

Окислительно- восстановительные реакции (ОВР)

- * **Окислительно-восстановительные реакции протекают с изменением степеней окисления атомов элементов, входящих в состав молекул реагирующих веществ.**
- * **Степень окисления** – это условный заряд атома в молекуле, вычисленный на основании предположения, что молекула состоит только из ионов.
- * Следует различать понятия «степень окисления» и «валентность».
- * **Валентность** элемента определяется числом неспаренных электронов на внешнем энергетическом уровне атома (для *s*- и *p*-элементов) или на внешнем и предвнешнем незавершенном уровне атома (для *d*-элементов). Это число электронов атома, участвующих в образовании валентных связей.

*** Степень окисления в отличие от валентности имеет положительное, отрицательное и нулевое значение. Часто степень окисления атома численно равна валентности, например, в молекуле HCl валентность атома хлора равна 1, а степень окисления – 1, но иногда может и не совпадать, так, в молекуле Cl₂ валентность хлора равна 1, а степень окисления – нулю.**

*** Для правильного составления уравнений окислительно-восстановительных реакций необходимо правильно определять величину и знак степени окисления любого атома в молекуле. Для этого следует руководствоваться следующими положениями:**

- * а) степень окисления атома элемента в молекуле простого вещества равна нулю;**
- * б) степень окисления атома водорода во всех соединениях, кроме гидридов щелочных и щелочно-земельных металлов, равна +1;**
- * в) степень окисления атома кислорода во всех соединениях, кроме пероксидных и OF_2 , равна -2;**
- * г) атомы большинства металлов, обладающих значением электроотрицательности, меньшей 2,1, во всех соединениях проявляют только положительные степени окисления;**
- * д) сумма степеней окисления всех атомов в молекуле равна нулю;**

* Большинство элементов могут проявлять переменную степень окисления в соединениях.

* Например, рассчитать степень окисления азота в соединениях KNO_2 и HNO_3

*

+1 x -2

* KNO_2 $+1+X+(-2)*2 = 0$ $X = +3$

*

+1 x -2

* HNO_3 $+1+X+(-2)*3 = 0$ $X = +5$

* **Окисление** – это процесс отдачи электронов атомами, молекулами или ионами.

* **Восстановление** – это процесс присоединения электронов. Любая окислительно-восстановительная реакция состоит из процессов окисления и восстановления. При окислении степень окисления элемента повышается, при восстановлении – понижается.

- * К типичным восстановителям относятся простые вещества, атомы которых имеют малую электроотрицательность (металлы, водород, углерод, анионы, находящиеся в низкой или низшей степени окисления).
- * К типичным окислителям относятся простые вещества, атомы которых характеризуются высокой электроотрицательностью (галогены, кислород), катионы и анионы, содержащие атомы в высокой степени окисления (Fe^{+3} , Pb^{+4} , $\text{C}_2\text{O}_4^{-1}$, MnO_4^{-1} , ClO_4^{-1}).

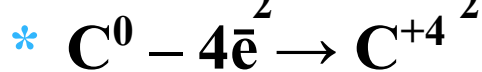
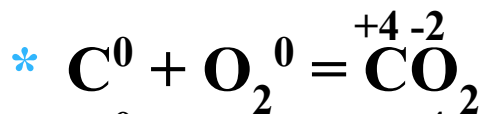
* **Окислительно-восстановительные реакции**
делятся на три группы:

* **1. Межмолекулярные реакции.**

* **В этих реакциях участвуют разные вещества.**

* **Например:**

*



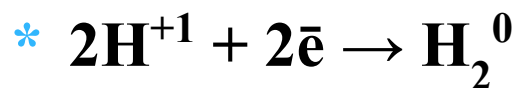
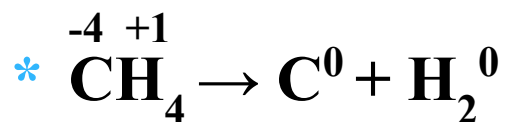
* C^0 – Восстановитель

* O_2^0 – Окислитель

* 2. Внутримолекулярные реакции.

* В этих реакциях окислитель и восстановитель в одной и той же молекуле, но разные атомы выполняют функции окислителя и восстановителя. Обычно это реакции разложения. Например:

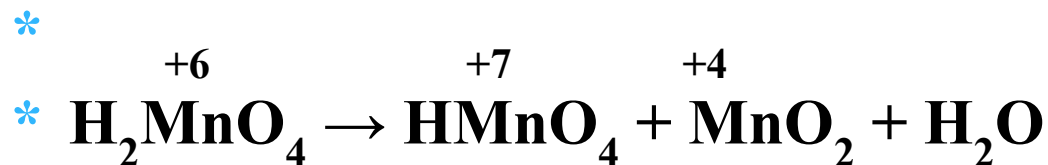
*



* C^{-4} – восстановитель

* H^{+1} – окислитель

* **3. Реакции диспропорционирования (самоокисления и самовосстановления). В этих реакциях происходит окисление и восстановление атомов и ионов одного и того же элемента. Например:**



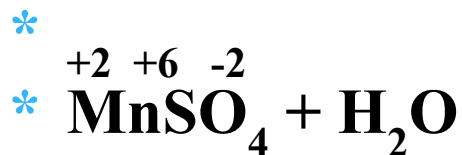
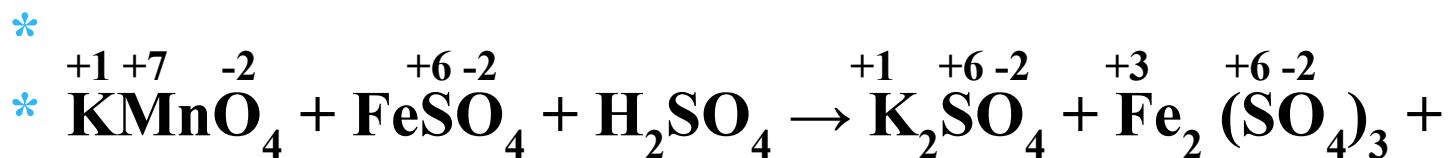
Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций

- **Установить формулы исходных веществ и продуктов реакции.**
- **Определить степень окисления в исходных веществах и продуктах реакции.**
- **Определить число электронов отданных восстановителем и принимаемых окислителем и коэффициенты при восстановителе и окислителе.**
- **Определить коэффициенты при исходных веществах и продуктах реакции, исходя из баланса атомов в левой и правой части уравнений.**

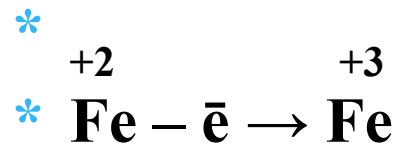
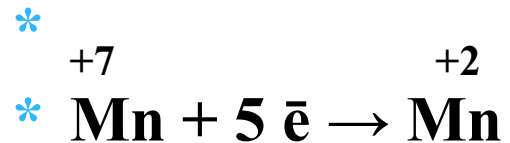
Пример

* **Взаимодействие сульфата железа (2) с перманганатом калия в кислой среде (H⁺).**

* **1. Напишем уравнение реакции. Расставим степени окисления.**



* **2. Определим число электронов отданных восстановителем и принимаемых окислителем, а также коэффициенты при восстановителе и окислителе:**



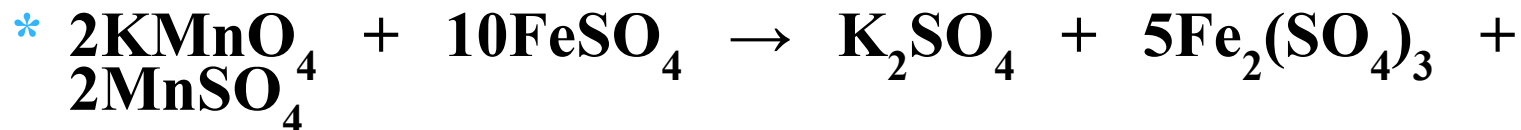
* 3. Определим коэффициенты при исходных веществах и продуктах реакции, исходя из баланса атомов в левой и правой части уравнений.



* окислитель восстановитель

* + 5 ē - 2ē

* Число отданных и принятых электронов должно быть равно. Наименьшее общее кратное 5 и 2 равно 10. Ищем коэффициент:



* +10 ē -10 ē

Окисление и восстановление - две стороны единого процесса, и в соответствии с **законом сохранения массы количество электронов, отданных восстановителем, равно количеству электронов, принятых окислителем. Для отражения окислительно-восстановительного процесса составляют электронные уравнения.**

- * О том, какими свойствами (окислительными или восстановительными) обладает данное вещество, можно судить на основании степени окисления элемента в данном соединении.**

- * Атомы s- и d-элементов в своей низшей степени окисления (нулевой) имеют на внешнем энергетическом уровне 1-2 электрона.**
- * Атомы p-элементов 4-7 групп в своей низшей степени окисления на внешнем энергетическом уровне имеют 8 электронов.**
- * И в том и в другом случае атом элемента в своей низшей степени окисления не может принимать электроны и является только восстановителем.**

Атом элемента в своей высшей степени окисления не имеет ни одного валентного электрона (у атомов s- и p-элементов отданы все электроны внешнего энергетического уровня, у атомов d-элементов и часть электронов с предвнешнего слоя недостроенного d-подуровня).

- * Следовательно, дальнейшая отдача электронов таким атомом невозможна, и атом элемента в своей высшей степени окисления может быть только окислителем.**

*** Если атом элемента находится в своей промежуточной степени окисления, то возможны как процесс дальнейшей отдачи электронов, так и процесс присоединения, т.е. атом обладает окислительно-восстановительной двойственностью – возможностью вступать в реакции как с восстановителями, так и с окислителями.**

Изменение окислительно-восстановительных свойств выглядит следующим образом

Cl^{1-}	HCl	Низшая степень окисления — только восстановительные свойства
Cl^0 Cl^{1+} Cl^{3+} Cl^{5+}	Cl_2 HClO HClO_2 HClO_3	Промежуточная степень окисления — окислительные и восстановительные свойства
Cl^{7+}	HClO_4	Высшая степень окисления — только окислительные свойства

* Число групп SO_4^{-2} в правой части стало на 8 больше, чем в левой части уравнения, поэтому для материального баланса по группам SO_4^{-2} надо добавить в левую часть уравнения 8 молекул H_2SO_4 :



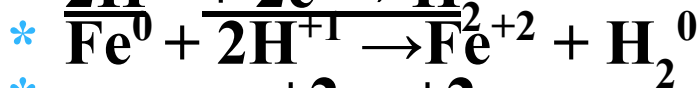
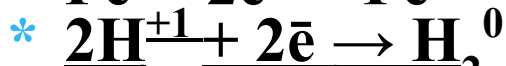
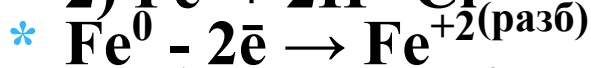
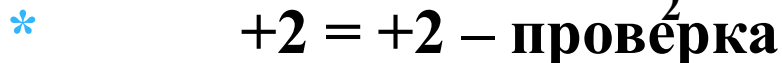
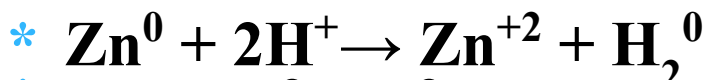
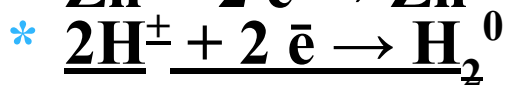
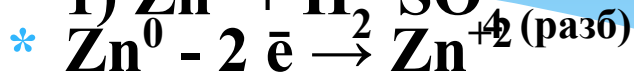
* Считаем сколько атомов водорода в левой части уравнения и в правой части. В левой 16 атомов водорода, в правой части их нет совсем. Для соблюдения материального баланса по водороду в правую часть добавляем 8 молекул воды:

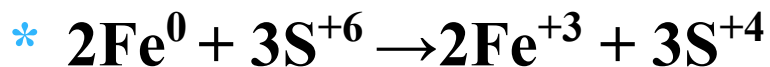
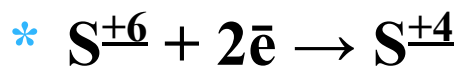
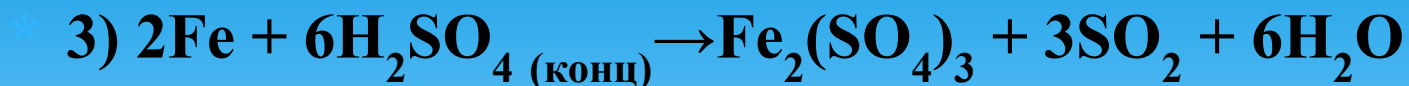


- * Это окончательное уравнение. Для проверки достаточно подсчитать число атомов водорода и кислорода в каждой части уравнения. Если числа совпадают, то уравнение составлено верно.**
- * Этот многоступенчатый метод составления уравнений окислительно-восстановительных реакций приведен для понимания логики решения многих задач.**

Метод электронного баланса

* **Пример.**





* $0 + 18 + 6 + 12$

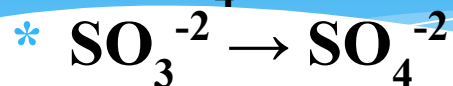
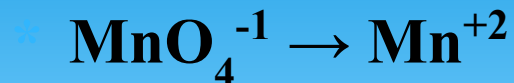
* $+ 18 = + 18$

* Для соблюдения электронного баланса ищем дополнительные множители.

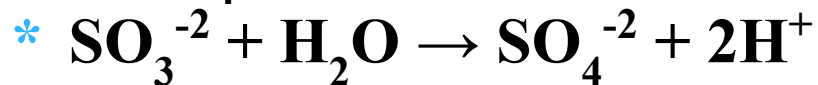
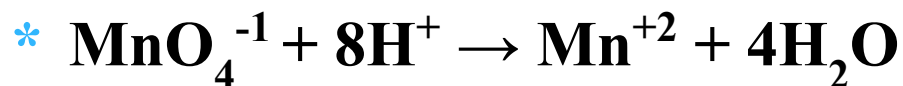
Электронно-ионный метод (Метод полуреакций)

- * Реакции со сложными ионами в различных средах.
- * Взаимодействие перманганата калия с сульфатом калия в разных средах.
- * 1) Кислая среда (избыток H^+)
- * Написать уравнение в молекулярной форме и расставить степени окисления
- *
$$KMnO_4 + K_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$$
- * Полное ионное уравнение:
- *
$$K^+ + \underline{MnO_4}^{-1} + 2K^+ + \underline{SO_3}^{-2} + 2H^+ + SO_4^{-2} \rightarrow$$
- *
$$\underline{Mn}^{+2} + \underline{SO_4}^{-2} + 2K^+ + SO_4^{-2} + H_2O$$
- * Подчеркнуты ионы, которые изменили свой внешний вид.

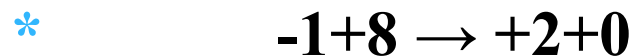
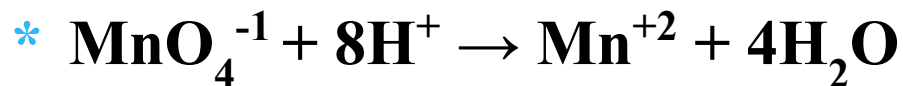
* Записать эти частицы претерпевшие изменения, т.е. незавершенные полуреакции:



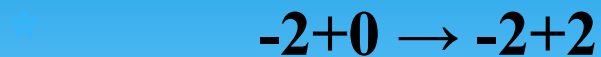
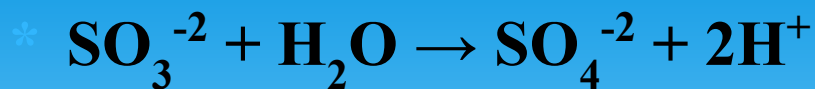
* Установим материальный баланс:



* Составим баланс по разделам:

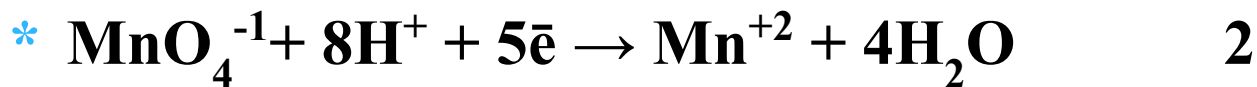


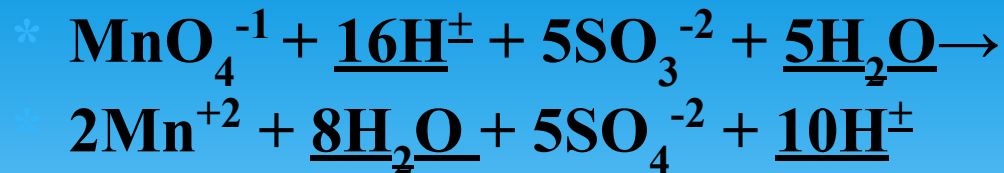
* Прибавим в левую часть пять электронов.



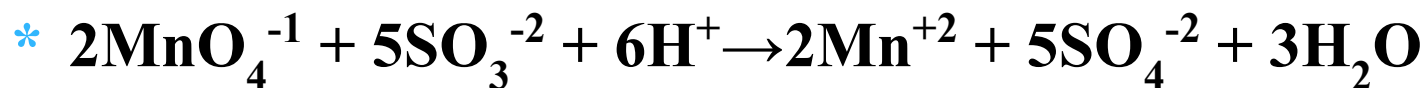
* Следовательно надо отнять два электрона в левой части.

* Составим электронный баланс (число отданных электронов должно быть равно числу принятых электронов)





* Сложим левые и правые части полуреакций с учетом дополнительных множителей. Сохраним одинаковые частицы в левой и правой части уравнения.



$$* \quad \quad \quad -2 + (-10) + 6 \rightarrow +4 + (-10) + 0$$

$$* \quad \quad \quad -6 = -6$$

*** Заряд левой части равен заряду правой части (уравнение составлено верно). Полученные коэффициенты переносим в уравнение, написанное в молекулярной форме:**



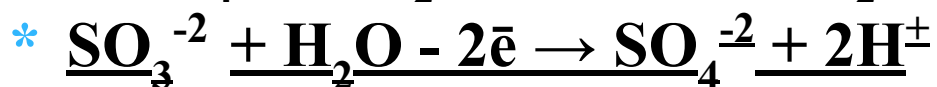
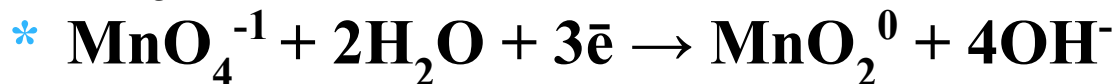
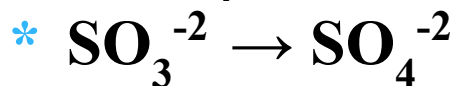
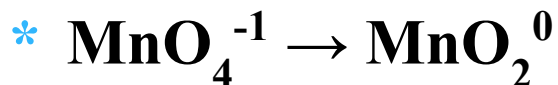
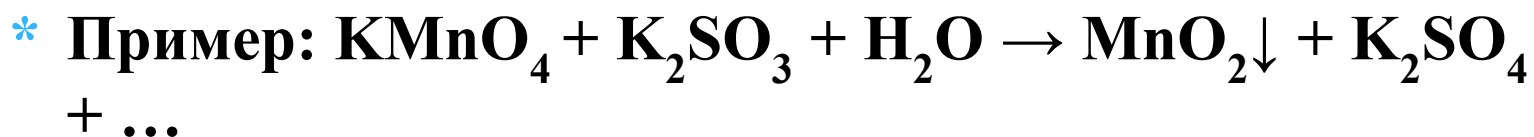
*** Итак, в кислой среде каждая избыточная частица кислорода взаимодействует с двумя ионами водорода (2H^+) с образованием воды, а каждая недостающая частица кислорода (O^{-2}) берется из воды с образованием двух ионов водорода (2H^+).**

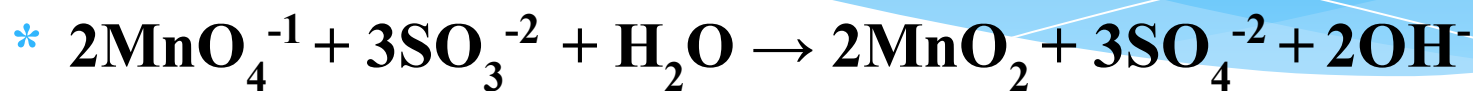
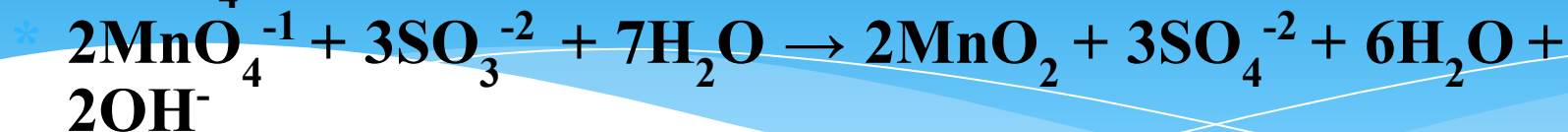
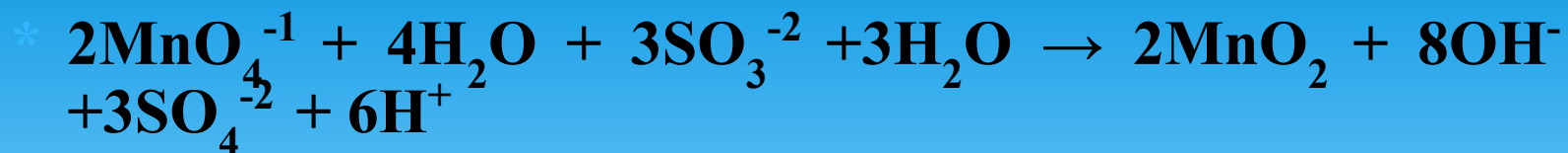
*** Итак, в щелочной среде каждая недостающая частица кислорода (O^{2-}) берется из двух гидроксильных групп с образованием молекул воды, а каждая избыточная частица кислорода связывается с молекулой воды с образованием двух гидроксильных групп ($2OH^-$).**

*** Каждая избыточная частица водорода (H^+) связывается с гидроксильной группой с образованием молекул воды.**

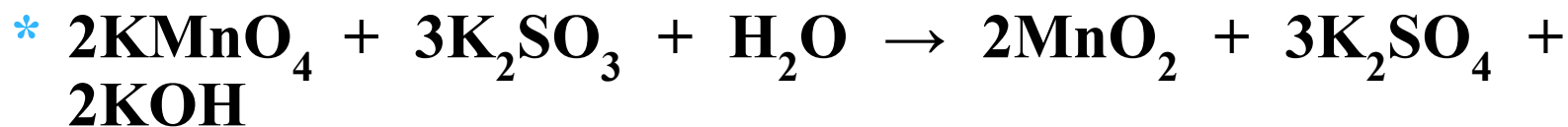
3) Нейтральная среда (НОН)

В нейтральной среде каждая избыточная частица кислорода взаимодействует с молекулой воды с образованием двух гидроксильных групп (2OH^-). Недостающая частица кислорода берется из воды с образованием двух ионов водорода (2H^+).





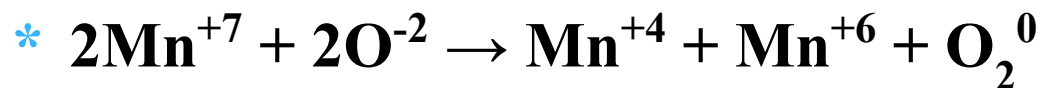
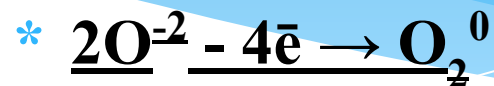
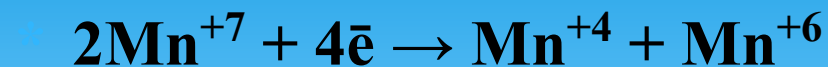
* $-8 = -8$ - проверка



* Итак, среда влияет на характер протекания реакции.

Реакции внутримолекулярного взаимодействия

- * $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{O}_2^0$
- * В одном и том же веществе находятся и окислитель и восстановитель, но эти функции выполняют разные атомы.
- * Уравняем реакцию методом электронного баланса, так как это реакция разложения кристаллического вещества:
- * $\text{Mn}^{+7} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{+4}$
- * $\text{Mn}^{+7} + 1\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{+6}$
- * $2\text{O}^{-2} - 4\bar{e} \rightarrow \text{O}_2^0$



* +10 = +10 – проверка

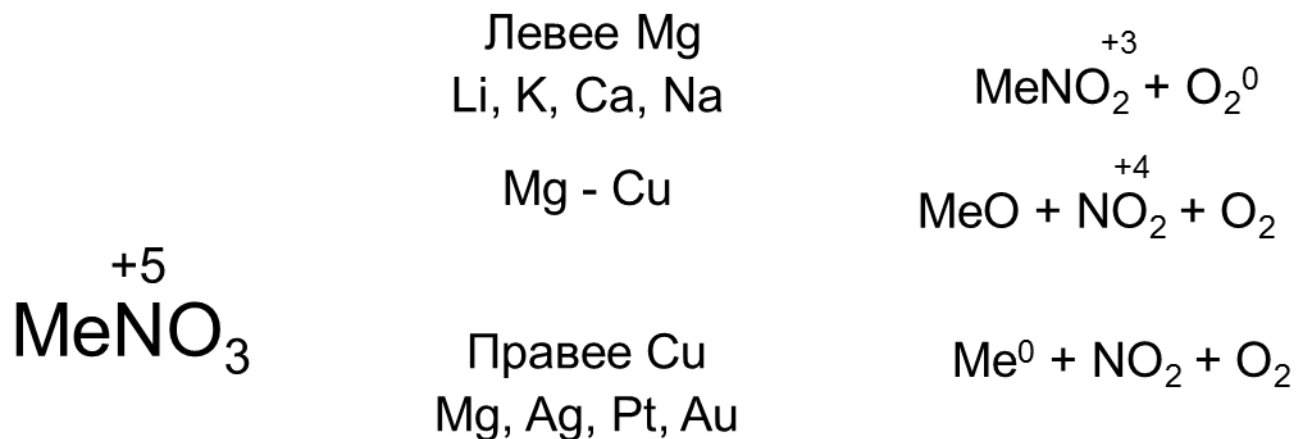


Реакции диспропорционирования

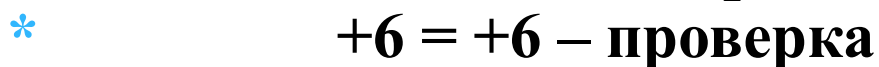
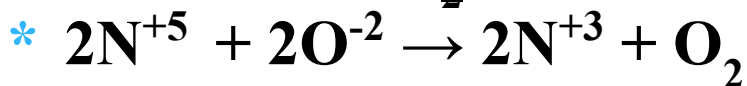
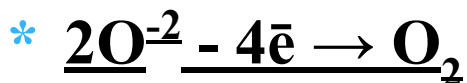
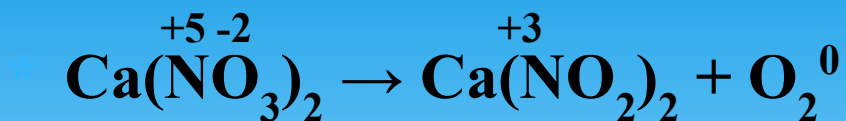
- * В одном и том же веществе окислитель и восстановитель, но эти функции несут одинаковые атомы с одинаковыми зарядами.
- * Пример: $\text{Cl}_2^0 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl}^{-1} + \text{HClO}$
- * Реакции идут в растворе, уравниваем **методом полуреакций**:
- * $\text{Cl}^0 \rightarrow \text{Cl}^{-1}$
- * $\text{Cl}^0 \rightarrow \text{ClO}^{-1}$
- * $\text{Cl}^0 + \bar{e} \rightarrow \text{Cl}^{-1}$
- * $\text{Cl}_2^0 + \text{H}_2\text{O} - \bar{e} \rightarrow \text{ClO}^{-1} + 2\text{H}^+$
- * $\text{Cl}_2^0 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^{-1} + \text{ClO}^{-1} + 2\text{H}^+$
- * $0 = 0$
- * Конечное уравнение:
- * $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HCl} + \text{HClO}$

* К окислительно-восстановительным реакциям относятся реакции разложения нитратов (соли азотной кислоты).

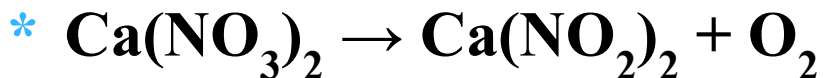
* Соли азотной кислоты при нагревании разлагаются, продукты разложения зависят от солеобразующего металла в ряду стандартных электронных потенциалов:



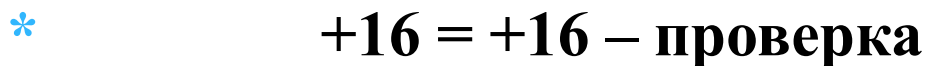
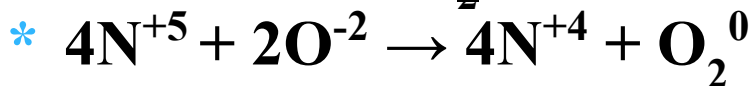
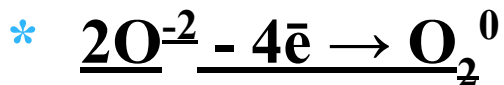
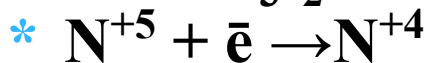
* **Пример: Разложение нитрата кальция**



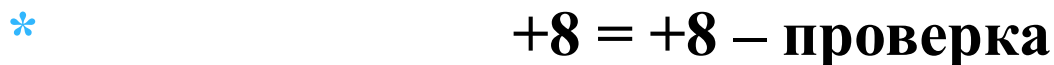
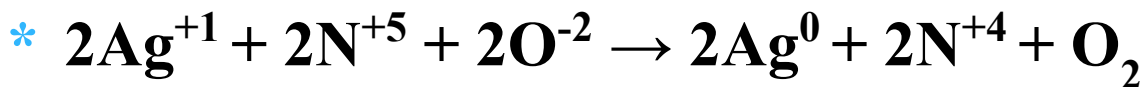
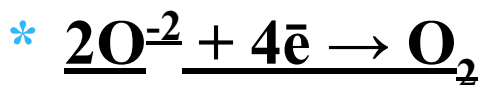
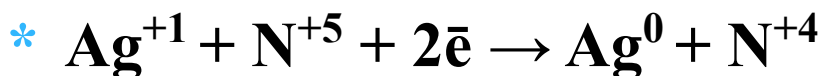
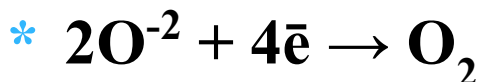
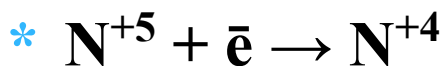
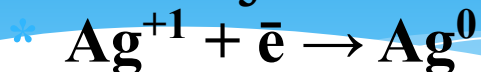
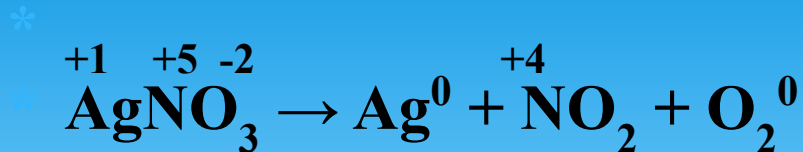
* **Конечное уравнение:**



* **Разложение нитрата цинка:**



* Разложение нитрата серебра:



* **Разложение при нагревании (термолиз) – важное свойство солей азотной кислоты.**

**Фотосинтез - это единственно важный
первичный источник энергии для всего живого**



Горение топлива

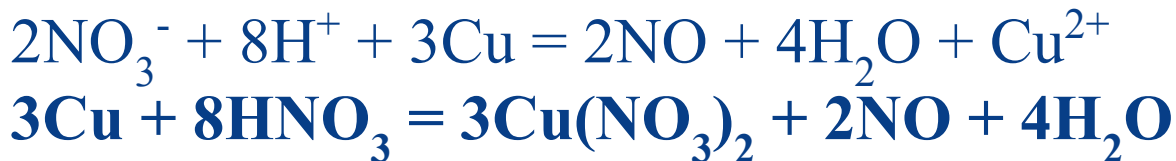
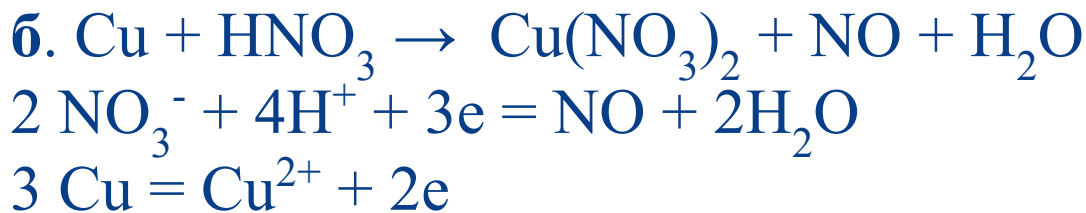
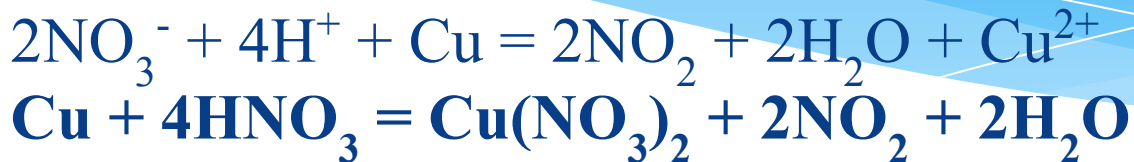
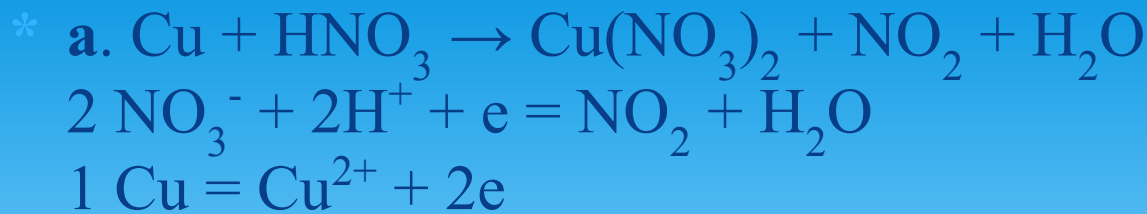


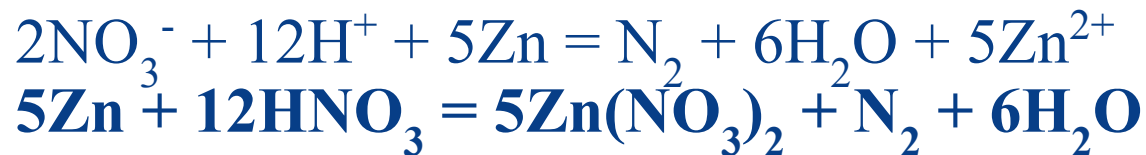
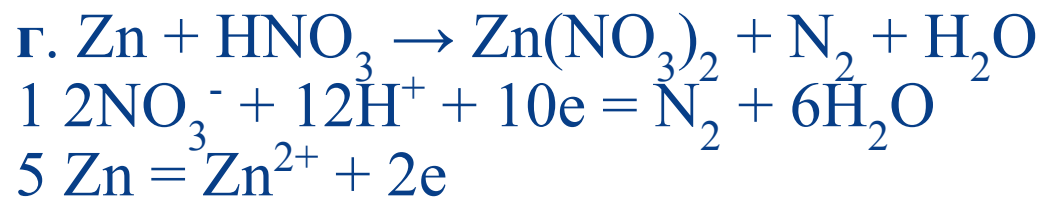
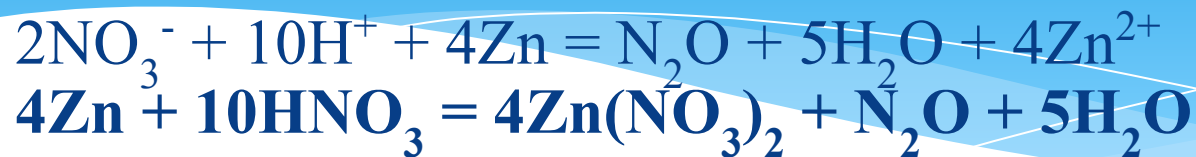
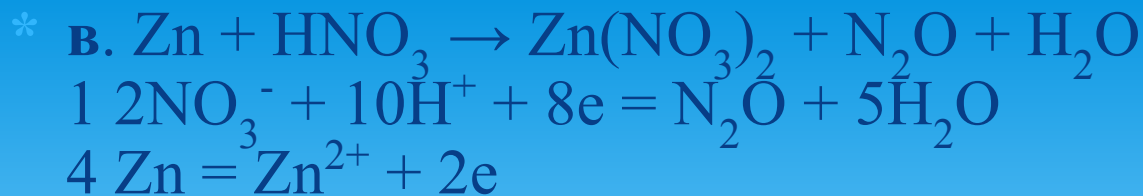
Получение металлов

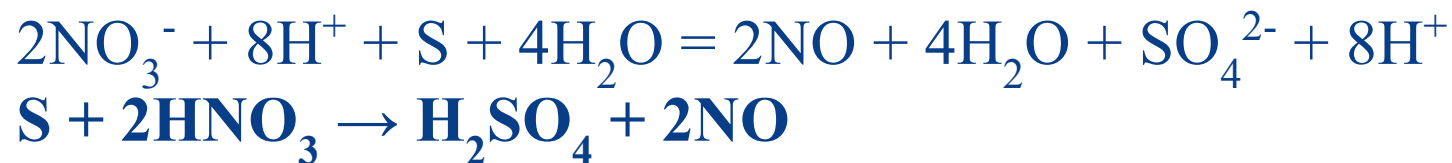
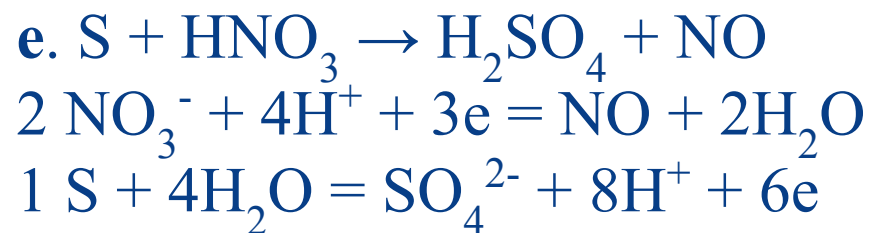
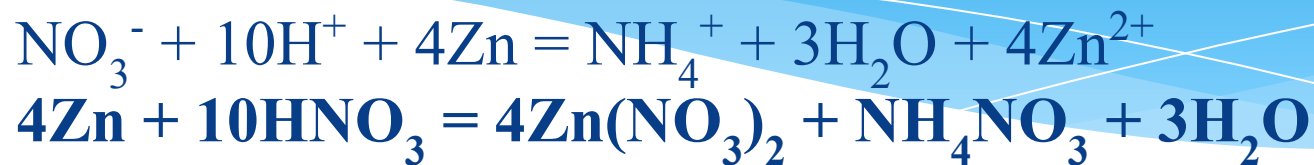
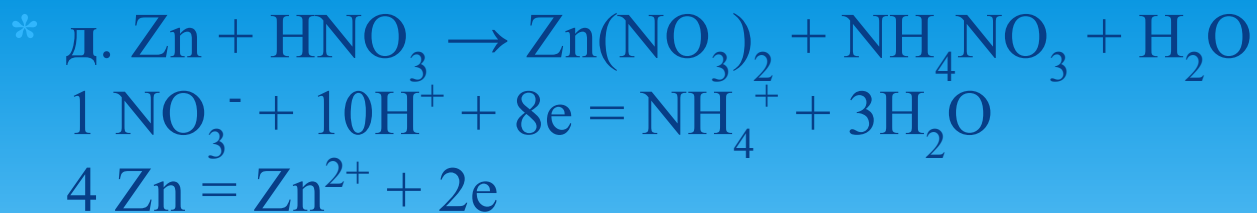


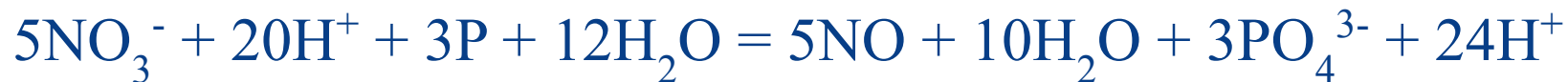
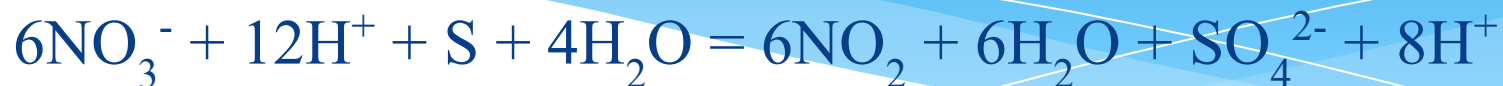
Коррозия металлов

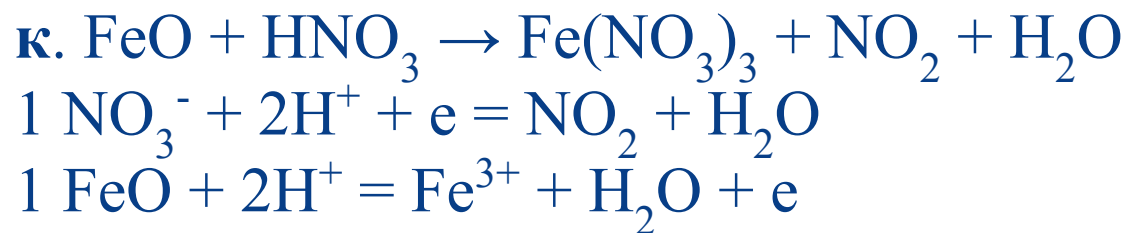
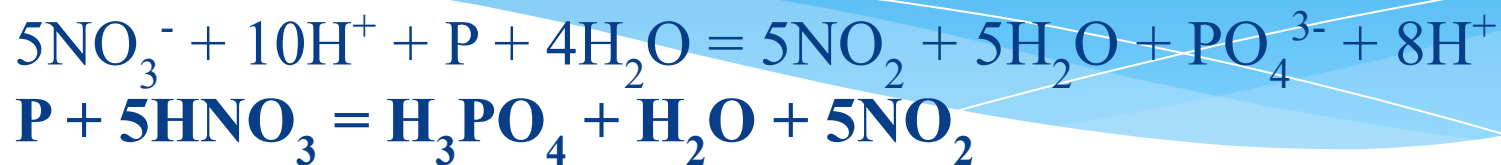
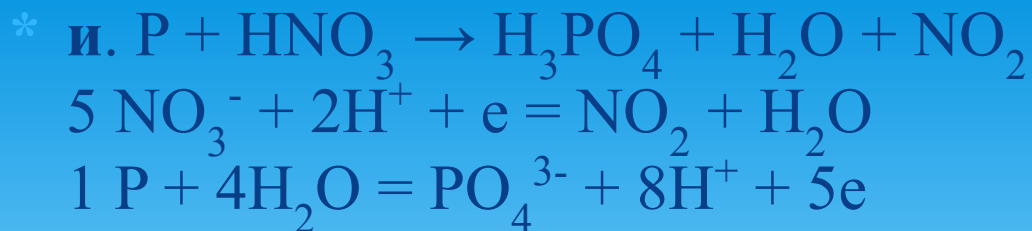












* -----

