

# Повторение 5.

## Классификация химических реакций

### Окислительно- восстановительные реакции



# Окислители-восстановители

## окисление - восстановление

- **Окисление** – процесс отдачи электронов атомом.
- **Восстановление** – процесс присоединения электронов атомом.
- **Окислитель** – принимает электроны, понижает свою степень окисления – восстанавливается.
- **Восстановитель** – отдает электроны, повышает свою степень окисления – окисляется.

**KMnO<sub>4</sub> CO (Mn) = +7 (высшая) -  
Окислитель**



**H<sub>2</sub>S CO (S) = -2 (низшая) -**

**ВОССТАНОВИТЕЛЬ**



1. Окислители, проявляющие окислительные свойства при повышенной или очень высокой температуре:

$\text{Cl}_2$ ,  $\text{F}_2$ ,  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{FeO}_4$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{NaBiO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{O}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{PbO}_2$ ,  $(\text{Pb}_2^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}})\text{O}_4$ .

2. Окислители, проявляющие окислительные свойства в кислотной среде (вещества расположены по уменьшению окислительной способности):

$\text{F}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{O}_2$ ,  $\text{NiO}(\text{OH})$ ,  $(\text{Pb}_2^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}})\text{O}_4$ ,  $\text{O}_3$ ,  $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$ ,  $\text{K}_2\text{FeO}_4$ ,  $\text{NaBiO}_3$ ,  $\text{CoO}(\text{OH})$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{KBrO}_3$ ,  $\text{PbO}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{KNO}_2$ ,  $\text{KIO}_3$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{HNO}_3$ (конц.),  $\text{I}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.),  $\text{H}^+$ (разб.).

3. Окислители, проявляющие окислительные свойства в щелочной среде:

$\text{F}_2$ ,  $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{O}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{NaClO}$ ,  $\text{NaBrO}$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{I}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{PbO}_2$ ,  $(\text{Pb}_2^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}})\text{O}_4$ ,  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ .

4. Окислительные свойства проявляют кислородсодержащие соединения галогенов в кислотной среде:

$\text{HCl}^{+1}\text{O}$ , а также соли

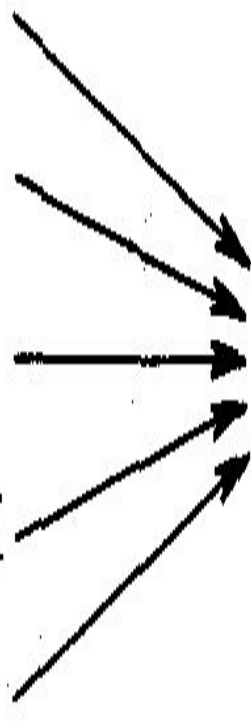
$\text{HCl}^{+3}\text{O}_2$ , а также соли

$\text{HCl}^{+5}\text{O}_3$ , а также соли

$\text{HBr}^{+5}\text{O}_3$ , а также соли

$\text{HCl}^{+7}\text{O}_4$ , а также соли

Однако  $2\text{HI}^{+5}\text{O}_3 + 10\text{e}^- \longrightarrow \text{I}_2^0$ .



$\Gamma^{-1}$ , например  
 $\text{HCl}^{-1}$ ,  $\text{HBr}^{-1}$ ,  $\text{KCl}^{-1}$ .

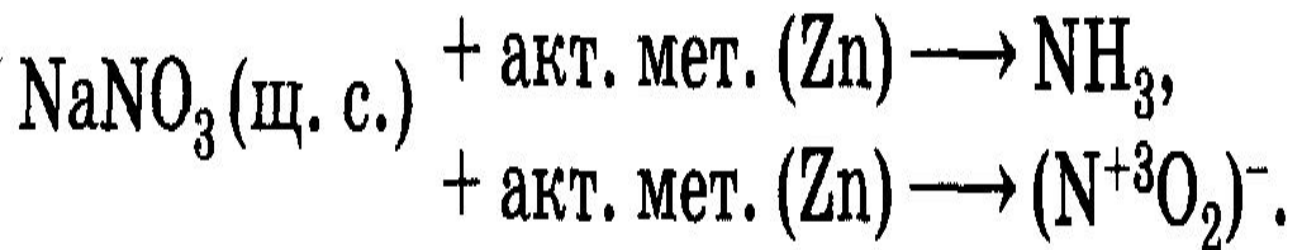
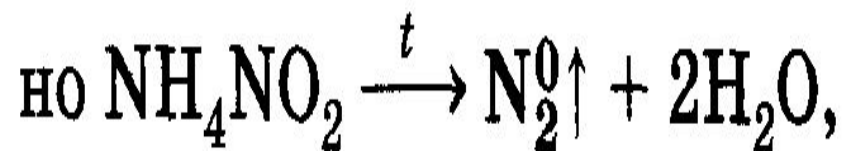
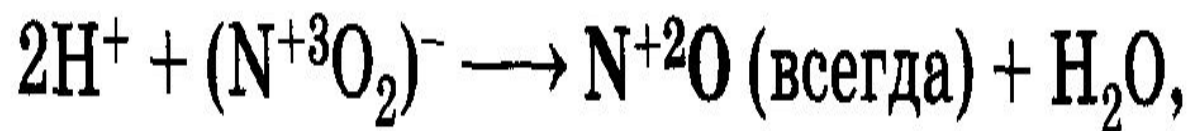
5. Окислительные свойства проявляет азотная кислота.

Разбавленная $\text{HNO}_3$	Продукты	$\text{HNO}_3$ концентрированная
Очень разб. (2—3%) Na, Al, Ca, Mg, Zn $\longrightarrow$	$\text{NH}_3, \text{NH}_4^+$	
Сред. разб., акт. мет. K, Ca, Mg, Zn, Al $\longrightarrow$	$\text{N}_2\text{O}, \text{N}_2$	
Сред. акт. мет. Fe, Cr, Ni, Bi $\longrightarrow$	$\text{NO}_2, \text{NO}, \text{N}_2\text{O}$	
Pb, Cu, Hg, Ag $\longrightarrow$	NO	
	NO	$\longleftarrow$ Ca, Mg, Zn, ( $\text{HNO}_3$ — 30%)
	$\text{NO}_2$	$\longleftarrow$ S, C, P, $\text{I}_2$ , B, Sb, Sn, Pb, Cu, Hg, Ag (Al, t)

Не реагируют на холоде: Al, Cr, Ni, Fe.

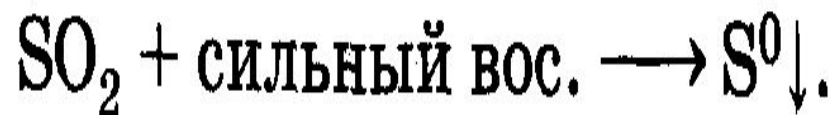
Пассивируются: Au, Pt, Os, Ir.

6. Окислительные свойства проявляет азотистая кислота, а также нитриты и нитраты:



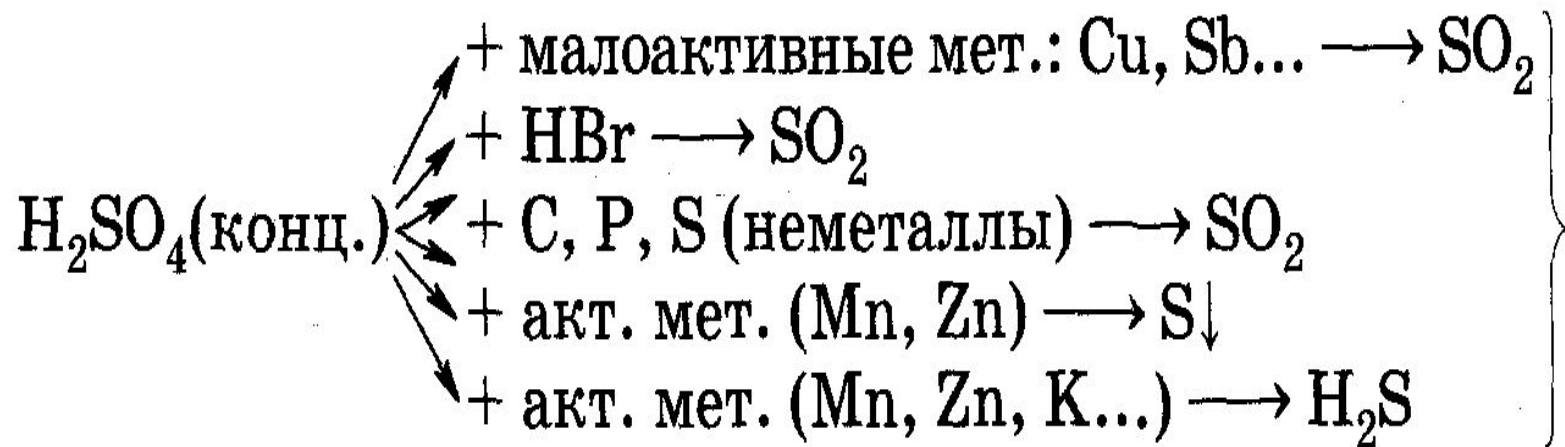
7. Окислительные свойства проявляет оксид серы (IV)

$\text{SO}_2$ :



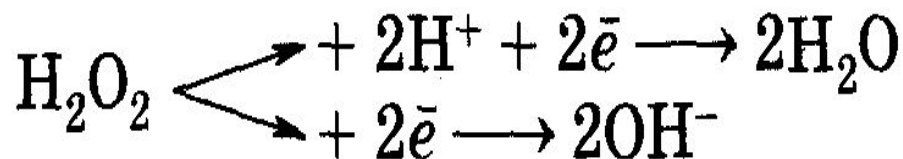


8. Окислительные свойства проявляет концентрированная серная кислота:



могут образоваться одновременно в разных соотношениях.

9. Окислительные свойства проявляет пероксид водорода:



## Восстановители — доноры электронов

1. Вещества, проявляющие восстановительные свойства при повышенной или очень высокой температуре, например при сплавлении твердых веществ:

Al, C(кокс), CO, Ca, H<sub>2</sub>, K, Mg, Na, S, Si, Se.

2. Восстановители в кислотной среде (вещества расположены в порядке уменьшения восстановительной способности):

Ca, Na, Mg, CaH<sub>2</sub>, H(атомарный), (NH<sub>3</sub>OH)Cl, Al, Zn, H<sub>3</sub>PO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>3</sub>, (N<sub>2</sub>H<sub>5</sub>)Cl, Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>, TiCl<sub>3</sub>, H[SnCl<sub>3</sub>], H<sub>2</sub>S, SO<sub>2</sub>, C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH, H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, KI, FeSO<sub>4</sub>, KNO<sub>2</sub>, HCl(конц.).

3. Восстановители в щелочной среде:

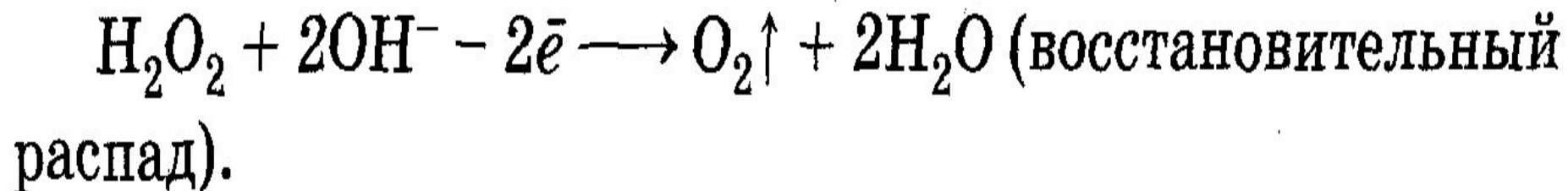
NH<sub>2</sub>OH(конц.), Ca, H(атомарный), Mg, Li[AlH<sub>4</sub>], Al, CaH<sub>2</sub>, Na(PH<sub>2</sub>O<sub>2</sub>), SO<sub>2</sub>, Na<sub>2</sub>(PHO<sub>3</sub>), Zn, N<sub>2</sub>H<sub>4</sub>(конц.), Na[Sn(OH)<sub>3</sub>], Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>, Na<sub>2</sub>S.

**5. Восстановительные свойства проявляют соединения неметаллов.**

<b>Бинарные соединения</b>	<b>Увеличивается восстановительная активность</b> —————→
<b>Водородные соединения неметаллов</b>	$\text{H}_2\text{S}, \text{H}_2\text{Se}, \text{H}_2\text{Te}$
<b>Галогеноводородные кислоты</b>	$\text{HCl}, \text{HBr}, \text{HI}$
<b>Гидриды</b>	$\text{LiH}, \text{NaH}, \text{KH}, \text{RbH}$
<b>Сульфиды</b>	$\text{Li}_2\text{S}, \text{Na}_2\text{S}, \text{K}_2\text{S}, \text{Rb}_2\text{S}$
<b>Нитриды</b>	$\text{Li}_3\text{N}, \text{Na}_3\text{N}, \text{K}_3\text{N}, \text{Rb}_3\text{N}$
<b>Фосфиды</b>	$\text{Li}_3\text{P}, \text{Na}_3\text{P}, \text{K}_3\text{P}, \text{Rb}_3\text{P}$
<b>Галогениды</b>	$\text{NaF}, \text{NaCl}, \text{NaBr}, \text{NaI}$

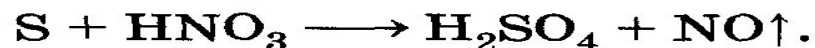
Аналогично — бориды, селениды, теллуриды, арсениды, силициды.

## 8. Восстановительные свойства пероксида водорода.



## Правила оформления уравнений ОВР, протекающих в кислотной среде

1. На первой строчке записывают схему реакции:



Определяют молекулы или ионы, которые участвуют в процессе окисления и восстановления.

В данном примере  $\text{NO}_3^-$  нитрат-ион — окислитель, а сера — восстановитель.

2. На второй и третьей строчках записывают в ионном виде полуреакции окисления и восстановления. Слабые электролиты, твердые и газообразные вещества записывают в молекулярном виде.

*1-я полуреакция:*  $\text{S}^0 \longrightarrow \text{SO}_4^{2-}$  — процесс окисления;

*2-я полуреакция:*  $\text{NO}_3^- \longrightarrow \text{NO}$  — процесс восстановления.

На основании закона сохранения массы и энергии при составлении уравнений полуреакций следует соблюдать баланс веществ и баланс зарядов.

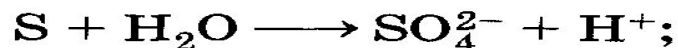
Для уравнивания числа атомов кислорода в 1-й полуреакции в ту часть, где он в избытке, добавляют столько катионов водорода  $\text{H}^+$ , чтобы, связавшись с атомами кислорода, образовались молекулы воды.

*1-я полуреакция.*  $\text{S}^0 \longrightarrow \text{SO}_4^{2-}$ :

а) добавляют  $\text{H}^+$  туда, где избыток кислорода:

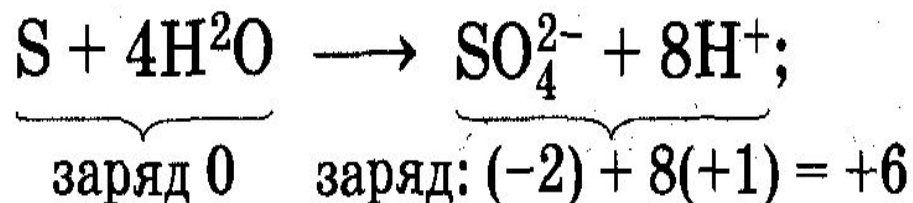


б) в противоположную часть добавляют  $\text{H}_2\text{O}$ :

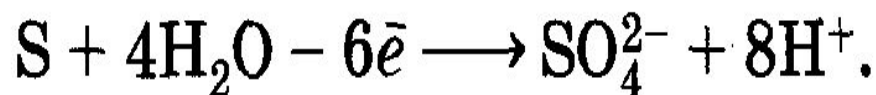


в) уравнивают кислород:  $\text{S} + 4\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{H}^+;$

г) уравнивают водород, подсчитывают заряды в полуреакциях:

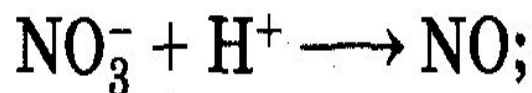


д) уравнивают заряд, для этого из левой части полуреакции отнимают 6 электронов:



*2-я полуреакция.  $\text{NO}_3^- \longrightarrow \text{NO}$ :*

а) добавляют  $\text{H}^+$  туда, где избыток кислорода:

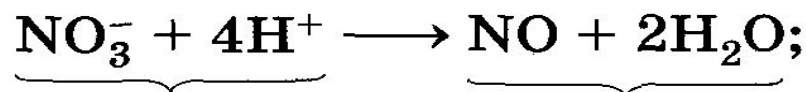


б) в противоположную часть добавляют  $\text{H}_2\text{O}$ :



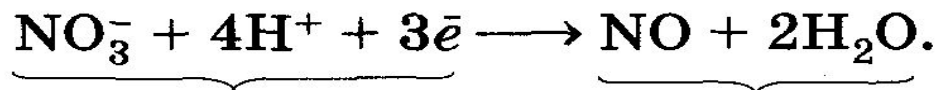
в) уравнивают кислород:  $\text{NO}_3^- + \text{H}^+ \longrightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$ ;

г) уравнивают водород, подсчитывают заряды в полуреакциях:



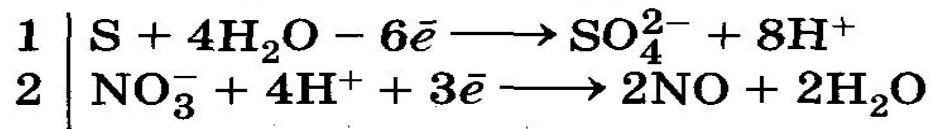
заряд  $(-1) + 4(+1) = +3$  заряд  $0$

д) для уравнивания зарядов в левую часть полуреакции добавляют 3 электрона:

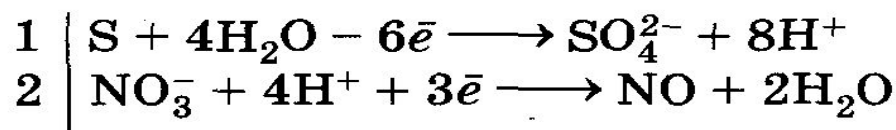


заряд  $(-1) + 4(+1) + (-3) = 0$  заряд  $0$

3. Балансируют (уравнивают) число отданных и принятых электронов в полуреакциях:



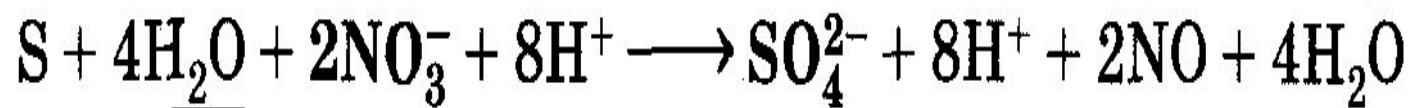
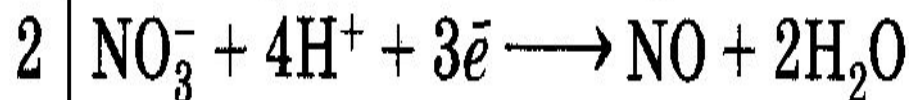
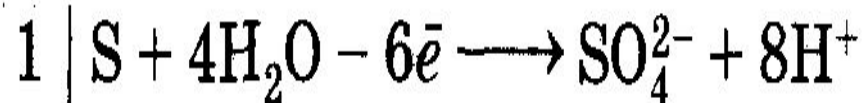
4. Суммируют сначала левые, а затем правые части полуреакций, не забывают предварительно умножить множитель на коэффициент, если он стоит перед формулой. Результат — суммарное ионное уравнение:



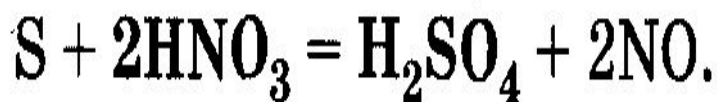
Подчеркивают и сокращают одинаковые ионы и молекулы. На следующем этапе добавляют недостающие ка-

тионы или анионы. Следует учесть, что количество добавляемых ионов в правую и левую части ионного уравнения должно быть одинаковым.

В рассматриваемом примере добавляют  $2\text{H}^+$  для  $2\text{NO}_3^-$  и  $2\text{H}^+$  для  $\text{SO}_4^{2-}$ , из них образуются  $2\text{HNO}_3$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :



Молекулярное уравнение:

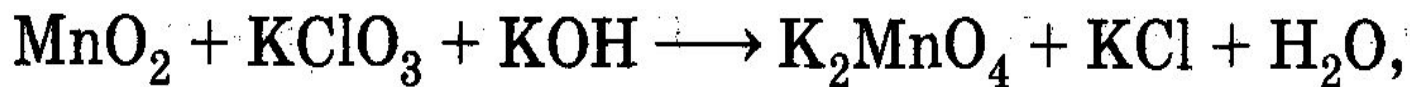




## Правила оформления уравнений ОВР, протекающих в щелочной среде

Чтобы уравнивать число атомов водорода и кислорода в уравнениях для щелочной среды, добавляют воду в ту часть полуреакции, где избыток кислорода, а в противоположную часть — удвоенное число гидроксид-ионов. Перед  $\text{H}_2\text{O}$  ставят коэффициент, показывающий разницу в числе атомов кислорода в левой и в правой частях полуреакции, а перед  $\text{OH}^-$  — его удвоенный коэффициент. Получается так, что восстановитель присоединяет кислород из гидроксид-ионов.

**ПРИМЕР.** Расставьте коэффициенты в уравнении реакции, схема которой

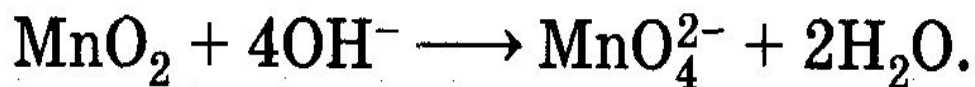


методом электронно-ионного баланса.

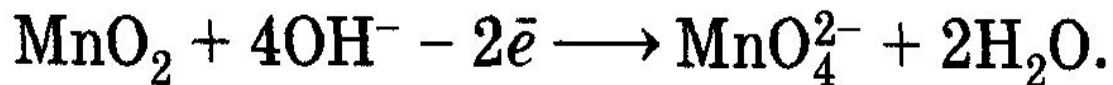
*1-я полуреакция.*  $\text{MnO}_2 \longrightarrow \text{MnO}_4^{2-}$ .

$\text{MnO}_2$  — восстановитель, он будет связывать гидроксид-ионы, в противоположную часть добавляют  $\text{H}_2\text{O}$ .

Так как в  $\text{MnO}_4^{2-}$  избыток кислорода, в эту часть полуреакции добавляют воду. Разница в числе атомов кислорода в полуреакции  $\text{MnO}_2 \longrightarrow \text{MnO}_4^{2-}$  равна 2, поэтому перед  $\text{H}_2\text{O}$  ставят коэффициент 2, а перед  $\text{OH}^-$  — удвоенный коэффициент — 4:

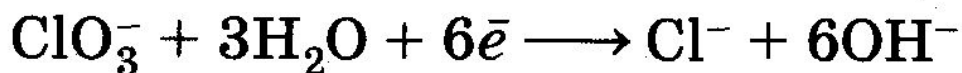


Уравнивают заряды. В левой части заряд  $-4$ , справа  $-2$ , поэтому из левой части полуреакции отнимают  $2\bar{e}$ :

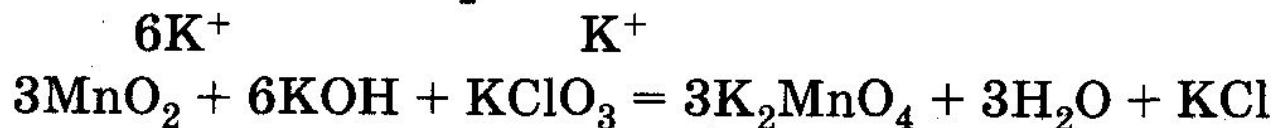
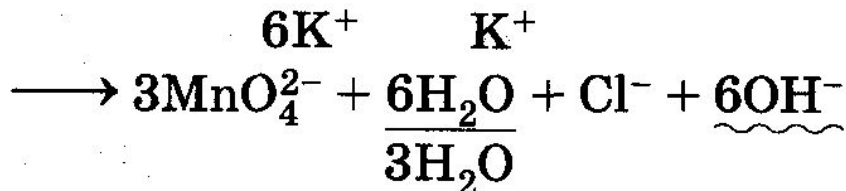
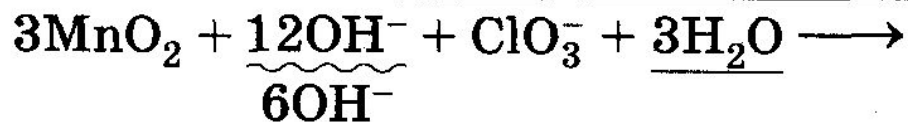
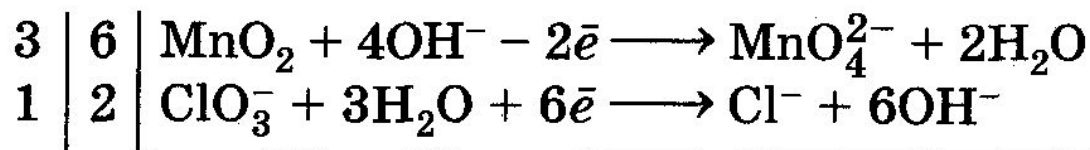


2-я полуреакция.  $\text{ClO}_3^- \longrightarrow \text{Cl}^-$ .

Во второй полуреакции  $\text{Cl}^-$  восстановитель, а  $\text{ClO}_3^-$  — окислитель. Избыток кислорода в окислителе. Разница в числе атомов кислорода равна 3, поэтому к иону  $\text{ClO}_3^-$  добавляют 3 молекулы воды, а к иону  $\text{Cl}^-$  —  $\text{OH}^-$  и перед ним ставят удвоенный коэффициент 6. Уравнивают заряды:



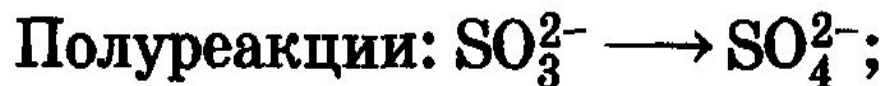
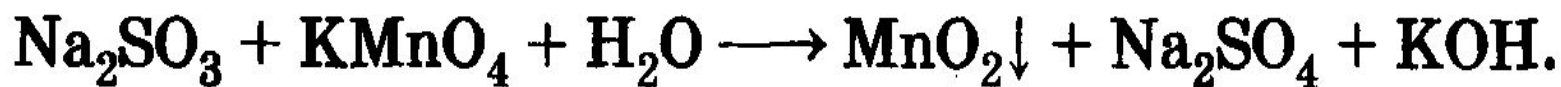
Далее:



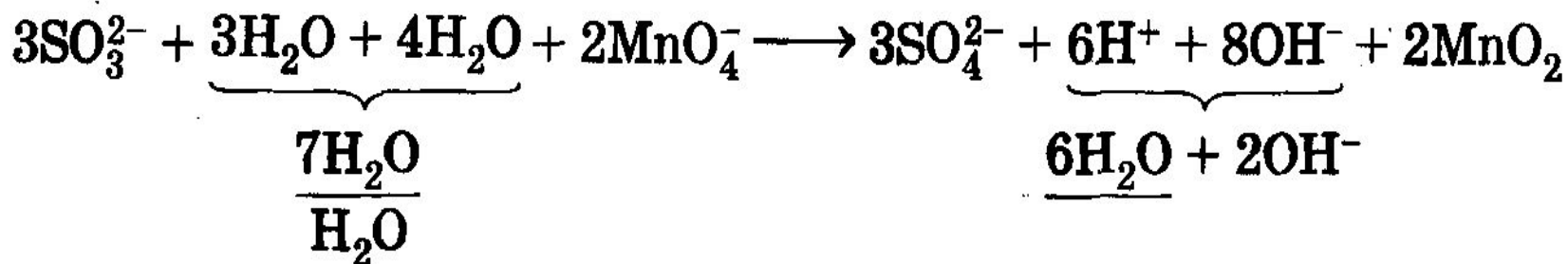
## Правила оформления уравнений ОВР, протекающих в нейтральной среде

Среду нейтральной считают условно. На самом деле вследствие гидролиза соли среда может быть слабокислотной ( $\text{pH} = 6\text{—}7$ ) или слабощелочной ( $\text{pH} = 7\text{—}8$ ), поэтому полуреакции можно оформлять двумя способами.

*Способ 1* — без учета гидролиза соли. Так как среда нейтральная, в левые части полуреакций добавляют воду и тогда одну полуреакцию оформляют как для кислотной среды (добавляется  $\text{H}_2\text{O} + \text{H}^+$ ), а другую — как для щелочной среды (добавляется  $\text{H}_2\text{O} + \text{OH}^-$ ). В качестве примера рассмотрим схему уравнения реакции 984:



В левые части добавляют воду:



В правой части появляется дополнительная запись:  $6\text{H}_2\text{O} + 2\text{OH}^-$ , кстати, она же и показывает, что реально эта реакция протекает в щелочной среде. Щелочную среду создают освободившиеся вследствие гидролиза соли  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  гидроксид-ионы:

