

# Окислительно- восстановительные реакции

# Понятие о окислительно - восстановительных реакциях

Это реакции в ходе которых происходит изменение степеней окисления атомов , образующих вещества

# Степень окисления

- Условный заряд атомов химического элемента в соединении , вычисленный из предположения, что соединение состоит только из простых ионов
- Или же что все ковалентные полярные связи поляризованы в ионы

# Расчет степени окисления для неорганических веществ

- 1. Степень окисления атомов в простом веществе равна нулю.
- Простое вещество — это вещество которое образованно из атомов одного химического элемента
- $S^0$ ,  $Cu^0$ ,  $Br_2^0$ ,  $O_3^0$ ,  $P_4^0$

# Расчет степени окисления для неорганических веществ

- 2. в бинарных соединениях отрицательную степень окисления проявляет атом более электроотрицательного элемента
- Электроотрицательность – свойство атомов химического элемента оттягивать на себя общую электронную пару (самый электроотрицательный фтор, самый неэлектронный водород)
- $\text{Ca}_3^{+2}\text{N}_2^{-3}$ ,  $\text{C}^{+4}\text{S}_2^{-2}$ ,  $\text{I}^{+1}\text{Cl}^{-1}$

# Расчет степени окисления для неорганических веществ

- 3. сумма степеней окисления всех атомов в молекуле (формульной единице) равна нулю, а в ионе заряду иона

ИННОВАЦИОННАЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНАЯ ПРОГРАММА



## Примеры расчета степени окисления

Расчет с. о. марганца в манганате калия  $K_2MnO_4$

Степень окисления

калия равна +1  
кислорода равна -2  
марганца равна  $x$



$$\begin{aligned} 2(+1) + x + 4(-2) &= 0 \\ x &= 6 \\ \text{с.о. марганца} &+6 \end{aligned}$$

Расчет с. о. хрома в дихромат-ионе  $Cr_2O_7^{2-}$

Степень окисления

кислорода равна -2  
хрома равна  $x$



$$\begin{aligned} 2x + 7(-2) &= -2 \\ x &= 6 \\ \text{с.о. хрома} &+6 \end{aligned}$$

# Расчет степени окисления для неорганических веществ

- 4. степени окисления атомов в кислотном остатке для кислоты и ее солей одинаковы

5.

гдзплюс.ру

| Формула соли   | Степени окисления элементов              |
|----------------|------------------------------------------|
| $Na_2SO_4$     | $Na_2^+(S^{6+}O_4^{2-})^{2-}$            |
| $K_2SO_3$      | $K_2^+(S^{4+}O_3^{2-})^{2-}$             |
| $Fe(NO_3)_3$   | $Fe^{3+}(N^{5+}O_3^{2-})_3^-$            |
| $Fe(NO_2)_2$   | $Fe^{2+}(N^{3+}O_2^{2-})_2^-$            |
| $Mg(HCO_3)_2$  | $Mg^{2+}(H^+(C^{4+}O_3^{2-})^{2-})_2^-$  |
| $Ca_3(PO_4)_2$ | $Ca_3^{2+}(P^{5+}O_4^{2-})_2^{3-}$       |
| $NaHSO_4$      | $Na^+H^+(S^{6+}O_4^{2-})^{2-}$           |
| $CuOHNO_3$     | $Cu^{2+}(O^{2-}H^+)^-(N^{5+}O_3^{2-})^-$ |

# Расчет степени окисления для неорганических веществ

- 5. для простых ионов их заряд совпадает со степенью окисления атома.
- Например :  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  заряд иона +3, степень окисления +3
- Степень окисления атома в сложном веществе может быть нулевой:  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$

- 1) Степень окисления простых веществ равна нулю  
Например:  $S^0$ ,  $H^0_2$ ,  $Cl^0_2$ ,  $O^0_2$ ,  $Na^0$ .
- 2) Максимальная (высшая) степень окисления равна **+ номер группы** (элемент на первом месте)  
Например:  $P_2^{+5}O_5$ ,  $S^{+6}F_6$ .  
Если степень окисления переменная – будет указано в скобках.
- 3) Минимальная степень окисления равна - (**8 - номер группы**) (элемент на втором месте)  
Например:  $SCl_2^{-1}$ ,  $Li_3P^{-3}$ .
- 4) Постоянные степени окисления:
  - a)  $H^{+1}$  (кроме гидридов активных металлов, например:  $Na^{+1}H^{-1}$ )
  - b)  $O^{-2}$  (кроме  $O^{+2}F_2$ ,  $H_2O_2^{-1}$ , пероксидов металлов)
  - c)  $F^{-1}$
  - d) металлы первой группы (кроме Cu, Au) – степень окисления **+1**
  - e) металлы второй группы (кроме Hg) – степень окисления **+2**
  - f) В и металлы третьей группы – степень окисления **+3**

# Процессы окисления и восстановления

- Процесс когда один атом или ион химического элемента отдает электроны называется окислением, так как элемент повышает свою степень окисления, при этом он играет роль восстановителя
- Процесс принятия электронов принято называть восстановлением, элемент восстанавливается и понижает свою степень окисления, являясь для второго участника процесса окислителем

Окисление (атом или ион отдает электроны, повышает степень окисления  $\omega$ )



Прямая помогает какое количество электронов теряет или принимает электрон

# Важнейшие восстановители и окислители

| Восстановители                                                                                      | Окислители                                           |
|-----------------------------------------------------------------------------------------------------|------------------------------------------------------|
| Металлы                                                                                             | Галогены                                             |
| водород                                                                                             | Перманганат калия( $\text{KMnO}_4$ )                 |
| уголь                                                                                               | манганат калия ( $\text{K}_2\text{MnO}_4$ )          |
| Оксись углерода (II) ( $\text{CO}$ )                                                                | оксид марганца (IV) ( $\text{MnO}_2$ )               |
| Сероводород ( $\text{H}_2\text{S}$ )                                                                | Дихромат калия ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) |
| оксид серы (IV) ( $\text{SO}_2$ )                                                                   | хромат калия ( $\text{K}_2\text{CrO}_4$ )            |
| сернистая кислота $\text{H}_2\text{SO}_3$ и ее соли                                                 | Азотная кислота ( $\text{HNO}_3$ )                   |
| Галогеноводородные кислоты и их соли                                                                | Серная кислота ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) конц      |
| Катионы металлов в низших степенях окисления: $\text{SnCl}_2$ , $\text{FeCl}_2$ , $\text{MnSO}_4$ , | Оксид меди(II) ( $\text{CuO}$ )                      |
| $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$                                                                        | оксид свинца(IV) ( $\text{PbO}_2$ )                  |
| Азотистая кислота $\text{HNO}_2$                                                                    | оксид серебра ( $\text{Ag}_2\text{O}$ )              |
| аммиак $\text{NH}_3$                                                                                | пероксид водорода ( $\text{H}_2\text{O}_2$ )         |
| гидразин $\text{NH}_2\text{NH}_2$                                                                   | Хлорид железа(III) ( $\text{FeCl}_3$ )               |
| оксид азота(II) ( $\text{NO}$ )                                                                     | Бертолле́това соль ( $\text{KClO}_3$ )               |
| Катод при электролизе                                                                               | Анод при электролизе                                 |



# Дуализм

- Многие вещества способны проявлять в зависимости от условий как восстановительные так и окислительные свойства.
- ПРИЧИНЫ:
  - 1. в состав молекулы входят вещества как окислителя так и восстановителя (HCl с магнием и с перманганатом калия)
  - 2. вещество может содержать химический элемент в промежуточной степени окисления(окисление оксида серы 4 до оксида серы 6)
- НАПИШИТЕ УРАВНЕНИЯ ЭТИХ РЕАКЦИЙ

# Методы составления уравнений ОВР-реакций

1. метод  
электронного  
баланса

2. метод  
ионно-  
электронного  
баланса

**Электронный баланс** - метод нахождения коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций, при котором рассматривается обмен электронами между атомами элементов, изменяющих свою степень окисления. Число электронов, отданных восстановителем, равно числу электронов, принятых окислителем.



## Алгоритм составления ОВР методом электронного баланса.

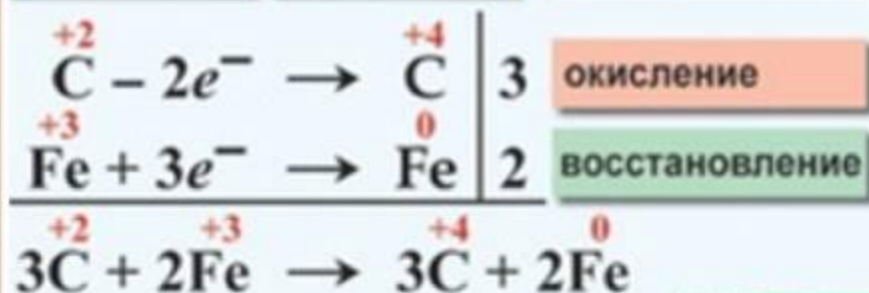
1. Записать формулы исходных веществ и продуктов реакции и указать степени окисления элементов.
2. Подчеркнуть знаки химических элементов, изменивших свои степени окисления в процессе реакции.
3. Составить схему электронного баланса, определить процессы окисления и восстановления. Найти НОК для числа отданных и принятых электронов и коэффициенты при окислителе и восстановителе.
4. Расставим коэффициенты перед формулами веществ в уравнении реакции.
5. Проверим правильность составления уравнения, сверяя число атомов каждого элемента в левой и правой частях уравнения.

## ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

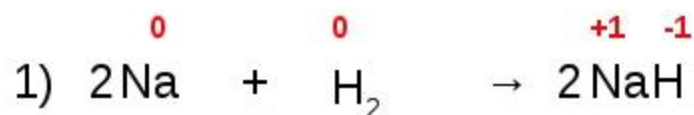


1. Отдает электроны  
2. Повышает степень окисления  
3. Окисляется

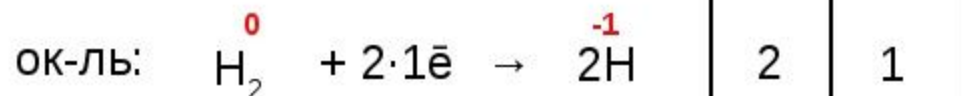
1. Принимает электроны  
2. Понижает степень окисления  
3. Восстанавливается



# Метод электронного баланса



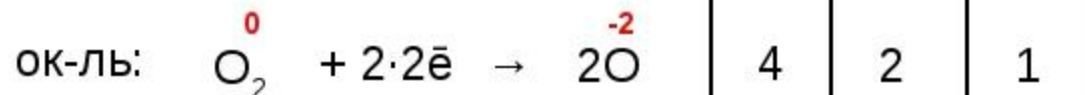
окисление



восстановление



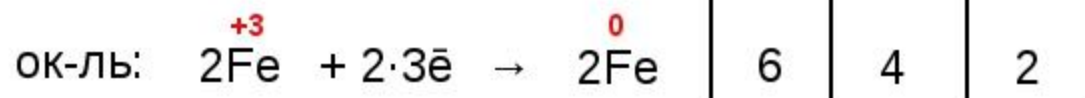
окисление



восстановление



окисление



восстановление

# Недостатки метода электронного баланса

- 1. условная запись отдельных атомов в различных степенях окисления, хотя к самостоятельному существованию они не способны, а могут существовать только в составе сложных ионов или молекул
- 2. сложность в написании схемы окр-реакции, если дана только левая часть
- 3. реакции протекают в водных растворах с участием сильных электролитов поэтому переход электронов осуществляется между ионами, что метод баланса не отражает

# Метод электронно-ионного баланса

- Метод электронно-ионного баланса или метод полуреакций имеет отличие в том, что составляют два уравнения, используя молекулы или ионы, в состав которых входят окислитель, восстановитель и продукты реакции.
- Пример, взаимодействие магния с концентрированной серной кислотой

- Преимущество метода ионно-электронного баланса состоит также в том, что с его помощью легко можно расставить все стехиометрические коэффициенты в полном уравнении окислительно-восстановительной реакции.
- Однако у метода полуреакций есть свои ограничения, которые надо обязательно учитывать: *метод полуреакций не применяют для расстановки коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях, протекающих в не водной среде.*

- В методе полуреакций при составлении уравнений ОВР следует придерживаться той же формы записи, что и для уравнений реакций ионного обмена, а именно: в виде ионов записывают формулы сильных электролитов (сильных кислот, щелочей, растворимых средних солей); в молекулярной форме записывают формулы малорастворимых, малодиссоциирующих и газообразных соединений.
- Используя метод полуреакций, практически всегда приходится сталкиваться с необходимостью уравнивать число атомов кислорода в левой и правой части схемы полуреакции. В зависимости от среды – кислой, нейтральной или щелочной – при уравнивании числа атомов кислорода нужно учитывать следующие правила:

- *В кислых средах избыток кислорода в исходных веществах по сравнению с продуктами связывается ионами водорода с образованием молекул воды*



*В нейтральных и щелочных средах избыток кислорода связывается молекулами воды с образованием гидроксид-ионов*

*При недостатке кислорода в щелочной среде присоединение кислорода происходит за счет гидроксид-ионов с образованием молекул воды*

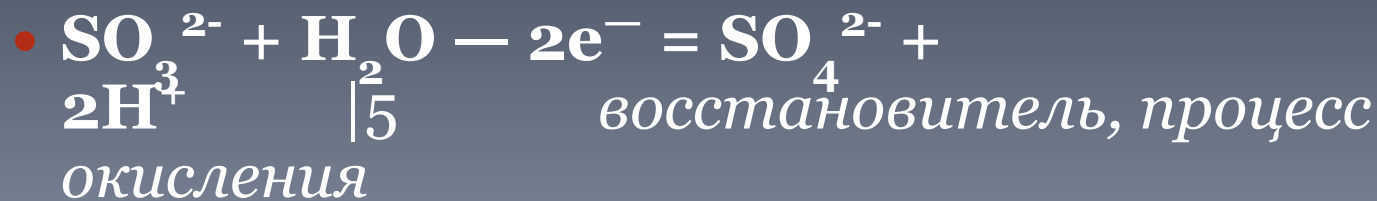
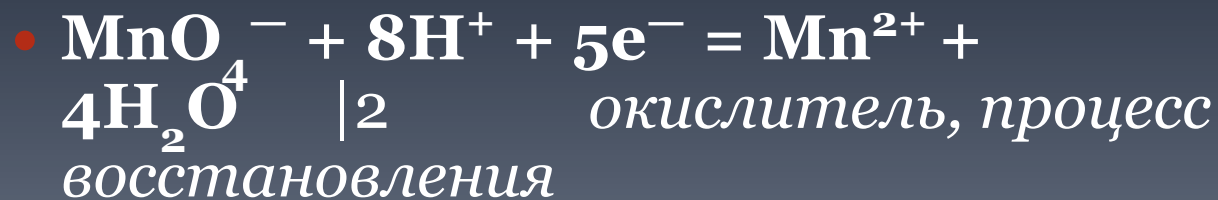
- **1) Составить схему реакции:**
- Записать исходные вещества и продукты реакции:
- $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- **2) Записать уравнение в ионном виде**
- В уравнении сократим те ионы, которые не принимают участие в процессе окисления-восстановления:
- $\text{SO}_3^{2-} + \text{MnO}_4^- + 2\text{H}^+ = \text{Mn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
- **3) Определить окислитель и восстановитель и составить полуреакции процессов восстановления и окисления.**
- В приведенной реакции **окислитель** —  $\text{MnO}_4^-$  принимает 5 электронов восстанавливаясь в кислой среде до  $\text{Mn}^{2+}$ . При этом освобождается кислород, входящий в состав  $\text{MnO}_4^-$ , который, соединяясь с  $\text{H}^+$  образует воду:
- $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$

- **Восстановитель  $\text{SO}_3^{2-}$  — окисляется до  $\text{SO}_4^{2-}$ , отдав 2 электрона. Как видно образовавшийся ион  $\text{SO}_4^{2-}$  содержит больше кислорода, чем исходный  $\text{SO}_3^{2-}$ . Недостаток кислорода восполняется за счет молекул воды и в результате этого происходит выделение  $2\text{H}^+$ :**



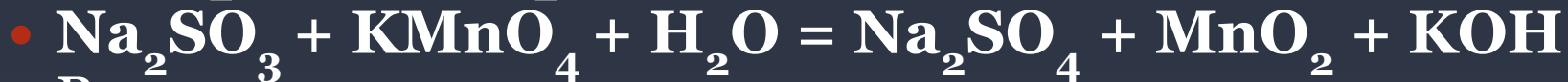
- **4) Найти коэффициенты для окислителя и восстановителя**

- Необходимо учесть, что окислитель присоединяет столько электронов, сколько отдает восстановитель в процессе окисления-восстановления:

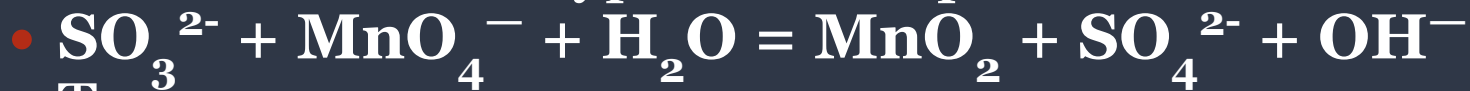


- **5) Просуммировать обе полуреакции**
- Предварительно умножая на найденные коэффициенты, получаем:
- $$2\text{MnO}_4^- + 16\text{H}^+ + 5\text{SO}_3^{2-} + 5\text{H}_2\text{O} = 2\text{Mn}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O} + 5\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+$$
- Сократив подобные члены, находим ионное уравнение:
- $$2\text{MnO}_4^- + 5\text{SO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ = 2\text{Mn}^{2+} + 5\text{SO}_4^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$$
- **6) Записать молекулярное уравнение**
- Молекулярное уравнение имеет следующий вид:
- $$5\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{KMnO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 5\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$$

- Далее рассмотрим пример составления уравнения реакции между **сульфитом натрия и перманганатом калия в нейтральной среде.**



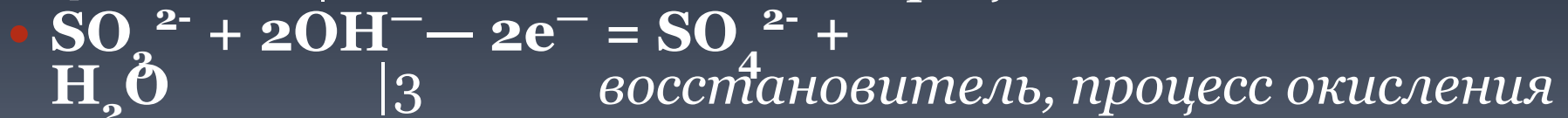
- В **ионном виде** уравнение принимает вид:



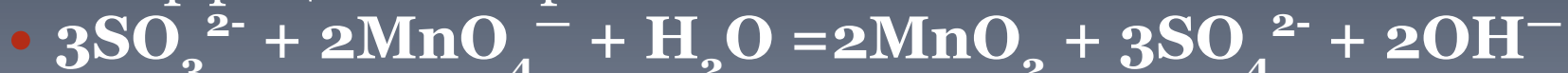
- Также, как и предыдущем примере, окислителем является  $\text{MnO}_4^-$ , а восстановителем  $\text{SO}_3^{2-}$ .

- В нейтральной и слабощелочной среде  $\text{MnO}_4^-$  принимает 3 электрона и восстанавливается до  $\text{MnO}_2$ .  $\text{SO}_3^{2-}$  — окисляется до  $\text{SO}_4^{2-}$ , отдав 2 электрона.

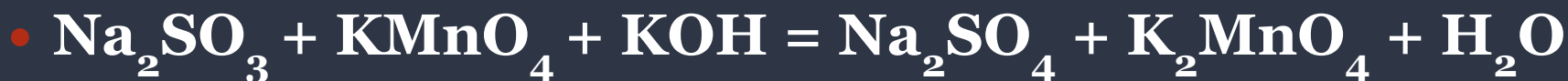
- **Полуреакции** имеют следующий вид:



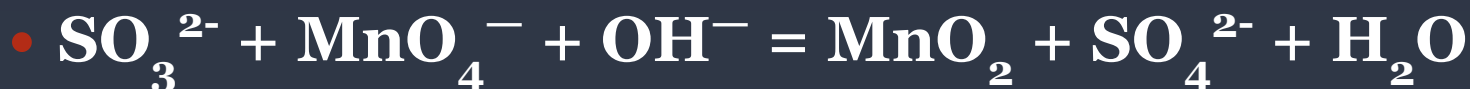
- Запишем ионное и молекулярное уравнения, учитывая коэффициенты при окислителе и восстановителе:



• Составление уравнения реакции между сульфитом натрия и перманганатом калия в щелочной среде.

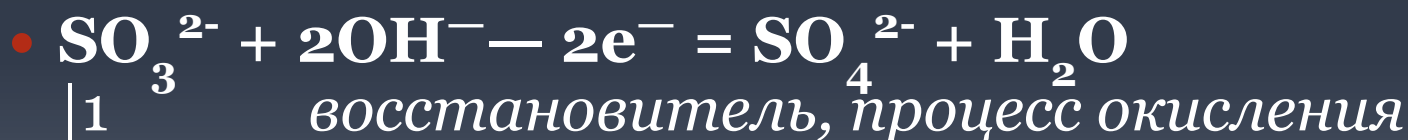


• В ионном виде уравнение принимает вид:

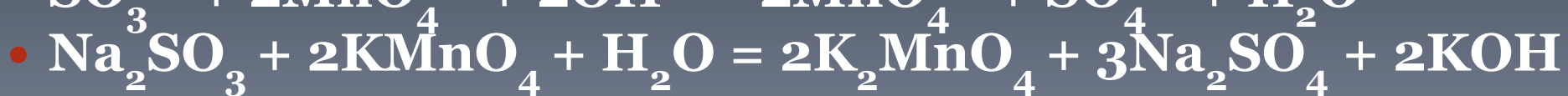
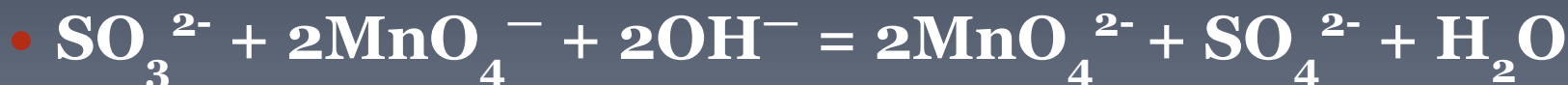


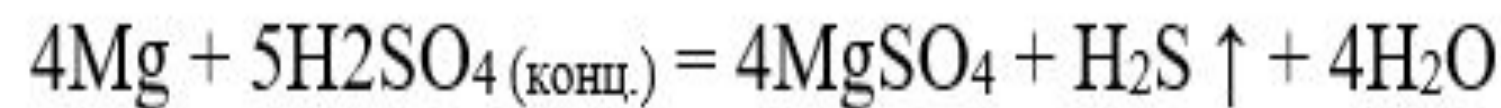
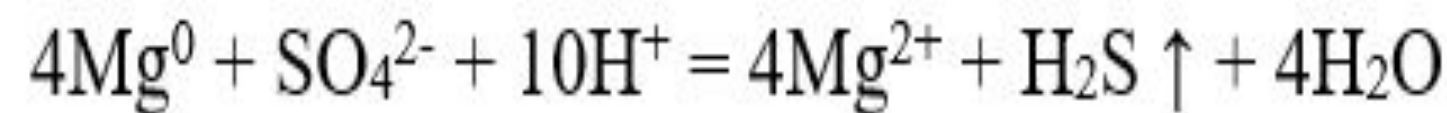
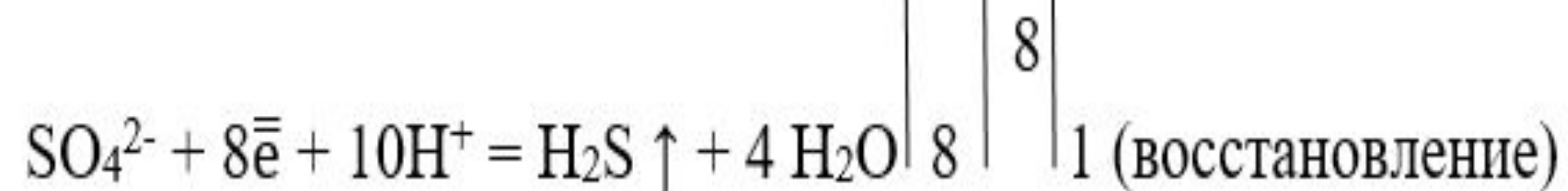
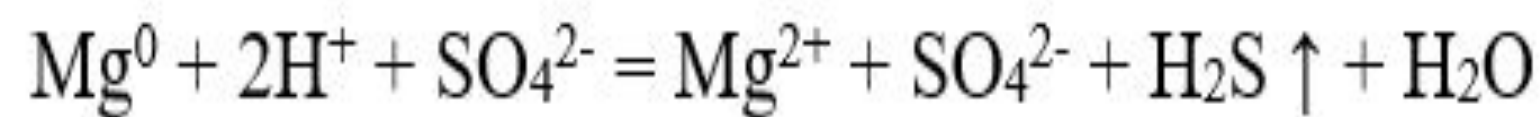
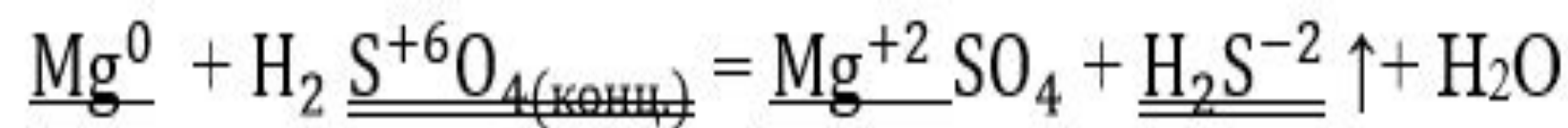
• В щелочной среде окислитель  $\text{MnO}_4^-$  принимает 1 электрон и восстанавливается до  $\text{MnO}_4^{2-}$ . Восстановитель  $\text{SO}_3^{2-}$  — окисляется до  $\text{SO}_4^{2-}$ , отдав 2 электрона.

• Полуреакции имеют следующий вид:



• Запишем ионное и молекулярное уравнения, учитывая коэффициенты при окислителе и восстановителе:





Mg – восстановитель, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> – окислитель.