находить среди реагирующих веществ **окислитель** и **восстановитель**. Некоторые вещества могут быть только восстановителями. Это металлы и вещества, которые содержат элемент, изменяющий степень окисления, в низшей степени окисления (например: NH3, PH3, H2S, HCl, HBr, HI и их соли). Фтор и сложные вещества, содержащие элемент в высшей степени окисления, могут быть только окислителями (например: HNO3, H2SO4, SO3, KMnO4, K2CrO4, K2Cr2O7).

Вещества, которые содержат элементы в промежуточной степени окисления, могут проявлять, в зависимости от природы реагента – партнёра, как окислительные, так и восстановительные свойства. Это – все неметаллы (кроме фтора): N2, NO, HNO2, KNO2, H2O2, S, SO2 и другие.

На ход окислительно – восстановительных реакций в растворах влияет среда, в которой протекает реакция и, поэтому, окислительно – восстановительный процесс между одними и теми же веществами в разных средах приводит к образованию различных продуктов. Для создания кислой среды обычно используют разбавленную серную кислоту.

 Азотную и соляную применяют редко, т.к. первая является сильным окислителем, а вторая способна окисляться. Для создания щелочной среды применяют растворы гидроксидов калия или натрия.

 Вещества, содержащие элемент в высшей степени окисления, выступают окислителями, в низшей – восстановителями, а остальные могут проявлять окислительно-восстановительную двойственность.

На первых порах удобно пользоваться следующими таблицами:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Восстановители** | **Продукты окисления** | **Условия или среда** |
| 1. Металлы , м | М+, М2+, М3+ | кислая и нейтральная среда |
| 2. Металлы, образующие амфотерные гидроксиды:Ве, Zn, Al | [Zn(OH)4]2-, [Al(OH)4]-,ZnO22-, AlO2- | * щелочная среда (раствор),
* щелочная среда

 (сплавление) |
| 3. Углерод, С | СО СО2 | * при высокой температуре,
* при горении,

 в кислой среде |
| 4. Оксид углерода (II), СО |  СО2 |
| 5. Сера, S | SO2, SO42-,SO32- | * кислая среда,
* щелочная среда
 |
| 6. Сероводород, H2S, cульфиды, S2- | S SO2H2SO4, SO42- | * с сильными окислителями,
* при обжиге,
* с сильными окислителями
 |
| 7. Оксид серы (IV), SO2, cернистая кислота H2SO3, сульфиты SO32-(Na2SO3) | SO3H2SO4, SO42-(Na2SO4) | * в газовой сфере,
* в водных растворах
 |
| 8. Фосфор, Р, фосфин РН3,  фосфиты РО33- | Р2О5Н3РО4, РО43- | * в газовой сфере,
* в водных растворах
 |
| 9. Аммиак, NH3 | N2 NO | * в большинстве случаев,
* каталитическое окисление
 |
| 10.Азотистая кислота, HNO2, нитриты NO2-(KNO2) | HNO3NO3-(KNO3) |  |
| 11. Галогеноводороды, кислоты HCl, HBr, HI  и их соли | Cl2, Br2, I2 |  |
| 12. Катионы Cr3+ | CrO42 - Cr2O72 - | * щелочная среда,
* кислая среда
 |
| 13. Катионы Fe2+, Cu+ | Fe3+, Cu2+Fe(OH)3,Cu(OH)2FeO42- | * в кислой среде
* в щелочной среде
* очень сильные окислители в щелочной среде
 |
| 14. Катионы Mn2+ | MnO2 MnO42- MnO4- | * нейтральная среда,
* щелочная среда,
* кислая среда
 |
| 15.MnO2 |  MnO42- MnO4- | * щелочная среда,
* кислая среда
 |
| 16. Пероксид водорода, Н2О2 | О2 + Н+ О2 + Н2О | * кислая среда.
* нейтральная среда
 |

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Окислители** | **Продукты восстановления** | **Среда**  |
| 1. Галогены, F2, Cl2, Br2, I2 | F -, Cl -, Br -, I - |  |
| 2. Оксокислоты, хлора,  брома и их соли: HClO, HBrO, HClO3,HBrO3 | Cl -, Br - |  |
| 3. Кислород, О2 | O2- |  |
| 4. Озон, О3 | Н2О + О2ОН - + О2 | * кислая среда,
* нейтральная среда
 |
| 5. Сера, S | S2- |  |
| 6. Оксид серы (VI), SO3 |  SO2 |  |
| 7. Оксид серы (IV), SO2 |  S |  |
| 8. Азотистая кислота, HNO2, нитриты, NO2- |  NON2 | * в большинстве случаев,
* с солями аммония
 |
| 9. Оксид азота (IV), NO2более сильный окислитель, чем HNO3, |  NON2 NH3 | * в большинстве случаев
 |
| 10. Нитраты, NO3- |  NO2- NH3 | * в расплавах,
* с сильными восстановителями:
 |
| 11. Хроматы, CrO42-, дихроматы, Cr2O72- | [Cr(OH)6]3-Cr(OH)3Cr3+ | * щелочная среда,
* нейтральная среда,
* кислая среда
 |
| 12. Катионы, Fe3+, Cu2+ | Fe2+, Cu+ |  |
| 13. Перманганаты, MnO4 - |  Mn2+ + H2OMnO2 + щелочьMnO42- + H2O | * кислая среда,
* нейтральная, слабощелочная среда,
* сильнощелочная среда
 |
| 14. Манганат ион MnO4 2- |  Mn2+ + H2OMnO2 + щелочь | * кислая среда,
* нейтральная, слабощелочная среда,
 |
| 14. Пероксид водорода, Н2О2 | Н2ООН - | * кислая среда,
* нейтральная и щелочная среда
 |
| 15. H2SO4 (конц.), HNO3 | рассмотрены отдельно |

**Кислоты – сильные окислители.**

Это серная кислота концентрированная и азотная кислота в любом виде. Они окисляют почти все металлы и такие неметаллы, как углерод, фосфор, серу, и многие сложные вещества.

Возможные продукты восстановления этих кислот:

H2SO4 → SO2 → S → H2S

HNO3 → NO2 → NO → N2O → N2 → NH3(NH4NO3)

При взаимодействии с металлами получаются три вещества: соль, вода и продукт восстановления кислоты, который зависит от концентрации кислоты, активности металла и температуры.

Чем меньше концентрация кислоты. А металл более активен, тем больше степень восстановления кислоты.

**АЗОТНАЯ КИСЛОТА В ОВР**

Азотная кислота может окислять металлы, неметаллы, сложные вещества. При окислении неметаллов и сложных веществ концентрированная азотная кислота, как правило восстанавливается до оксида азота (IV), разбавленная – до оксида азота (II)



В очень концентрированных растворах азотной кислоты (больше 80% ) пассивируются следующие металлы: Al, Mn, Cr, Fe,Co, Pb,Bi.

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

3Cu + 8HNO3 **разбавл.**. = 3Cu (NO3)2 + 2NO + 4H2O

Al + 4HNO3 **разбавл**. = Al (NO3)3 + NO + 2H2O

8Al + 30HNO3**разбавл**. = 8Al (NO3)3 + 3N2O + 15H2O

10Al + 36HNO3 **разбавл**. = 10Al (NO3)3 + 3N2 + 18H2O

8Al + 30HNO3 **разбавл**. = 8Al (NO3)3 + 3NH4NO3 + 5H2O

Концентрированные H2SO4 и HNO3  реагируют с Fe, Al, Cr только при нагревании:

2Fe + 6H2SO4 **концентр**. = Fe2 (SO4)3 + 3SO2 + 3H2O

Fe + 6HNO3 **концентр**. = Fe (NO3)3 + 3NO2 + 3H2O

**Поведение концентрированной серной кислоты в ОВР**

 Cu + 2H2SO4 **концентр.** = CuSO4 + SO2 + 2H2O

Zn + 2H2SO4 **концентр.**= ZnSO4 +SO2 + 2H2O

 3Zn + 4H2SO4 **концентр.** = 3ZnSO4 + S↓ + 4H2O

Концентрированная H2SO4 и HNO3 в любом виде окисляют неметаллы - восстановители - углерод, фосфор, серу - до соответствующих кислот.

C + 4HNO3 **концентр.** = CO2 + 2H2O + 4NO2

3C + 4HNO3 **разбавл**. = 3CO2 + 2H2O + 4NO

C + 2H2SO4 **концентр**. = CO2 + 2H2O + 2SO2

P + 5HNO3 **концентр**. = H3PO4 + 5NO2 + H2O

3P + 5HNO3 **разбавл**. + 2H2O = 3H3PO4 + 5NO

2P + 5H2SO4 **концентр**. = 2H3PO4 + 5SO2 + 2H2O

S +6HNO3 **концентр**. = H2SO4 + 6NO3 + 2H2O

S + 2HNO3 **разбавл**. = H2SO4 + 2NO

S +2H2SO4 **концентр**. = 3SO2 +2H2O

Концентрированная азотная кислота окисляет йод до йодноватой кислоты:

I2 + 10HNO3 = 2HIO3 + 10NO2 + 4H2O

**Особое значение имеет ОВР между соляной и азотной кислотами.**

Смесь трёх объёмов соляной кислоты и одного объёма концентрированной азотной называют «царская водка», в ней растворяется даже золото, которое алхимики считали царём металлов:

3HCl +HNO3 = Cl2 + NOCl + 2H2O

**Реакции диспропорционирования.**

Это реакции, в которых атомы одного и того же элемента, входящие в состав одного и того же исходного вещества, повышают и понижают степень окисления. Они очень часто встречаются в заданиях С2, поэтому их нужно запомнить тем, кто хочет сдать ЕГЭ на высокий балл.

1. Все галогены, кроме F2, диспропорционируют в растворах всех щелочей. При комнатной температуре или на холоде получаются две соли – МГ, МГО и Н2О; при нагревании – две соли: МГ, МГО3 и Н2О.

Cl2 +2KOH = KCl + KClO + H2O – на холоде,

 3Cl2 + 6KOH = 5KCl +KClO3 + 3H2O – при нагревании,

 2Br2 + 2Sr(OH)2 = SrBr2 + Sr(BrO)2 + H2O – на холоде,

 6Br2 + 6Sr(OH)2 = 5SrBr2 + Sr(BrO3)2 + 6H2O – при нагревании

 Аналогично происходят реакции с растворами карбонатов:

Cl2 + K2CO3 = KCl + KClO + CO2 – на холоде,

 3Cl2 + 3K2CO3 = 5KCl + KClO3 + 3CO2 – при нагревании.

**2**. Диспропорционирование серы в растворах щелочей:

3S + 6KOH = 2K2S + K2SO3 + 3H2O или 4S + 6KOH = K2S2O3 + 2K2S +3H2O

**3**. Диспропорционирование фосфора в растворах щелочей.

4P + 3KOH + 3H2O = PH3 + 3KH2PO2

 8P + 3Ba(OH)2 + 6H2O = 2PH3 + 3Ba(H2PO2)2

 P4 (**белый фосфор**) + 3KOH + 3H2O = PH3 + 3KH2PO2

**4**. Диспропорционирование оксида азота (IV) в воде и щелочах:

2NO2 + H2O = HNO2 + HNO3

 2NO2 + 2NaOH = NaNO2 + NaNO3 + H2O

**5**. Другие реакции диспропорционирования:

3K2MnO4 + 2H2O = 2KMnO4 + MnO2 + 4KOH

 4NaClO3 = 3NaClO4 + NaCl

 4K2SO3 = 3K2SO4 + K2S

 ClO2 + H2O = HCl + HClO3

Особо обратим внимание на те случаи, когда образуется соль, которая в таблице растворимости показана прочерком. Здесь возможны 2 варианта:

1) соль не существует, потому что ***необратимо гидролизуется***.

2) Соль не существует за счёт ***внутримолекулярного окисления-восстановления***, таким солям относятся Fe2S3, FeI3, CuI2. Как только они получаются, тут же разлагаются: Fe2S3 =2FeS+ S; 2FeI3 = 2FeI2 +I2; 2CuI2 = 2CuI + I2

Например; FeCl3 + 3KI = FeI3 + 3KCl (1),

но вместо FeI3 нужно записать продукты его разложения: FeI2 +I2.

Тогда получится: 2FeCl3 + 6KI = 2FeI2 +I2 + 6KCl

Это не единственный вариант записи данной реакции, если йодид был в недостатке, то может получиться йод и хлорид железа (II):

2FeCl3 + 2KI = 2FeCl2 +I2 + 2KCl

Окислители – соединения железа (III), восстановители – сульфиды, йодиды. При этом катион Fe3+ восстанавливается до катиона Fe2+, сульфид – анион S2-окисляется до серы S0, а йодид – анион I- окисляется до йода I2.

В зависимости от количественного соотношения реагирующих веществ могут получиться различные соединения железа (II):

2FeCl3 + H2S = S↓ + 2FeCl2 + 2HCl

2FeCl3 + Na2S = S↓ + 2FeCl2 + 2NaCl или 2FeCl3 + 3Na2S = S↓ + FeS + 6NaCl

 Fe2(SO4)3 + H2S = S↓ + 2FeSO4 +H2SO4

Fe(OH)3 + 6HI = 2FeI2 + I2↓ + 6H2O

 Fe2O3 + 6HI = 2FeI2 + I2↓ + 3H2O

 2FeCl3 +2HI = 2FeCl2 + I2↓ + 2HCl

 2FeCl3 + 2KI = 2FeCl2 + I2↓ + 2KCl

 или 2FeCl3 + 6KI = 2FeI2 + I2↓ + 6KCl

 Fe2(SO4)3 + 2KI = 2FeSO4 + I2↓ + K2SO4

 Fe2(SO4)3 + BaI2 = 2FeSO4 + I2↓ + BaSO4↓

**2.** Окислители – соединения меди (II), восстановители - йодиды. При этом катион Cu2+ восстанавливается до катиона Cu+, а йодид – анион окисляется до йода I2 :

2CuSO4 + 4KI = 2CuI↓ + I2↓ + 2K2SO4

 2CuCl2 + 4KI = 2CuI↓ + I2↓ + 4KCl

 2CuCl2 + 4HI = 2CuI↓ + I2↓ + 4HCl

**3.** Окислитель – азотная кислота, восстановитель – сульфиды, йодиды, сульфиты. При этом азотная кислота, в зависимости от концентрации, восстанавливается до NO2 (концентрированная), до NO (разбавленная); сульфид – анион S2- окисляется до серы S0 или сульфат – аниона SO42-, йодид – анион – до йода I2, a сульфит – анион SO32- - до сульфат – аниона SO42- :

8HNO3 (к) + CuS = CuSO4 + 8NO2 + 4H2O

 или 4HNO3 (к) + CuS = S↓ + 2NO2 + Cu(NO3)2 + 2H2O

8HNO3(р)+ 3CuS = 3S↓ + 2NO + 3Cu(NO3)2 + 4H2O

4HNO3(к)+ Na2S = S↓ + 2NO2 + 2NaNO3 + 2H2

24HNO3 (к)+ Al2S3 = Al2(SO4)3 + 24NO2 + 12H2O

2HNO3 (р)+ H2S = 3S↓ + 2NO + 4H2O

8HNO3 (к) + H2S = H2SO4 + 8NO2 + 4H2O

или 2HNO3 (к) + H2S = S↓ + 2NO2 + 2H2O

 2HNO3 (р)+ 3K2SO3 = 3K2SO4 + 2NO + H2O

6HNO3 (к)+ HI = HIO3 + 6NO2 + 3H2O

2HNO3 (к)+ 2KI = I2 + 2NO2 + H2O

**4**. Окислитель – азотная кислота или серная концентрированная кислота, восстановитель – соединения железа (II). При этом азотная кислота восстанавливается до NO2 или NO, серная – до SO2, а катион Fe2+ окисляется до катиона Fe3+ :

Fe(OH)2 + 4HNO3 **(к)** = Fe(NO3)3 + NO2 + 3H2O

 FeO + 4HNO3 **(к)** = Fe(NO3)3 + NO2 + 2H2O

 3Fe(NO3)2 + 4НNO3 **(р)** = 3Fe(NO3)2 + NO + 2H2O

 2Fe(OH)2 + 4H2SO4 **(к)** = Fe2(SO4)3 + SO2 + 6H2O

**5.** Окислитель – серная кислота концентрированная, восстановитель – сульфиды, йодиды и бромиды. При этом серная кислота восстанавливается до SO2, S или

H2S; сульфид – анион S2- окисляется до серы S, SO2 или H2SO4; йодид – анион до йода I2, бромид – анион до брома Br2 :

CuS + 4H2SO4 **(к)**= CuSO4 + 4SO2 + 4H2O

 H2S + H2SO4**(к)** = S↓ + SO2 + 2H2O

 или H2S + H2SO4 **(к)** = 4SO2 + 4H2O

8HI + H2SO4 **(к)** = 4I2↓ + H2S + 4H2O

 или 6HI + H2SO4 **(к)**= 3I2↓ + S↓ + 4H2O

 2HI + H2SO4  **(к)** = I2↓ + SO2 + 2H2O

 8KI + 9H2SO4 **(к)** = I2↓ + H2S + 8KHSO4 + 4H2O -

 **наиболее вероятный вариант продуктов**,

 или 6KI + 2H2SO4 **(к)** = 3I2↓ + H2S + 3K2SO4 + 4H2O

 2HBr + H2SO4 **(к)** = Br2 + SO2 + 2H2O

 2KBr + 2H2SO4 **(к)** = Br2 + SO2 + K2SO4 + 2H2O

 6KBr + 2H2SO4 **(к)** = 3Br2 + S↓ + 3K2SO4 + 2H2O

**6.** Железная окалина – Fe3O4, это смесь двух оксидов - FeO и Fe2O3. Поэтому при взаимодействии с сильными окислителями она окисляется до соединения железа (III) за счёт катионов Fe2+ - восстановителей, а при взаимодействии с сильными восстановителями восстанавливается до соединения железа (II) за счёт катионов Fe3+ - окислителей:

Fe3O4 + 10HNO3 (к) = 3Fe(NO3)3 + NO2 + 5H2O

3Fе3O4 + 28HNO3 (р) = 9Fe(NO3)3 + NO + 14H2O

Fe3O4 + 8HI = 3FeI2 + I2↓ + 4H2O

При взаимодействии с большинством кислот происходит реакция обмена, получаются две соли:

Fe3O4 + 8HCl = FeCl2 + 2FeCl3 + 4H2O

Fe3O4 + 4H2SO4 (р) = FeSO4 + Fe2(SO4)3 + 4H2O

**ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ**

**1.** Дописать продукты окислительно-восстановительных реакций и уравнять реакции:

1) Cu + H2SO4(конц) → SO2↑ + ...

2) Ca + H2SO4(конц) → H2S↑ + ...

3) Cu + HNO3(разб) → NO↑ + ...

4) Ag + HNO3(конц) → NO2↑ + ...

5) Zn + HNO3(конц) → N2O↑ + ...

6) Al + HNO3(разб.) → NH4NO3 + ...

7) KI + NaNO2 + H2SO4→ NO + I2 + ...

8) FeSO4 + KMnO4 + H2SO4 → Fe2(SO4)3 + ...

9) KMnO4 + NaNO2 + H2SO4 → NaNO3 + ...

10) NaClO + KI + H2SO4 → I2 + NaCl + ...

11) KI + K2Cr2O7 + H2SO4 → I2 + ...

12) H2S + KMnO4 + H2SO4 → S0↓ + ...

13) Br2 + Cl2 + H2O → HBrO3 + ...

14) O3 + KI + H2SO4 → I2 + ...

15) H2O2 + KMnO4 + H2SO4 → O2 + MnSO4 + ...

16) H2O2 + KI + H2SO4 → H2O + ...

17) H2O2 + HCl → Cl2 + ...

18) K2S + K2SO3 + H2SO4 → S0↓ + ...

19) SO2 + K2Cr2O7 + H2SO4 → Cr2(SO4)3 + ...

20) KIO3 + KI + H2SO4 → I2 + ...

21) NaBr(тв) + H2SO4(конц)→ SO2↑ + ...

22) KI(тв) + H2SO4(конц) → H2S↑ + ...

23) Al + KOH + H2O → H2↑ + ...

24) Br2 + KCrO2 + KOH → K2CrO4 + ...

25) MnO2 + KClO3 + KOH → K2MnO4 + KCl + ...

26) MnO2 + NaNO3 + KOH → K2MnO4 + NaNO2...

27) O3 + MnO2 + NaOH → O2 + Na2MnO4 +...

28) O3 + CrCl3 + KOH → K2CrO4 + ...

29) Fe2O3 + NaNO3 + NaOH → Na2FeO4 + NaNO2 + ...

30) Cl2 + Ca(OH)2 → Ca(OCl)2 +...

31) Cl2 + KOH → KClO3 + ...

32) S + KOH → K2S + K2SO3 + ...

33) H2O2 + KMnO4 + KOH → O2 + K2MnO4 + ...

34) H2O2 + KMnO4 + H2O → O2 + MnO2 + ...

35) KMnO4 + MnSO4 + H2O → MnO2 + ...

2. Даны вещества, напишите уравнения четырёх возможных реакций между этими веществами:

1. Концентрированные бромоводородная кислота и гидроксид натрия, перманганат натрия, сера (3 ОВР).
2. Йод, азотная кислота (**концентр.**), сероводород и кислород (4 ОВР).
3. Сульфид алюминия, азотная кислота (**концентр**.), хлороводородная кислота, углерод (3 ОВР).
4. Концентрированная азотная кислота и растворы карбоната натрия, хлорида железа (III), сульфида натрия (2 ОВР).
5. Хлорид меди (II), кислород, серная кислота (**конц**.) и йодоводородная кислота

 (3 ОВР).

1. Сульфид меди (II), кислород, хлор, азотная кислота(**конц**.), серная кислота(**конц**.). (4 ОВР)
2. Концентрированные соляная и азотная кислоты, сера и гидроксид железа (II)

 (3 ОВР)

**8.** Водные растворы перманганата калия, сульфита калия, хлорида бария, концентрированная азотная кислота и медь (3 ОВР).

**9.** Нитрат натрия, фосфор, бром, гидроксид калия (**раствор**) – (4 ОВР).

**10.** Оксид азота (IV), гидроксид калия (**раствор**), белый фосфор, водород (4 ОВР).

**Использованная литература:**

* Руководство к лабораторным работам по общей и неорганической химии. Под ред. проф. Ф.Я. Кульба, Л., «Химия», 1976г.
* Химия учебник для подготовительных отделений. Г.П. Хомченко М. «Высшая школа», 1981г.
* Задачник по химии 11 класс А.Н. Левкин, Н.Е.Кузнецова М. «Вентана-граф» 2009г.
* Подготовка к ЕГЭ. Основская Г.С.
* Денисова В.Г. Материалы мастер-класса «Химические свойства веществ в заданиях ЕГЭ»
* Н.Е. Кузьменко, В.В.Еремин, В.А. Попков «Начала химии», М. «Экзамен» 2000г.