

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.

**KMnO₄ CO (Mn) = +7 (высшая) -
Окислитель**



H₂S CO (S) = -2 (низшая) -

ВОССТАНОВИТЕЛЬ



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

Cl_2 , F_2 , KClO_3 , K_2FeO_4 , KMnO_4 , KNO_3 , $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$, MnO_2 , NaBiO_3 , Na_2O_2 , O_2 , 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):

F_2 , Na_2O_2 , $\text{NiO}(\text{OH})$, $(\text{Pb}_2^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}})\text{O}_4$, O_3 , $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$, K_2FeO_4 , NaBiO_3 , $\text{CoO}(\text{OH})$, H_2O_2 , KMnO_4 , KBrO_3 , PbO_2 , Cl_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, MnO_2 , O_2 , KNO_2 , KIO_3 , Br_2 , HNO_3 (конц.), I_2 , H_2SO_4 (конц.), H^+ (разб.).

3. Окислители, проявляющие окислительные свойства в щелочной среде:

F_2 , $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$, Cl_2O_3 , Na_2O_2 , Br_2 , H_2O_2 , NaClO , NaBrO , KMnO_4 , I_2 , O_2 , PbO_2 , $(\text{Pb}_2^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}})\text{O}_4$, K_2CrO_4 , H_2O .

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

HCl^{+1}O , а также соли

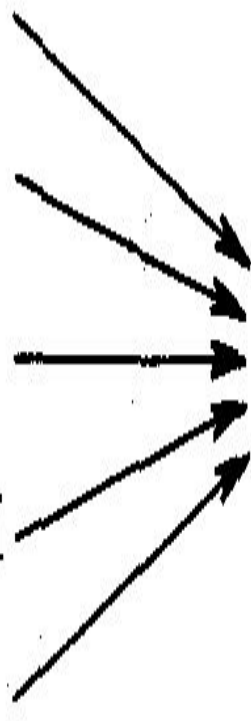
$\text{HCl}^{+3}\text{O}_2$, а также соли

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

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

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

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



Γ^{-1} , например
 HCl^{-1} , HBr^{-1} , KCl^{-1} .

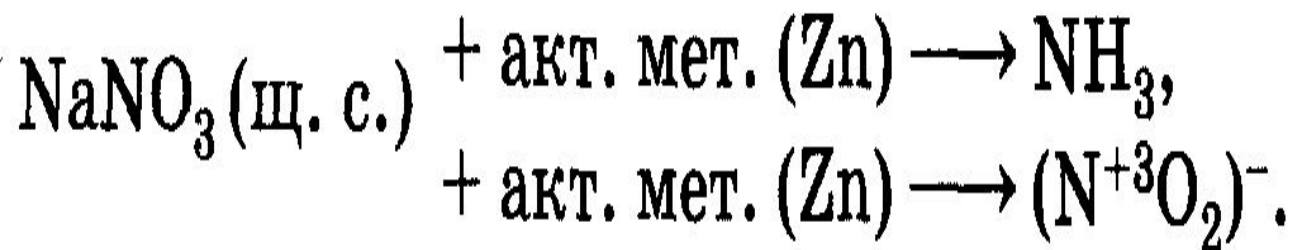
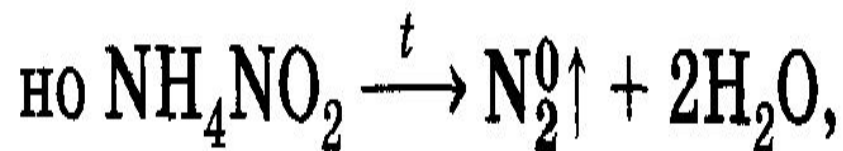
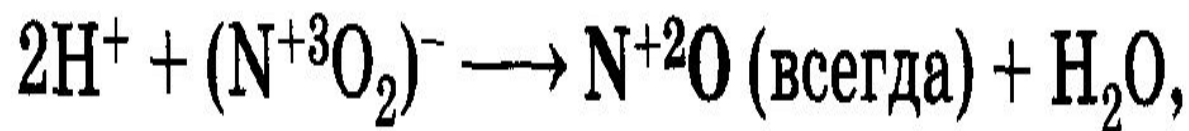
5. Окислительные свойства проявляет азотная кислота.

Разбавленная HNO_3	Продукты	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, (HNO_3 — 30%)
	NO_2	\longleftarrow S, C, P, I_2 , B, Sb, Sn, Pb, Cu, Hg, Ag (Al, t)

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

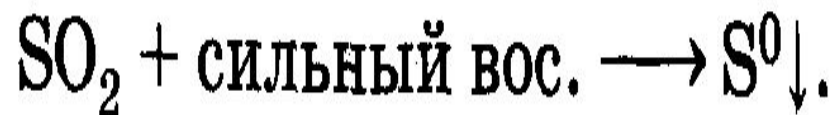
Пассивируются: Au, Pt, Os, Ir.

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

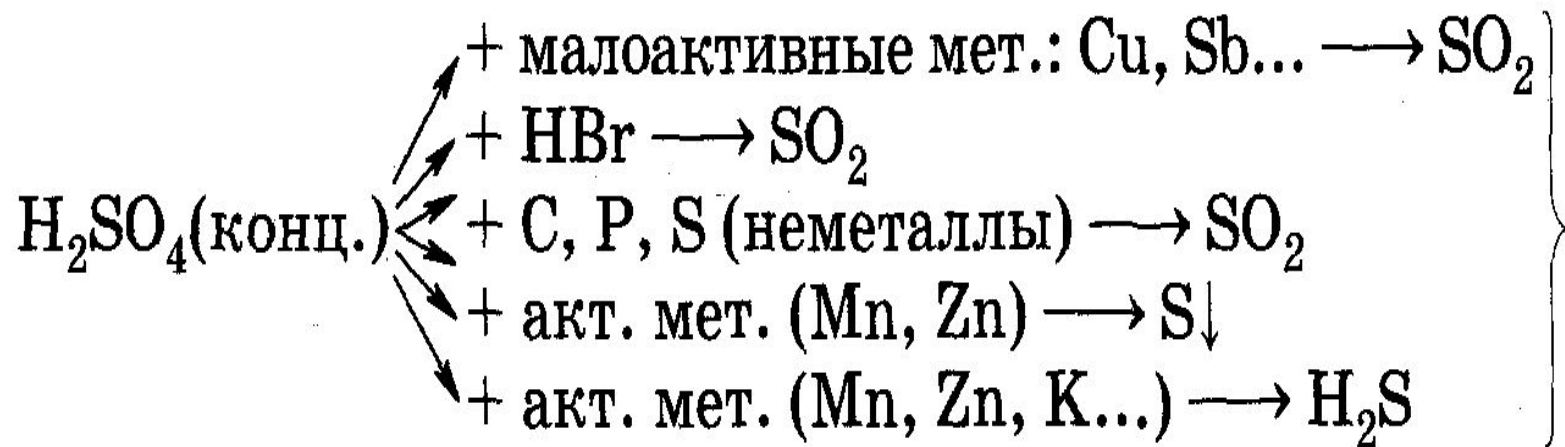


7. Окислительные свойства проявляет оксид серы (IV)

SO_2 :

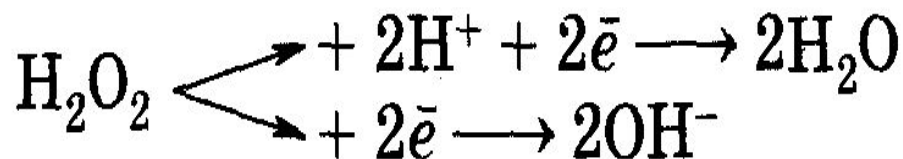


8. Окислительные свойства проявляет концентрированная серная кислота:



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, H₂, K, Mg, Na, S, Si, Se.

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

Ca, Na, Mg, CaH₂, H(атомарный), (NH₃OH)Cl, Al, Zn, H₃PO₂, H₂C₂O₄, H₃PO₃, (N₂H₅)Cl, Na₂SO₃, H₂, TiCl₃, H[SnCl₃], H₂S, SO₂, C₂H₅OH, H₂O₂, KI, FeSO₄, KNO₂, HCl(конц.).

3. Восстановители в щелочной среде:

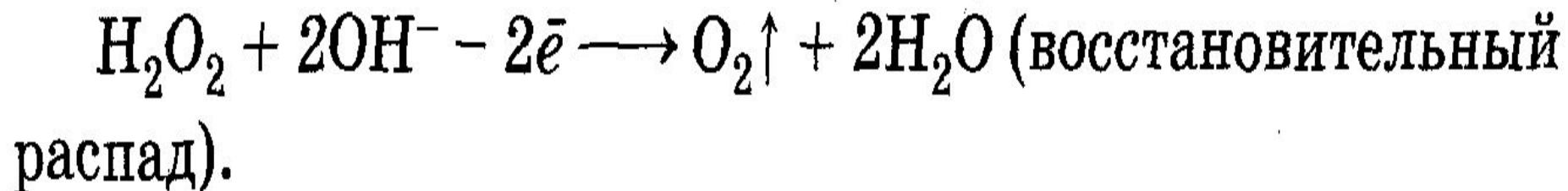
NH₂OH(конц.), Ca, H(атомарный), Mg, Li[AlH₄], Al, CaH₂, Na(PH₂O₂), SO₂, Na₂(PHO₃), Zn, N₂H₄(конц.), Na[Sn(OH)₃], Na₂SO₃, H₂, Na₂S.

5. Восстановительные свойства проявляют соединения неметаллов.

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

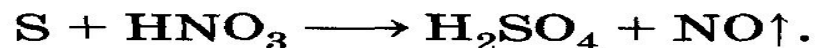
Аналогично — бориды, селениды, теллуриды, арсениды, силициды.

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 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.

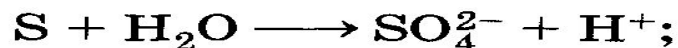
Для уравнивания числа атомов кислорода в 1-й полуреакции в ту часть, где он в избытке, добавляют столько катионов водорода H^+ , чтобы, связавшись с атомами кислорода, образовались молекулы воды.

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

а) добавляют H^+ туда, где избыток кислорода:

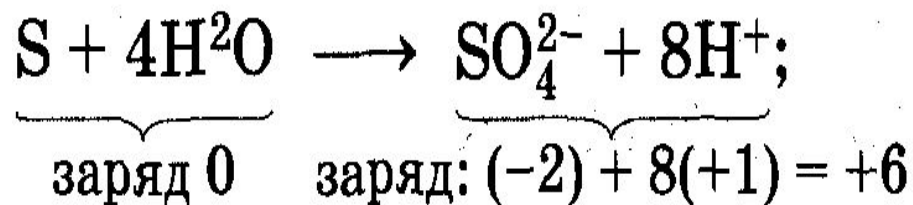


б) в противоположную часть добавляют H_2O :

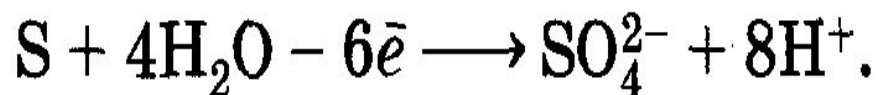


в) уравнивают кислород: $\text{S} + 4\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{H}^+;$

г) уравнивают водород, подсчитывают заряды в полуреакциях:

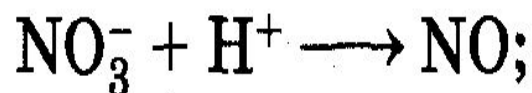


д) уравнивают заряд, для этого из левой части полуреакции отнимают 6 электронов:



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

а) добавляют H^+ туда, где избыток кислорода:

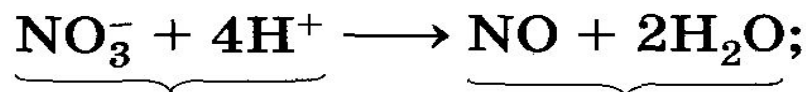


б) в противоположную часть добавляют H_2O :



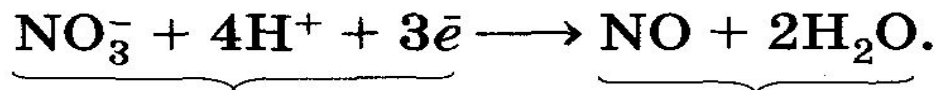
в) уравнивают кислород: $\text{NO}_3^- + \text{H}^+ \longrightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$;

г) уравнивают водород, подсчитывают заряды в полуреакциях:



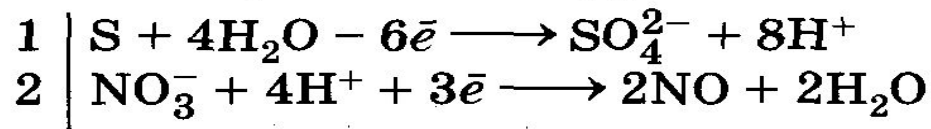
заряд $(-1) + 4(+1) = +3$ заряд 0

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

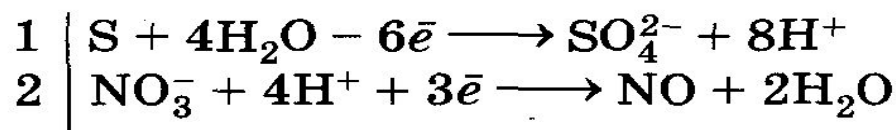


заряд $(-1) + 4(+1) + (-3) = 0$ заряд 0

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



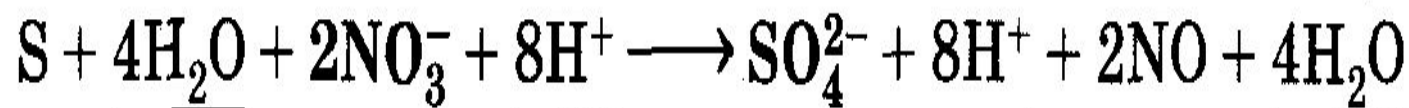
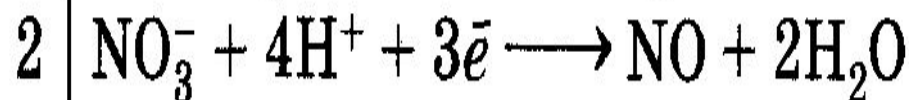
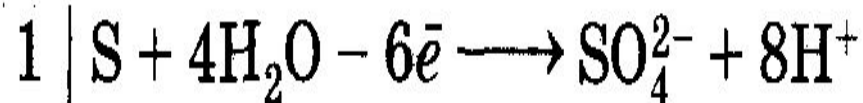
4. Суммируют сначала левые, а затем правые части полуреакций, не забывают предварительно умножить множитель на коэффициент, если он стоит перед формулой. Результат — суммарное ионное уравнение:



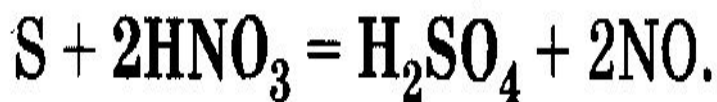
Подчеркивают и сокращают одинаковые ионы и молекулы. На следующем этапе добавляют недостающие ка-

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

В рассматриваемом примере добавляют 2H^+ для 2NO_3^- и 2H^+ для SO_4^{2-} , из них образуются 2HNO_3 и H_2SO_4 :



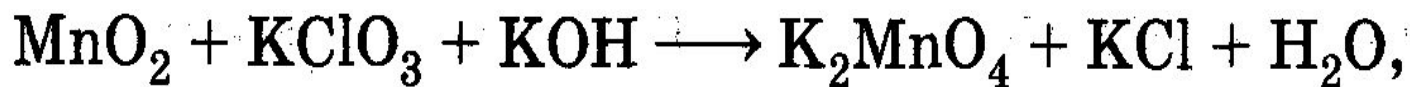
Молекулярное уравнение:



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 H_2O ставят коэффициент, показывающий разницу в числе атомов кислорода в левой и в правой частях полуреакции, а перед OH^- — его удвоенный коэффициент. Получается так, что восстановитель присоединяет кислород из гидроксид-ионов.

ПРИМЕР. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции, схема которой

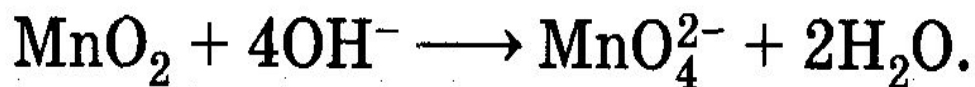


методом электронно-ионного баланса.

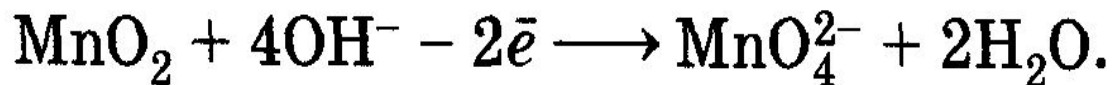
1-я полуреакция. $\text{MnO}_2 \longrightarrow \text{MnO}_4^{2-}$.

MnO_2 — восстановитель, он будет связывать гидроксид-ионы, в противоположную часть добавляют H_2O .

Так как в 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 H_2O ставят коэффициент 2, а перед OH^- — удвоенный коэффициент — 4:

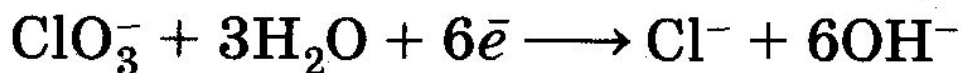


Уравнивают заряды. В левой части заряд -4 , справа -2 , поэтому из левой части полуреакции отнимают $2\bar{e}$:

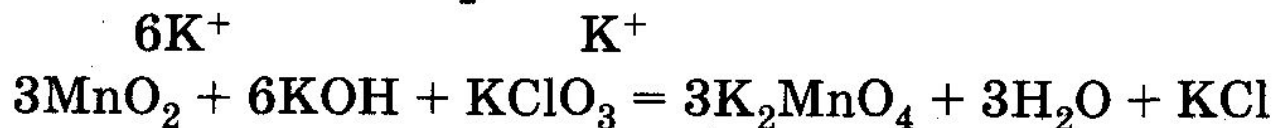
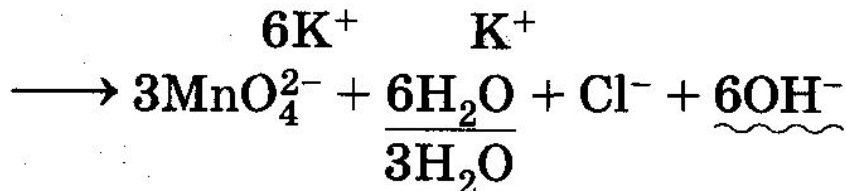
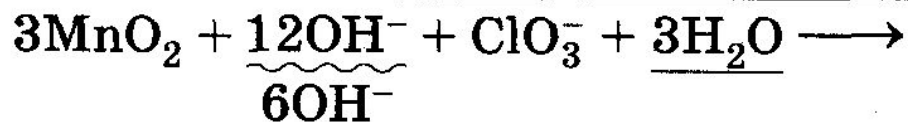
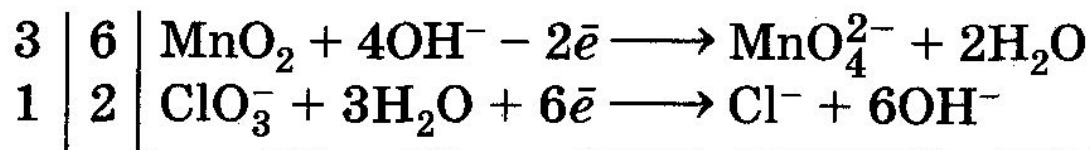


2-я полуреакция. $\text{ClO}_3^- \longrightarrow \text{Cl}^-$.

Во второй полуреакции Cl^- восстановитель, а ClO_3^- — окислитель. Избыток кислорода в окислителе. Разница в числе атомов кислорода равна 3, поэтому к иону ClO_3^- добавляют 3 молекулы воды, а к иону Cl^- — OH^- и перед ним ставят удвоенный коэффициент 6. Уравнивают заряды:



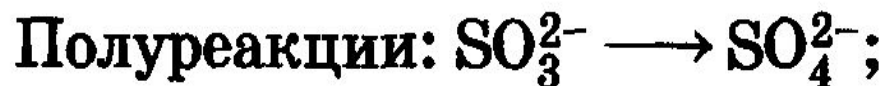
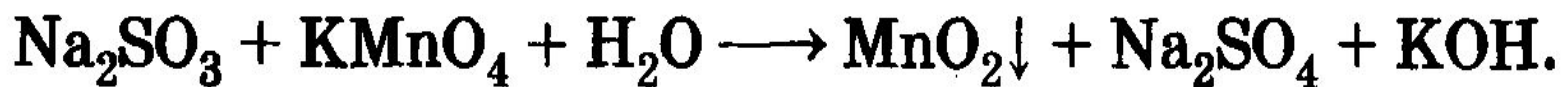
Далее:



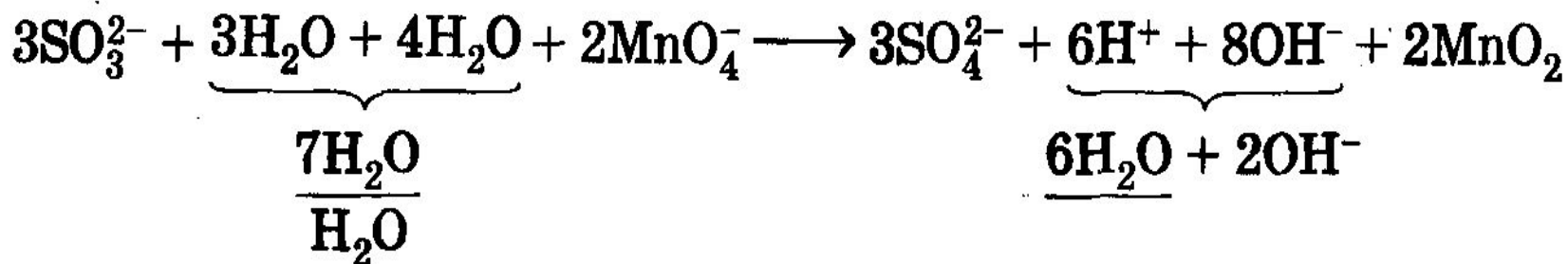
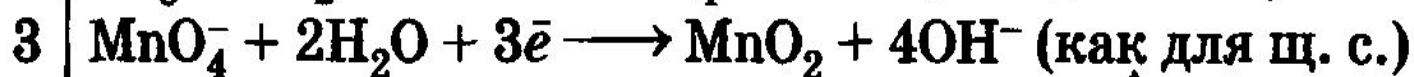
Правила оформления уравнений ОВР, протекающих в нейтральной среде

Среду нейтральной считают условно. На самом деле вследствие гидролиза соли среда может быть слабокислотной ($\text{pH} = 6-7$) или слабощелочной ($\text{pH} = 7-8$), 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 Na_2SO_3 гидроксид-ионы:

