**Часть2.**

**ТЕМА5. Алгоритм cоставления уравнений реакций окисления-восстановления**

При составлении уравнений реакций окисления-восстановления необходимо придерживаться определенной последовательности:

1. Найти среди исходных веществ окислитель и восстановитель

Для этого прежде всего необходимо расставить степени окисления элементов и сравнить их окислительно-восстановительные свойства.

2. Записать продукты реакции

Правильно определить продукты реакции помогут ваши знания о строении атомов элементов, их свойствах и свойствах их соединений. Важно помнить, что в реакциях межатомного и межмолекулярного окисления-восстановления, свободный кислород, как правило, не выделяется. Выделение кислорода происходит при взаимодействии пероксидов с сильными окислителями, а также в некоторых реакциях с участием озона и фтора. Например,

2KMnO4 + 5Na2O2 + 8H2SO4 = 2MnSO4 + 5O2↑ + 5 Na2SO4 + K2SO4 + 8H2O

SiO2 + 2F2 = SiF4 + O2↑

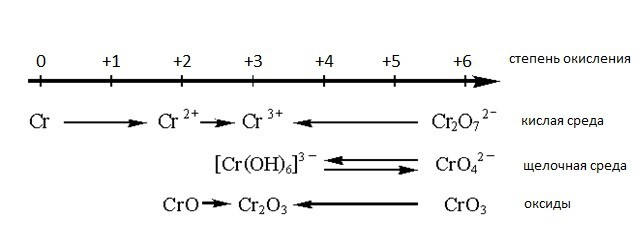
PbS + 4O3 = PbSO4 + 4O2↑

В других случаях атомы кислорода, входящие в состав молекул окислителя (или восстановителя) связываются в молекулы воды при участии ионов водорода H+, например

HNO2 + HI = NO + I2 + H2O

При написании продуктов реакции необходимо учитывать характер среды. Следует помнить, что в кислой среде образуются соли одно-, двух- и трехзарядных катионов – хлориды, бромиды, сульфаты, нитраты. Для создания кислой среды, как правило используют разбавленную серную кислоту. Соляная и азотная кислоты для подкисления используются реже, т.к. азотная кислота сама является окислителем, а соляная кислота в присутствии сильных окислителей обладает восстановительными свойствами. Щелочную среду создают, как правило, растворами KOH или NaOH. В щелочной среде не могут образовываться кислоты и кислотные оксиды, а образуются соли. Чтобы не ошибиться при написании продуктов реакций, вначале следует написать продукты окисления и восстановления, а потом только другие вещества, степень окисления которых не изменяется в процессе реакции.

Итак, образуемые в результате реакции продукты, определяются условиями проведения реакции и природой окислителя и восстановителя. Ниже представлены схемы окислительно-восстановительных реакций соединений марганца и хрома в различных средах, а также азотной и серной кислот.



Азотная кислота. В результате реакции азотной кислоты с металлами, в зависимости от ее концентрации и активности металла, образуются нитраты, вода и различные продукты восстановления кислоты, указанные в таблице ниже.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Металлы | Концентрация HNO3 | | |
| > 60 % | от 30 до 60 % | < 60% |
| Активные (Li — Zn) | NO, NO2 | NO2, N2, N2O | N2, NH3, соли аммония |
| Средней активности  (Cr — Sn) | Не реагируют | NO, NO2, N2O, NH3 | NO, NO2, N2O, NH3 |
| Малоактивные(Pb – Ag) | NO2 | NO | Не реагируют |
| Благородные металлы (Au, Pt) | Не реагируют | | |

Серная кислота. Разбавленная серная кислота не является окислителем и реагирует с металлами, как обычная кислота. Если металл стоит в электрохимическом ряду напряжения металлов до водорода, то при его взаимодействии с кислотой происходит выделение водорода. Если металл находится после водорода в этом ряду, то взаимодействия не происходит.

Концентрированная серная кислота активными металлами (до Zn) восстанавливается до S и H2S, а менее активными (расположенные после водорода и в непосредственной близости от него в ряду напряжения металлов) до SO2. Благородные металлы — золото Au и платина Pt не окисляются даже концентрированной серной кислотой. А такие достаточно активные металлы, как Al, Fe, Cr при обычных условиях пассивируются и не взаимодействуют с концентрированной H2SO4, однако при нагревании реакции становятся возможными.

**тест.**

1. Окислительно-восстановительной реакцией является:

А) взаимодействие калия с водой;

Б) взаимодействие оксида калия с водой

В) взаимодействие углекислого газа с оксидом кальция

Г) разложение гидроксида алюминия

2. Окислители при химических реакциях:

А) не изменяют степень окисления;

Б) повышают степень окисления

В) понижают степень окисления

Г) не принимают участия в химической реакции

3. Окислительная способность галогенов в группе сверху вниз:

А) увеличивается

Б) уменьшается

В) не изменяется

Г) галогены не являются окислителями

4. Сера является окислителем в реакции с

А) кислородом

Б) металлами

В) хлором и фтором

Г) азотной кислотой

5. В реакции, уравнение которой 3Р + 5НNO3 + 2H2O = 3H3PO4 + 5NO фосфор

А) окисляется

Б) восстанавливается

В) принимает электроны

Г) не изменяет степень окисления

6. Вещество, проявляющее свойства и окислителя и восстановителя это –

А) фтор

Б) перманганат натрия

В) хромат натрия

Г) сульфит натрия

7. Окислителями могут быть вещества с

А) самой высокой степенью окисления

Б) самой низкой степенью окисления

В) с промежуточной степенью окисления

Г) в свободном состоянии

8. Процесс фотосинтеза, протекающий в природе является реакцией

А) соединения

Б) разложения

В) окислительно-восстановительной

Г) замещения

9. Степень окисления хрома в хромате калия равна

А) +3 б) +6 в) 0 г) +2

10. Бром является восстановителем при химической реакции, если его степень окисления

А) повышается

Б) понижается

В) не изменяется

Г) становится равна 0

1. 5H2O2-1 + 2KMn+7O4 + 3H2 SO4 →=2Mn+2SO4 +5 O20 + K2SO4+ 8H2O

Указаны все ключевые вещества.

восстановитель 2О -1 – 2 е =O20 5 окисляется

окислитель Mn+7 +5е =Mn+2 2 восстанавливается

H2O2 – восстановитель за счет O-1

KMnO4– окислитель за счет Mn+7

2. 3P-3H3 + 8HMn+7O4 =8Mn+4O2 + 3H3P+5O4 + 4H2O

Пропущено ключевое вещество справа - H3P+5O4 (продукт окисления PH3)

восстановитель P-3– 8 е =P+5 3 окисляется

окислитель Mn+7 +3е =Mn+4 8 восстанавливается

PH3– восстановитель за счет P-3

HMnO4– окислитель за счет Mn+7

3. Cr2+3(SO4)3+6KMn+7O4+16KOH=2K2Cr+6O4+6K2Mn+6O4+3K2SO4+8H2O

Пропущено ключевое вещество справа - K2Mn+6O4 ( продукт восстановления KMnO4)

восстановитель 2Cr+3– 6 е =2Cr+6 1 окисляется

окислитель Mn+7 +1е =Mn+6 6 восстанавливается

Cr2(SO4)3 – восстановитель за счет Cr+3

KMnO4– окислитель за счет Mn+7

Некоторые обучающие указали два возможных варианта протекания этой реакции или просто другой, но тоже правильный вариант:Cr2(SO4)3+2KMnO4+8KOH=2K2CrO4+2MnO2+3K2SO4+4H2O

«Надо заметить, что в некоторых заданиях С1 в качестве продукта восстановления KMnO4 в щелочной среде указывается оксид марганца (IV). Это объясняется тем, что манганат (K2MnO4) в принципе неустойчивое вещество и в растворе самопроизвольно диспропорционирует на оксид марганца(IV) и перманганат.»

4. 2N+2O+3KCl+1O+ 2KOH=2KN+5O3+ 3KCl-1+ H2O

Указаны все ключевые вещества.

восстановитель N+2 – 3 е =N+5 2 окисляется

окислитель Сl+1+2е =Сl-1 3 восстанавливается

NO– восстановитель за счет N+2

KClO– окислитель за счет Cl+1

У одного из учеников был приведен такой вариант решения:

2N+2O+3KCl+1O+ H2O=2KN+5O3+ 3KCl-1+ HCl

С ним трудно согласиться и вот почему: изначально среда щелочная за счет гидролиза гипохлорита, а получилась в результате кислота, более того: эта кислота(восстановитель) должна реагировать с гипохлоритом (окислителем), поэтому существование хлороводорода и гипохлорита в одной системе маловероятно.

5. Р-3Н3+ 8Ag+1NO3 +4H2O =8 Ag0 +H3P+5O4+ 8HNО3

Пропущено ключевое вещество справа - H3P+5O4 (продукт окисления PH3)

восстановитель Р-3 – 8 е =Р+5 1 окисляется

окислитель Ag+1 +1е =Ag0 8 восстанавливается

PH3– восстановитель за счет P-3

AgNO3 – окислитель за счет Ag+1

А в этом задании многие сделали ошибки, указав среди продуктов фосфор, оксид фосфора (III) Это неверно, так как среди продуктов указана азотная кислота, она однозначно будет окислять фосфор до фосфорной кислоты. Некоторые в качестве продукта указали оксид фосфора (V), что неверно в меньшей степени. Но всё же: реакция идет в водной среде, оксид фосфора (даже если бы он получился) растворяется в воде с образованием ортофосфорной кислоты.