

*Готовимся к ЕГЭ*

*Тема «Окислительно-  
восстановительные  
реакции»*

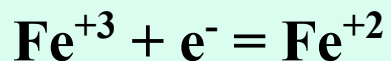
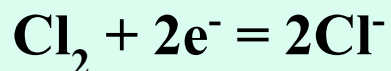
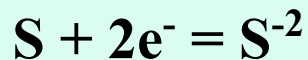
- Химические реакции, в результате которых происходит изменение степеней окисления атомов химических элементов или ионов, образующих реагирующие вещества, называют - ОКИСЛИТЕЛЬНО- ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫМИ РЕАКЦИЯМИ.
- В окислительно-восстановительных реакциях электроны не уходят из сферы реакции, а передаются от одного элемента к другому.

# Основные положения теории ОВР

- 1. **Окислением** называется процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом.



- При окислении **степень окисления повышается.**
- 2. **Восстановлением** называется процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом.



- При восстановлении **степень окисления понижается.**

Атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны называются **восстановителями**. Во время реакции они окисляются.

Атомы, молекулы или ионы, присоединяющие электроны, называются **окислителями**. Во время реакции они восстанавливаются.

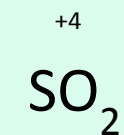
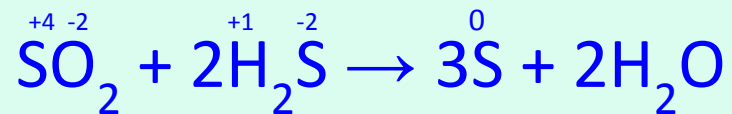
Так как ионы входят в состав определенных веществ, то и эти вещества соответственно называются восстановителями или окислителями.

Окислительно-восстановительные реакции представляют собой единство двух противоположных процессов - окисления и восстановления.

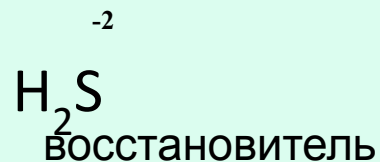
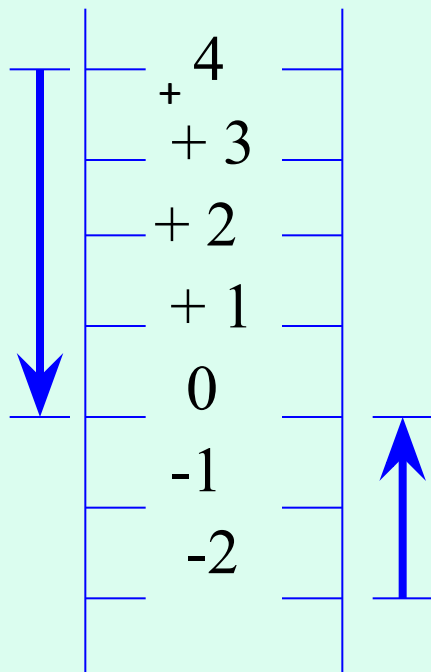
Число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, присоединяемых окислителем.

**Запомните:** окислитель восстанавливается, восстановитель окисляется!

# Распознавание окислителя и восстановителя

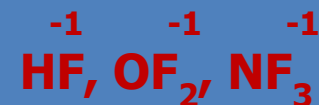
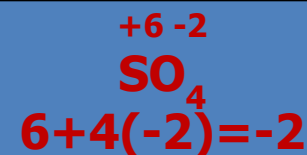
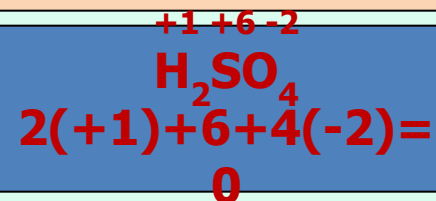


ОКИСЛИТЕЛЬ

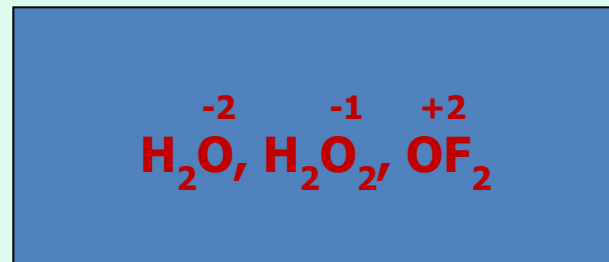


# Степень окисления

- Степень окисления атомов элементов простых веществ равна нулю
- Сумма всех степеней окисления атомов в соединении равна нулю
- Сумма всех степеней окисления атомов в ионе равна значению заряда иона
- Отрицательную степень окисления проявляют в соединении атомы элемента, имеющего наибольшую электроотрицательность
- Максимально возможная (положительная) степень окисления элемента соответствует номеру группы, в которой расположен элемент в Периодической таблице Д.И. Менделеева.
- Фтор, имеющий наивысшую среди элементов электроотрицательность, во всех соединениях имеет степень окисления -1
- Степень окисления водорода в соединениях +1, кроме гидридов,  $\text{Si H}_4$



- **Металлы IA подгруппы, во всех соединениях имеют степень окисления +1**
- **Металлы IIA подгруппы, а также цинк и кадмий во всех соединениях имеют степень окисления +2**
- **Степень окисления кислорода в соединениях -2, кроме пероксидов и соединений с фтором**



**Степень окисления**

**Заряд иона**



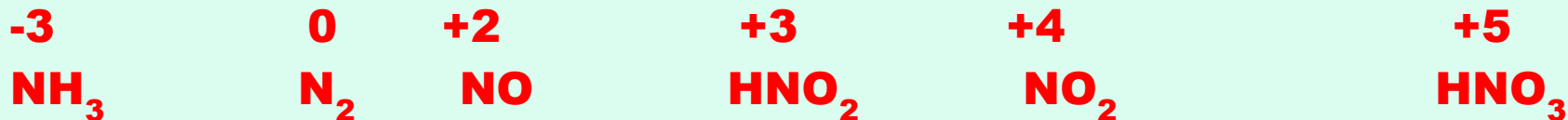
# Важнейшие окислители и восстановители

Атом элемента в своей положительной высшей степени окисления проявляет только окислительные свойства (только восстанавливается),

Атом в своей низшей степени окисления не может принимать электроны и проявляет только восстановительные свойства (только окисляется).

Атом элемента, имеющий промежуточную степень окисления, может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

Рассмотрим на примере азота :



ТОЛЬКО

ОКИСЛИТЕЛЬ – ВОССТАНОВИТЕЛЬ

ТОЛЬКО

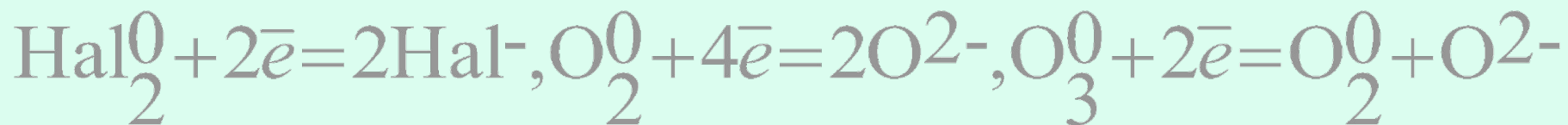
ВОССТАНОВИТЕЛЬ

ОКИСЛИТЕЛЬ



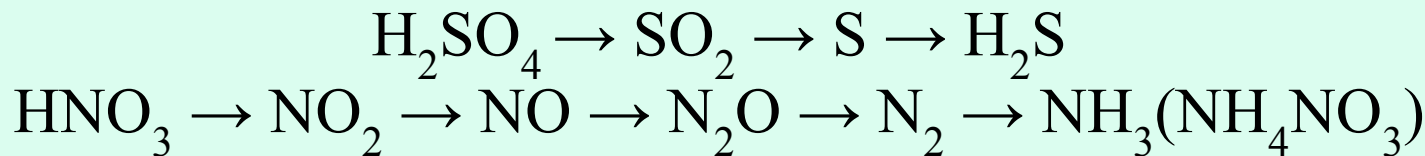
# Важнейшие окислители.

1. Все неметаллы по отношению к простым веществам (к металлам, к неметаллам с меньшей электроотрицательностью) являются окислителями. Из них **наиболее сильными окислителями являются галогены, кислород, озон** (они могут окислять и сложные вещества):



2. Кислоты-окислители за счет аниона. Это **концентрированная серная кислота и азотная кислота** в любом виде. Они окисляют почти все металлы и такие неметаллы, как углерод, фосфор, серу, и многие сложные вещества.

Возможные продукты восстановления этих кислот:



- При взаимодействии с металлами получают три вещества: соль, вода и продукт восстановления кислоты, который зависит от концентрации кислоты, активности металла и температуры.

## Азотная кислота с металлами.

— не выделяется водород, образуются продукты восстановления азота.

Чем активнее металл и чем меньше концентрация кислоты, тем дальше восстанавливается азот

$\text{NO}_2$	$\text{NO}$	$\text{N}_2\text{O}$	$\text{N}_2$	$\text{NH}_4\text{NO}_3$
Неактивные металлы (правее железа) + <b>конц. кислота</b> Неметаллы + конц. кислота	Неактивные металлы (правее железа) + <b>разб. кислота</b>	Активные металлы (щелочные, щелочноземельные, цинк) + <b>конц. кислота</b>	Активные металлы (щелочные, щелочноземельные, цинк) + <b>кислота среднего разбавления</b>	Активные металлы (щелочные, щелочноземельные, цинк) + <b>очень разб. кислота</b>

Пассивация: с холодной концентрированной азотной кислотой не реагируют:

Al, Cr, Fe, Be, Co.

Не реагируют с азотной кислотой ни при какой концентрации:

Au, Pt, Pd

## Серная кислота с металлами.

- разбавленная серная кислота реагирует как обычная минеральная кислота с металлами левее H в ряду напряжений, при этом выделяется водород;
- при реакции с металлами концентрированной серной кислоты не выделяется водород, образуются продукты восстановления серы.

$\text{SO}_2$	S	$\text{H}_2\text{S}$	$\text{H}_2$
Неактивные металлы (правее железа) + конц. кислота Неметаллы + конц. кислота	Щелочноземельные металлы + конц. кислота	Щелочные металлы и цинк + концентрированная кислота.	Разбавленная серная кислота ведет себя как обычная минеральная кислота (например, соляная)

**Пассивация:** с холодной концентрированной серной кислотой не реагируют: Al, Cr, Fe, Be, Co.

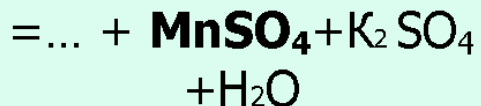
**Не реагируют с серной кислотой ни при какой концентрации:** Au, Pt, Pd.

# Важнейшие окислители.



**+ ВОССТАНОВИТЕЛЬ**

**кислая среда:**



**нейтральная среда:**



**щелочная среда:**



**или**



**+ ВОССТАНОВИТЕЛИ**



**в кислой среде**



**в нейтральной среде**



**в щелочной среде**

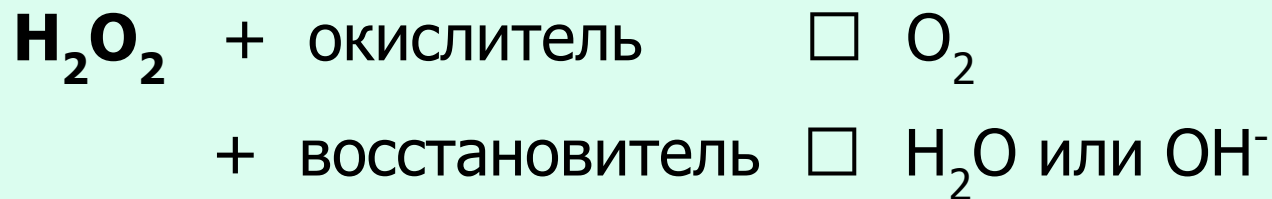
Окислители	Продукты восстановления	Условия
1. Оксокислоты, хлора, брома и их соли: HClO, HBrO, HClO <sub>3</sub> , HBrO <sub>3</sub>	Cl <sup>-</sup> , Br <sup>-</sup>	
2. Озон, O <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> O + O <sub>2</sub> OH <sup>-</sup> + O <sub>2</sub>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• кислая среда,</li> <li>• нейтральная среда</li> </ul>
3. Сера, S	S <sup>2-</sup>	
6. Оксид серы (VI), SO <sub>3</sub>	SO <sub>2</sub>	
7. Оксид серы (IV), SO <sub>2</sub>	S	
10. Нитраты, NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup> NH <sub>3</sub>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• в расплавах,</li> <li>• с <b>сильными восстановителями:</b></li> </ul>
12. Катионы, Fe <sup>3+</sup> , Cu <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup> , Cu <sup>+</sup>	
14. Пероксид водорода, H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> O OH <sup>-</sup>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• кислая среда,</li> <li>• нейтральная и щелочная среда</li> </ul>

# Важнейшие восстановители

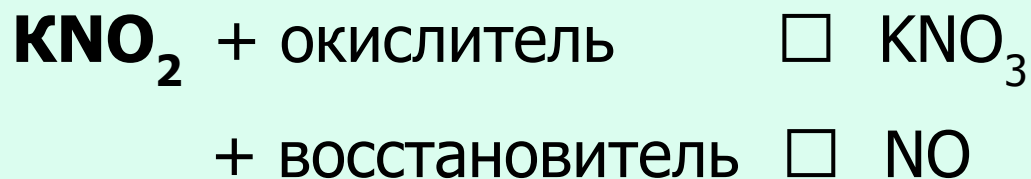
Восстановители	Продукты окисления	Условия
1. Металлы, $M$	$M^+, M^{2+}, M^{3+}$	кислая и нейтральная среда
2. Металлы, образующие амфотерные гидроксиды: $Be, Zn, Al$	$[Zn(OH)_4]^{2-}, [Al(OH)_4]^-$ , $ZnO_2^{2-}, AlO_2^-$	<ul style="list-style-type: none"> <li>щелочная среда (раствор),</li> <li>щелочная среда (сплавление)</li> </ul>
5. Сера, $S$	$SO_2, SO_4^{2-}, SO_3^{2-}$	<ul style="list-style-type: none"> <li>кислая среда,</li> <li>щелочная среда</li> </ul>
6. Сероводород, $H_2S$ , сульфиды, $S^{2-}$	$S$ $SO_2$ $H_2SO_4, SO_4^{2-}$	<ul style="list-style-type: none"> <li>с сильными окислителями,</li> <li>при обжиге,</li> <li>с сильными окислителями</li> </ul>
7. Оксид серы (IV), $SO_2$ , сернистая кислота $H_2SO_3$ , сульфиты $SO_3^{2-}$ ( $Na_2SO_3$ )	$SO_3$ $H_2SO_4$ , $SO_4^{2-}$ ( $Na_2SO_4$ )	<ul style="list-style-type: none"> <li>в газовой сфере,</li> <li>в водных растворах</li> </ul>
8. Фосфор, $P$ , фосфорин $PH_3$ , фосфиты $PO_3^{3-}$	$P_2O_5$ $H_3PO_4$ , $PO_4^{3-}$	<ul style="list-style-type: none"> <li>в газовой сфере,</li> <li>в водных растворах</li> </ul>
9. Аммиак, $NH_3$	$N_2$ $NO$	<ul style="list-style-type: none"> <li>в большинстве случаев,</li> <li>каталитическое окисление</li> </ul>
10. Азотистая кислота, $HNO_2$ , нитриты $NO_2^-$ ( $KNO_2$ )	$HNO_3$ $NO_3^-$ ( $KNO_3$ )	
11. Галогеноводороды, кислоты $HCl, HBr, HI$ и их соли	$Cl_2, Br_2, I_2$	
12. Катионы $Cr^{3+}$	$CrO_4^{2-}$ $Cr_2O_7^{2-}$	<ul style="list-style-type: none"> <li>щелочная среда,</li> <li>кислая среда</li> </ul>
13. Катионы $Fe^{2+}, Cu^+$	$Fe^{3+}, Cu^{2+}$	
14. Катионы $Mn^{2+}$	$MnO_2$ $MnO_4^{2-}$ $MnO_4^-$	<ul style="list-style-type: none"> <li>нейтральная среда,</li> <li>щелочная среда,</li> <li>кислая среда</li> </ul>
15. Пероксид водорода, $H_2O_2$	$O_2 + H^+$ $O_2 + H_2O$	<ul style="list-style-type: none"> <li>кислая среда,</li> <li>нейтральная среда</li> </ul>

# Окислительно-восстановительная двойственность

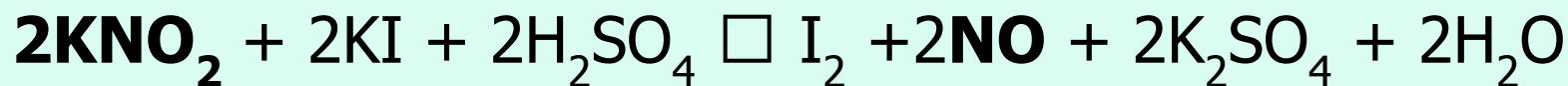
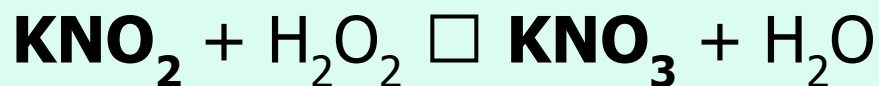
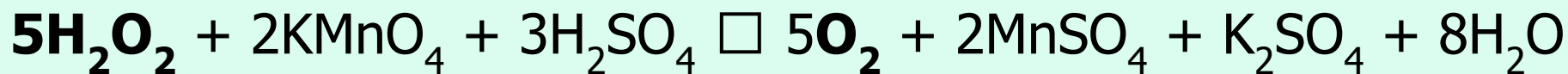
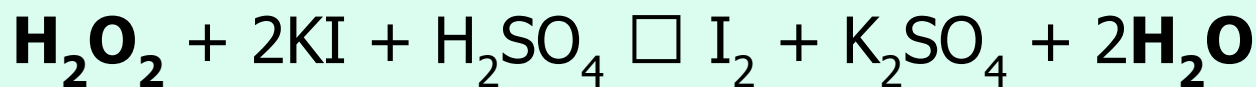
**Пероксид водорода:**



**Нитриты щелочных металлов и аммония:**

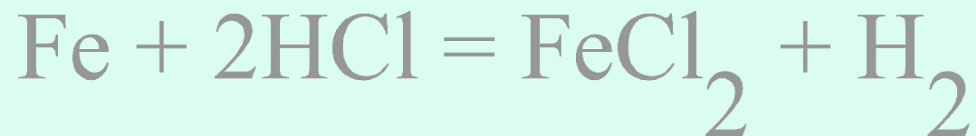


Примеры реакций:

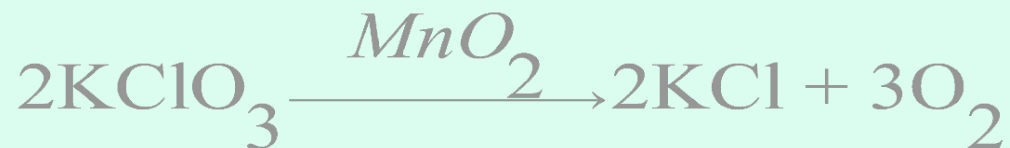


# Типы ОВР

Если элементы, изменяющие степень окисления, находятся в составе разных молекул, то такие окислительно-восстановительные реакции называются **межмолекулярными** ОВР, например:



В случае **внутримолекулярной** окислительно-восстановительной реакции, элементы, изменяющие степень окисления, находятся в составе одного и того же вещества, например:



Реакции, в которых степень окисления изменяет один и тот же элемент в одном и том же веществе, относятся к реакциям **самоокисления – самовосстановления (диспропорционирования)**



а если в разных веществах, то к реакциям **конпропорционирования**

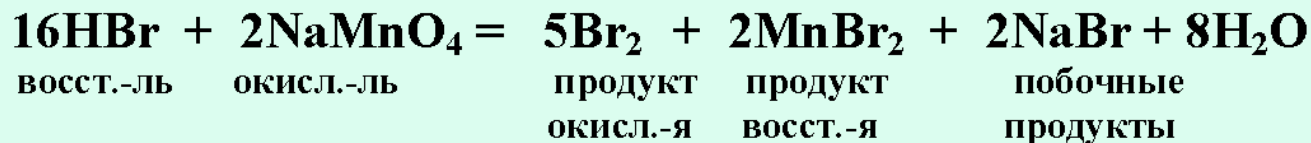
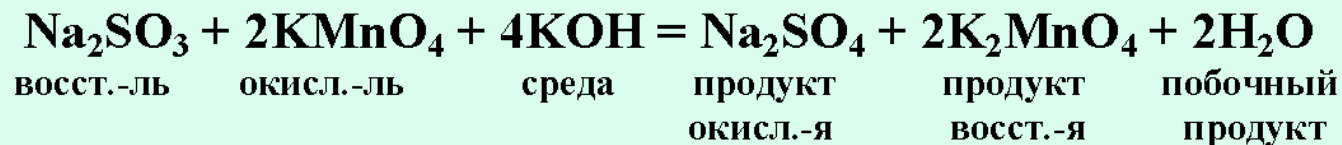
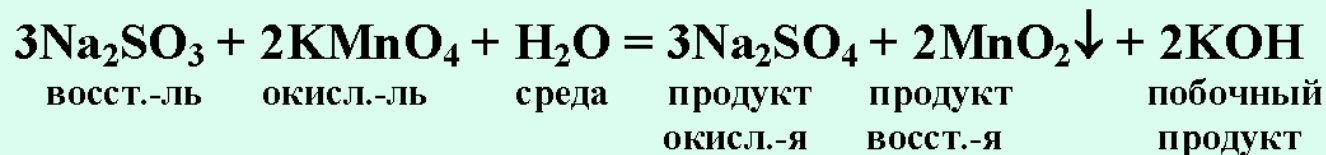
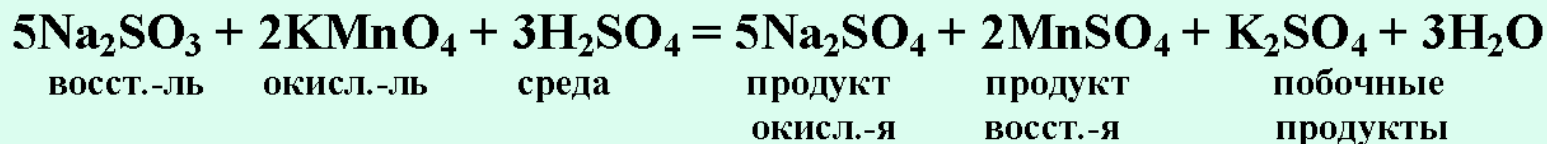
например:  $2\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 = 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$



На ход окислительно – восстановительных реакций в растворах влияет среда, в которой протекает реакция и, поэтому, окислительно – восстановительный процесс между одними и теми же веществами в разных средах приводит к образованию различных продуктов. Для создания кислой среды обычно используют разбавленную серную кислоту.

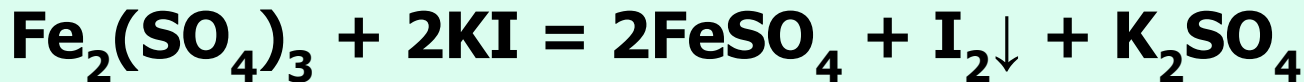
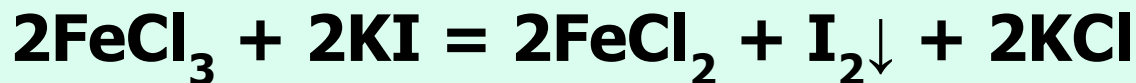
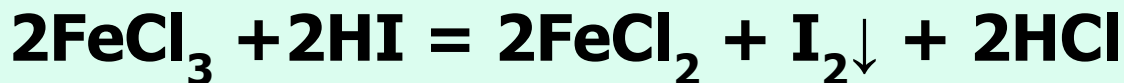
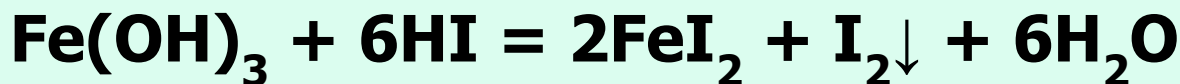
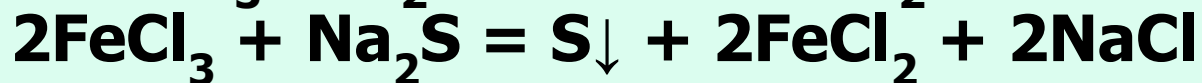
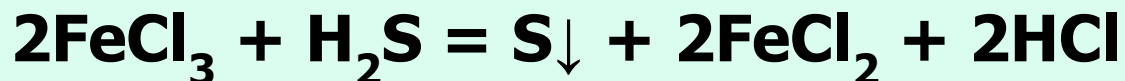
Азотную и соляную применяют редко, т.к. первая является сильным окислителем, а вторая способна окисляться. Для создания щелочной среды применяют растворы гидроксидов калия или натрия.

### Примеры влияния среды на характер продуктов ОВР:

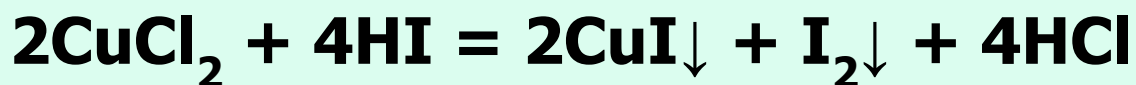


Окислительно – восстановительные реакции,  
а не реакции обмена.

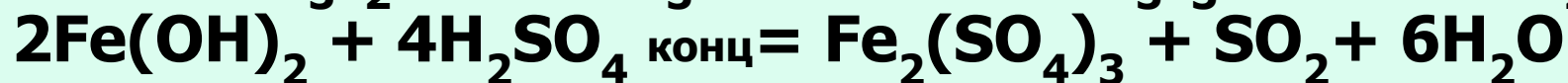
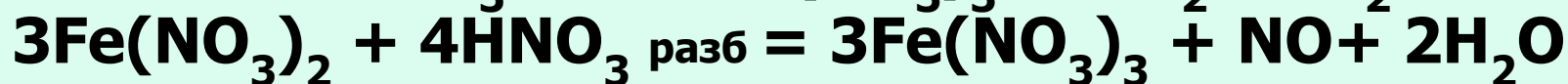
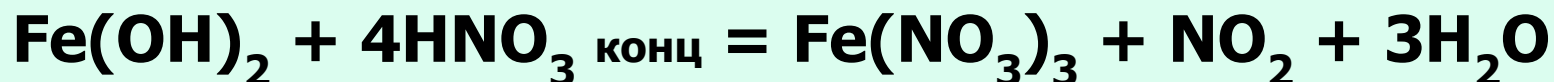
1. Окислители – соединения железа (III),  
восстановители – сульфиды, йодиды. При этом  
катион  $\text{Fe}^{3+}$  восстанавливается до катиона  $\text{Fe}^{2+}$ ,  
сульфид – анион  $\text{S}^{2-}$  окисляется до серы  $\text{S}^0$ , а йодид –  
анион  $\text{I}^-$  окисляется до йода  $\text{I}_2$ .



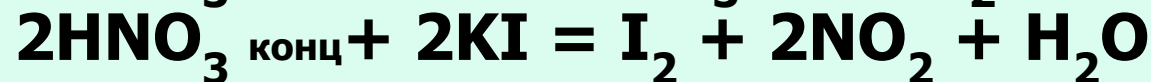
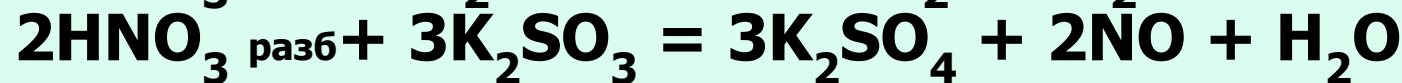
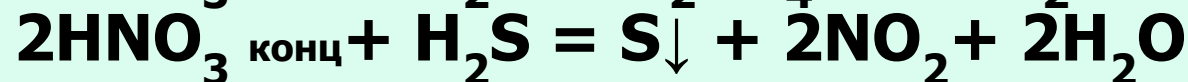
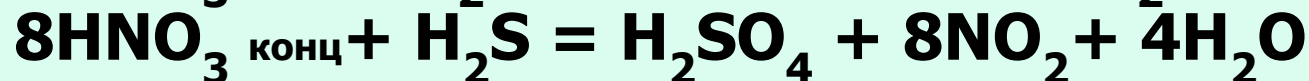
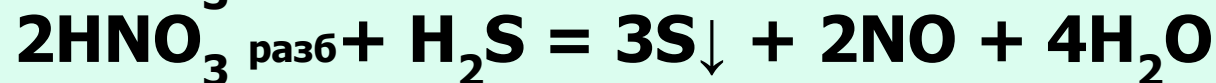
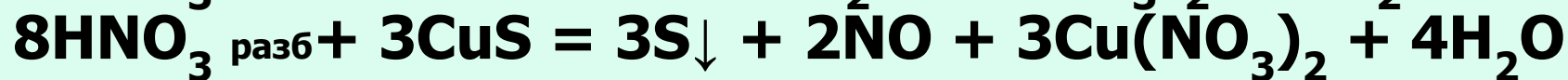
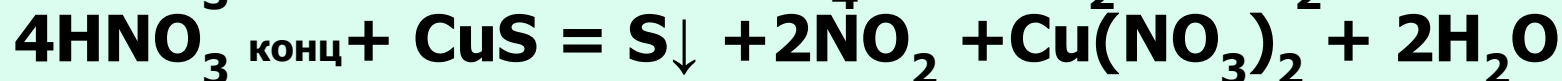
2. Окислители – соединения меди (II), восстановители – йодиды. При этом катион  $\text{Cu}^{2+}$  восстанавливается до катиона  $\text{Cu}^+$ , а йодид – анион окисляется до йода  $\text{I}_2$  :



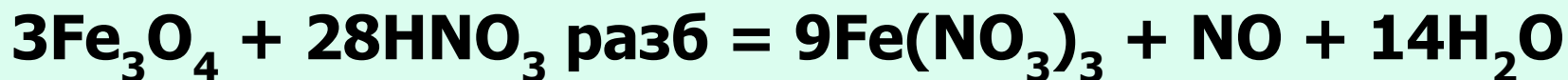
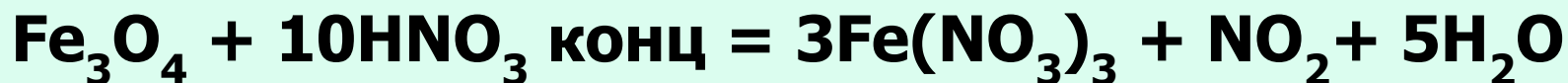
3. Окислитель – азотная кислота или серная концентрированная кислота, восстановитель – соединения железа (II). При этом азотная кислота восстанавливается до  $\text{NO}_2$  или  $\text{NO}$ , серная – до  $\text{SO}_2$ , а катион  $\text{Fe}^{2+}$  окисляется до катиона  $\text{Fe}^{3+}$  :



4. Окислитель – азотная кислота, восстановитель – сульфиды, йодиды, сульфиты. При этом азотная кислота, в зависимости от концентрации, восстанавливается до  $\text{NO}_2$  (концентрированная), до  $\text{NO}$  (разбавленная); сульфид – анион  $\text{S}^{2-}$  окисляется до серы  $\text{S}^0$  или сульфат – аниона  $\text{SO}_4^{2-}$ , йодид – анион – до йода  $\text{I}_2$ , а сульфит – анион  $\text{SO}_3^{2-}$  – до сульфат – аниона  $\text{SO}_4^{2-}$  :



**5. Железная окалина –  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , это смесь двух оксидов -  $\text{FeO}$  и  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . Поэтому при взаимодействии с сильными окислителями она окисляется до соединения железа (III) за счёт катионов  $\text{Fe}^{2+}$  - восстановителей, а при взаимодействии с сильными восстановителями восстанавливается до соединения железа (II) за счёт катионов  $\text{Fe}^{3+}$  - окислителей:**

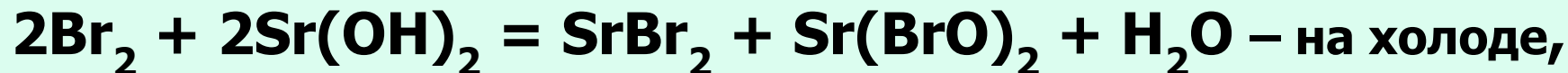


**При взаимодействии с большинством кислот происходит реакция обмена, получаются две соли:**

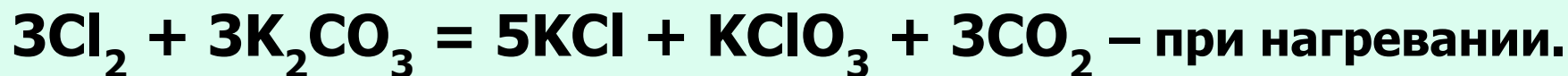


# Реакции диспропорционирования

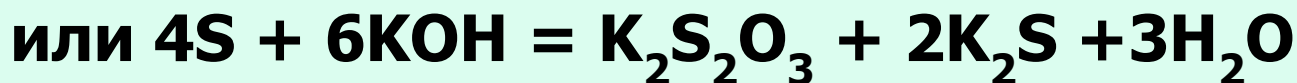
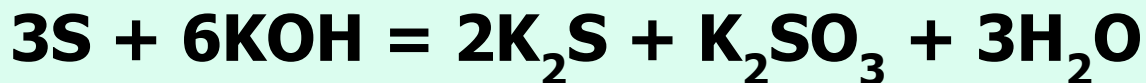
1. Все галогены, кроме  $F_2$ , диспропорционируют в растворах всех щелочей. При комнатной температуре или на холоде получаются две соли – МГ, МГО и  $H_2O$ ; при нагревании – две соли: МГ, МГО<sub>3</sub> и  $H_2O$ .



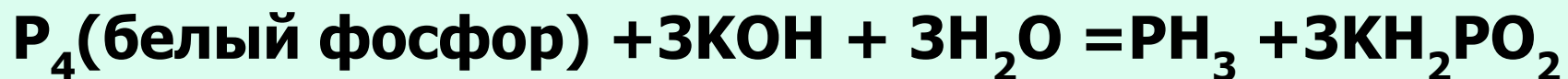
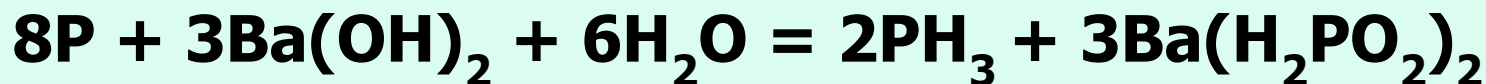
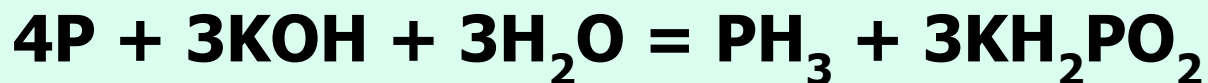
Аналогично происходят реакции с растворами карбонатов:



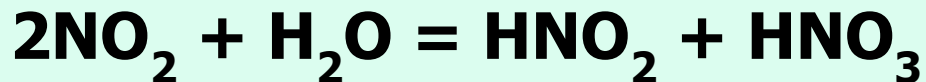
## 2. Диспропорционирование серы в растворах щелочей:



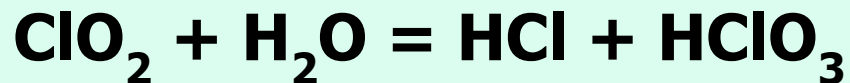
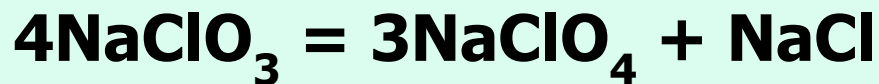
## 3. Диспропорционирование фосфора в растворах щелочей.



#### 4. Диспропорционирование оксида азота (IV) в воде и щелочах:



#### 5. Другие реакции диспропорционирования:





# Особенности поведения некоторых окислителей и восстановителей.

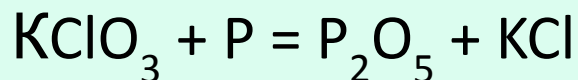
- Во что переходят восстановители в реакциях с  $\text{KMnO}_4$  или  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ?

а)  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{Cl}^-$   $\square$  переходят в  $\text{Э}^0$

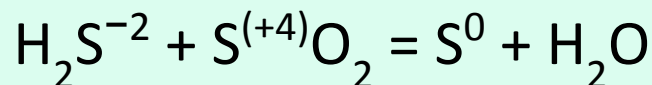
б)  $\text{P}^{-3}$ ,  $\text{As}^{-3}$   $\square$  +5

в)  $\text{N}^{+3}$ ,  $\text{S}^{+4}$ ,  $\text{P}^{+3}$ , и т.п.  $\square$  в высшую с. о. (соль или кислота)

- **кислородсодержащие соли и кислоты хлора** в реакциях с восстановителями обычно переходят в хлориды:



- если в реакции участвуют вещества, в которых один и тот же элемент имеет отрицательную и положительную степени окисления — они встречаются в нулевой степени окисления (выделяется простое вещество).



# Возможные ошибки.

- **Расстановка степеней окисления:** проверяйте каждое вещество внимательно, часто ошибаются в следующих случаях:
  - а) степени окисления в водородных соединениях неметаллов: фосфин  $\text{PH}_3$  — степень окисления у фосфора — **отрицательная**;
  - б) аммиак и соли аммония — в них азот **всегда** имеет степень окисления  $-3$ ;
  - г) кислородные соли и кислоты хлора — в них хлор может иметь степень окисления  $+1, +3, +5, +7$ ;
  - д) пероксиды и надпероксиды — в них кислород не имеет степени окисления  $-2$ , бывает  $-1$ , а в  $\text{KO}_2$  — даже  $-(\frac{1}{2})$
  - е) двойные оксиды:  $\text{Fe}_3\text{O}_4, \text{Pb}_3\text{O}_4$  — в них металлы имеют **две разные** степени окисления, обычно только одна из них участвует в переносе электронов.

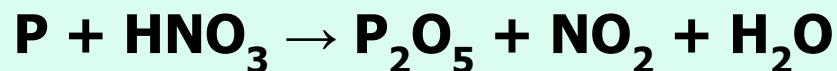
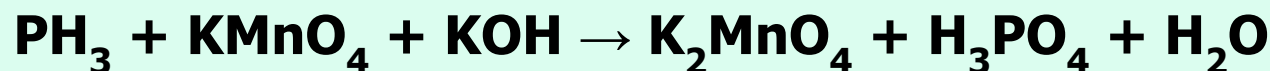
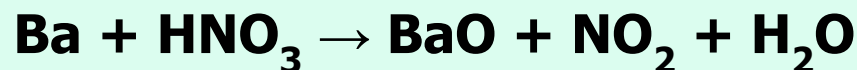
# Возможные ошибки.

- **Выбор продуктов без учёта переноса электронов — то есть, например, в реакции есть только окислитель без восстановителя или наоборот.**

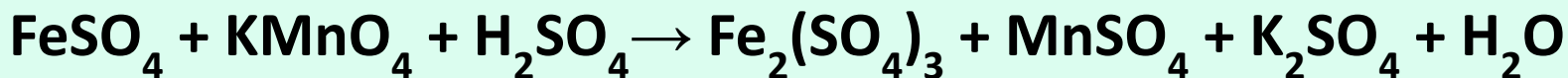
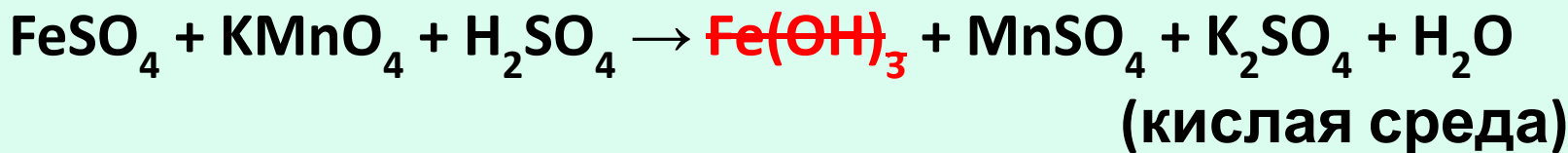
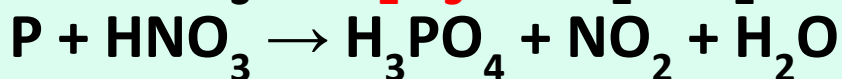
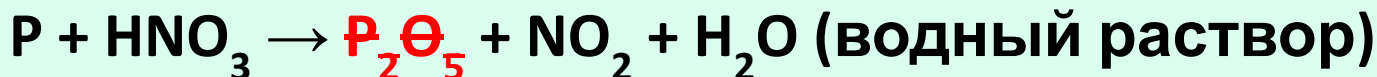
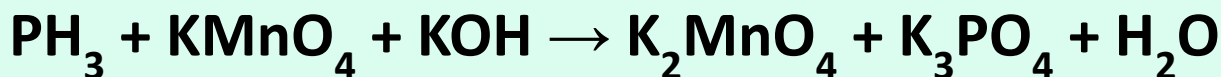
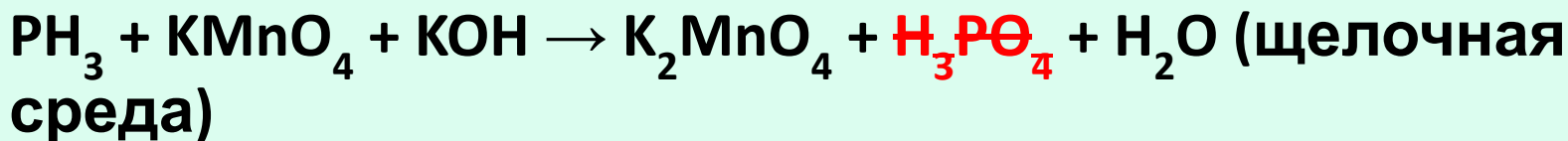
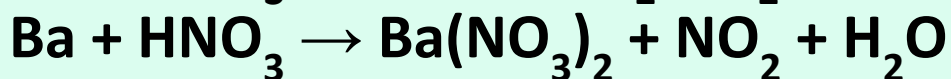
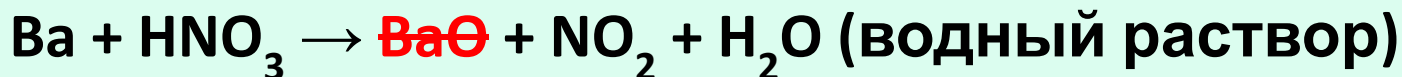
*Пример: в реакции  $MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$  свободный хлор часто теряется. Получается, что электроны к марганцу прилетели из космоса...*

- **Неверные с химической точки зрения продукты: не может получиться такое вещество, которое вступает во взаимодействие со средой!**
  - а) в кислой среде не может получиться оксид металла, основание, аммиак;
  - б) в щелочной среде не получится кислота или кислотный оксид;
  - в) оксид или тем более металл, бурно реагирующие с водой, не образуются в водном растворе.

**Задание : Найдите в реакциях ошибочные продукты, объясните, почему они не могут получаться в ЭТИХ УСЛОВИЯХ:**



# Ответ:



# Составление окислительно-восстановительных реакций

**Для составления окислительно-восстановительных реакций используют:**

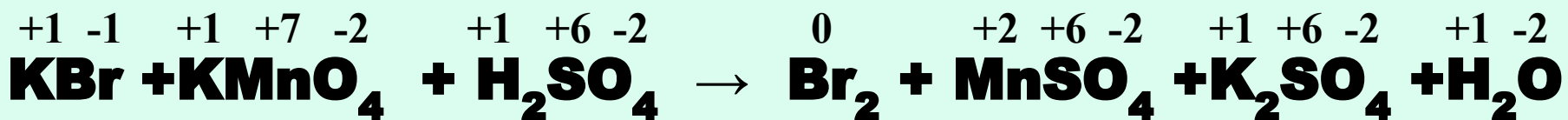
- 1) метод электронного баланса;**
- 2) ионно-электронный метод или составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций.**

# Составление окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса

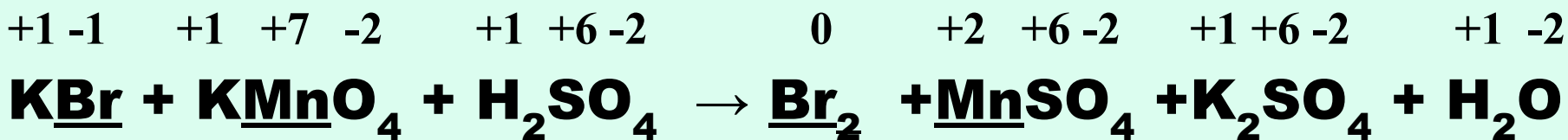
- ***Метод основан*** на сравнении степеней окисления атомов в исходных веществах и продуктах реакции и на балансировании числа электронов, смещаемых от восстановителя к окислителю.
- ***Метод применяют*** для составления уравнений реакций, протекающих в любых фазах. В этом универсальность и удобство метода.
- ***Недостаток метода*** — при выражении сущности реакций, протекающих в растворах, не отражается существование реальных частиц.

# Алгоритм "Составление уравнения ОВР методом электронного баланса"

1. Напишите схему реакции и проставьте степени окисления элементов.



2. Определите молекулы, которые содержат атомы, меняющие свою степень окисления в процессе реакции.



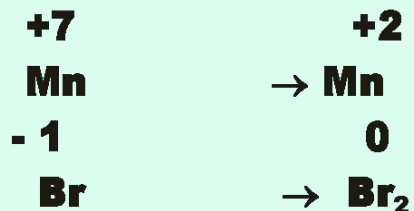
Подчеркнуть элементы, степени, окисления которых изменяются.



### 3) Составьте первоначальные схемы электронного баланса.

Запишите атомы элементов, меняющих свою степень окисления, отдельно, расположив их на расстоянии друг от друга.

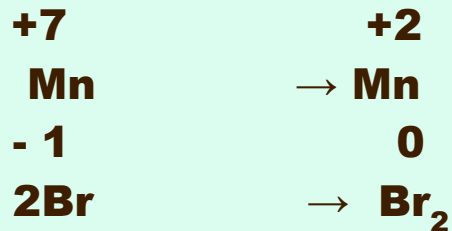
Проставить над ними их степени окисления.



Если элемент входит в состав простого вещества, то в схему записывают молекулу этого простого вещества.

### 4) Уравняйте число атомов элементов, меняющих степень окисления.

В левой части схемы 1 атом марганца и в правой части схемы 1 атом марганца, следовательно, атомов поровну.



В левой части схемы 1 атом брома, а в правой части схемы 2 атома брома. Число атомов неравное, поэтому, в левую часть схемы надо поставить перед символом цифру 2.

5) Определите заряды в левой и правой частях схем.

Чтобы определить заряд, необходимо число атомов умножить на степень окисления элемента.

Число атомов марганца  
умножаем на степень  
окисления марганца:  
 $1 \cdot (+7) = +7$

**+7**  
**Mn**  
**заряд: + 7**

**+2**  
**→ Mn**  
**заряд: + 2**

Число атомов марганца  
умножаем на степень  
окисления марганца:  
 $1 \cdot (+2) = +2$

Число атомов брома  
умножаем на степень  
окисления брома:  
 $2 \cdot (-1) = -2$

**- 1**  
**2Br**  
**заряд: -2**

**0**  
**→ Br<sub>2</sub>**  
**заряд: 0**

Число атомов брома  
умножаем на степень  
окисления брома:  
 $2 \cdot 0 = 0$

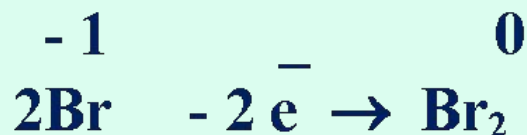
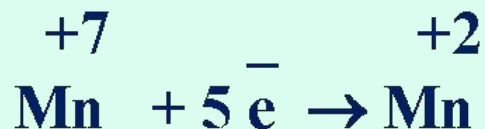
Определить, какой элемент окисляется  
(его степень окисления повышается) и какой элемент  
восстанавливается (его степень окисления понижается)  
в процессе реакции.

6) Определите число электронов в левой части схемы, которые необходимо добавить или отнять, чтобы уравнять заряд в схемах.

**Электрон имеет заряд равный: - 1 ,поэтому, чтобы:**

- а) увеличить заряд части схемы надо электроны отнимать;**
- б) уменьшить заряд части схемы надо электроны добавлять.**

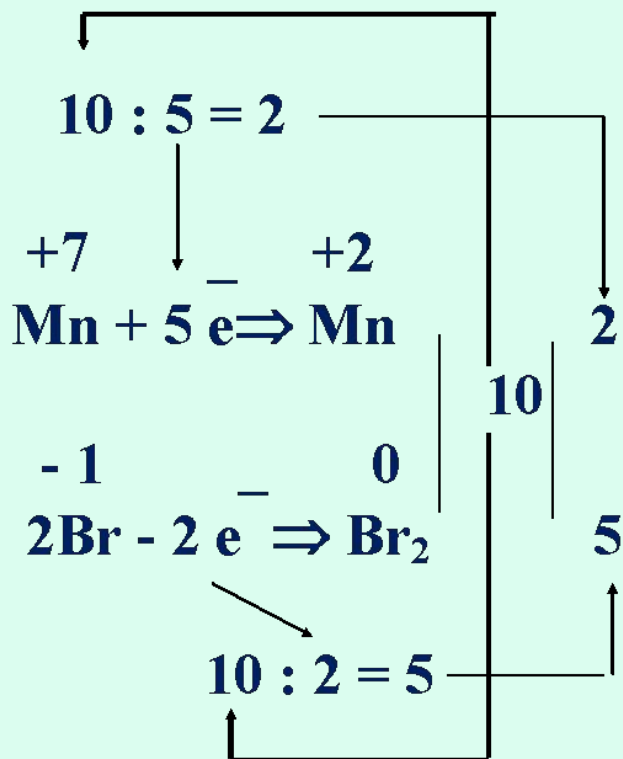
В схеме с марганцем в левой части заряд больше, чем заряд в правой части, поэтому, в левой части необходимо уменьшить заряд на разность:  
 $7-2 = 5$  единиц,  
т.е., добавить 5 электронов.



В схеме с бромом в левой части заряд меньше, чем заряд в правой части, поэтому, в левой части необходимо увеличить заряд на разность:  
 $0 - (-2) = 2$  единицы  
т.е., отнять 2 электрона.

7. Сбалансировать число электронов между окислителем и восстановителем. Определить основные коэффициенты и проставить в правую часть схемы реакции.

Основные коэффициенты - это числа, на которые необходимо умножить каждую схему так, чтобы произведения были равными.

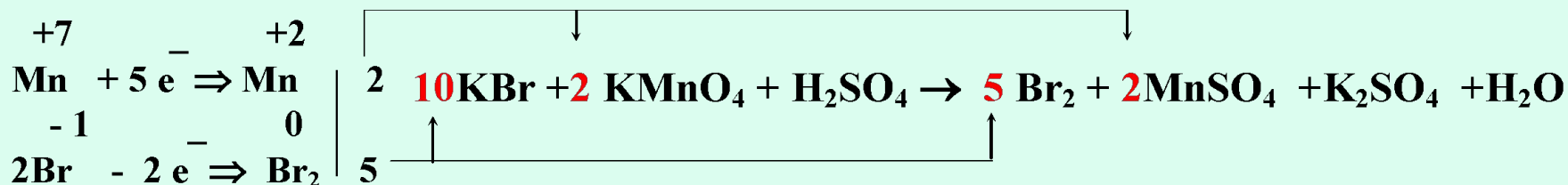


Для этого сначала находят наименьшее общее кратное (НОК) для чисел 5 и 2, которые указывают количество электронов в схемах.

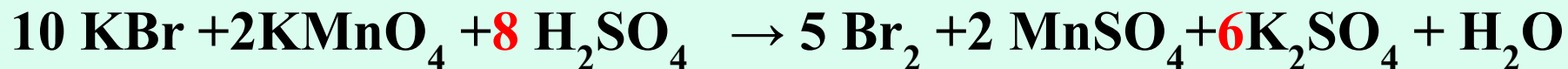
$$\text{НОК} = 10$$

Затем необходимо разделить НОК на каждое из указанных чисел

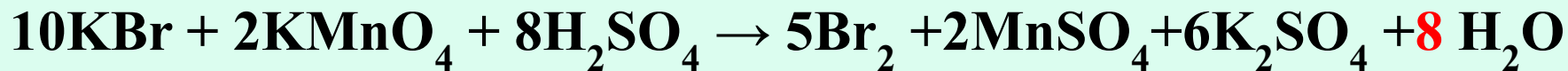
**8. Определить коэффициенты для окислителя и восстановителя, продуктов окисления и восстановления.**



**9. Уравнять число атомов всех других элементов кроме водорода и кислорода. Записать коэффициент перед формулой вещества, определяющего среду раствора.**



**10) Уравнять число атомов водорода.**



**11) Проверьте число атомов кислорода и поставьте знак равенства.**

Посчитаем количество атомов кислорода справа и слева, если их будет равное количество – уравнение мы уравнили.

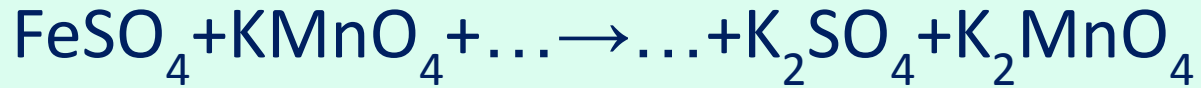
**12) Определить восстановитель (атом элемента, от которого смещаются электроны) и окислитель (атом элемента, к которому смещаются электроны).**

**+7**

**KMnO<sub>4</sub> – окислитель, за счет Mn;**

**KBr – восстановитель, за счет Br<sup>-1</sup>**

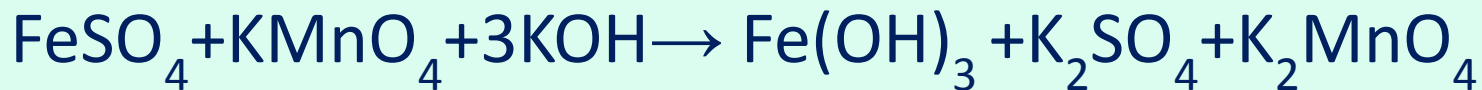
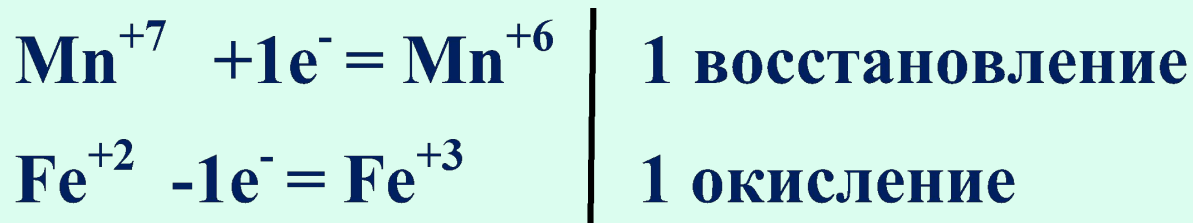
Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:



1. Степень окисления Mn изменяется от +7 до +6 в щелочной среде.  $\text{FeSO}_4$  окисляется в щелочной среде до  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ .

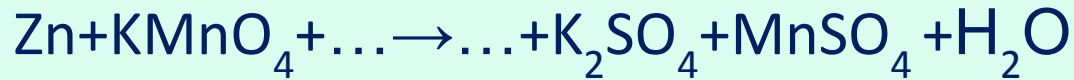


2. Электронный баланс:

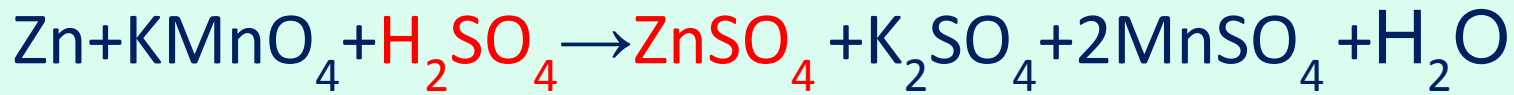


3.  $\text{FeSO}_4$  – восстановитель, за счет  $\text{Fe}^{+2}$ ;  $\text{KMnO}_4$  – окислитель, за счет  $\text{Mn}^{+7}$

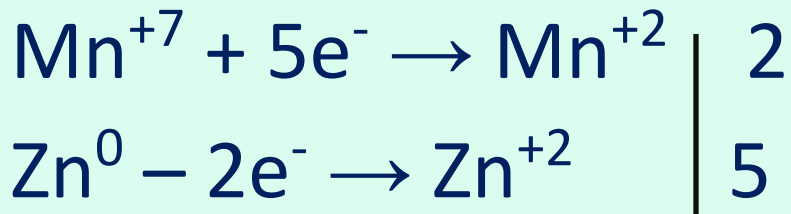
Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:



Степень окисления Mn изменяется от +7 до +2 в кислой среде!



**1. Электронный баланс:**



**2. Расставление коэффициентов в уравнении реакции:**



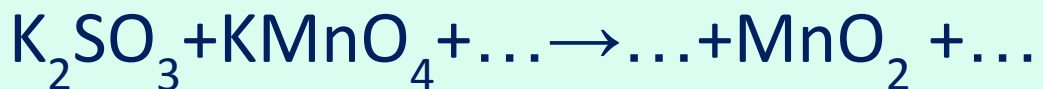
**3. Определение окислителя и восстановителя:**

**Zn – восстановитель;**

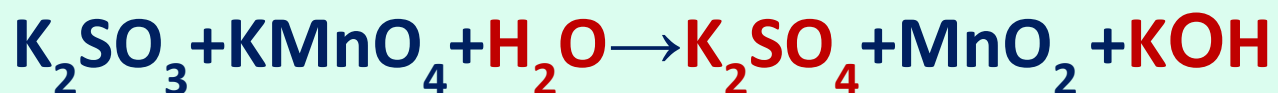
**KMnO<sub>4</sub> – окислитель, за счет Mn<sup>+7</sup>**



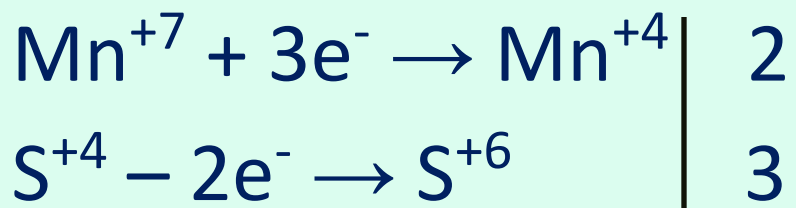
Используя метод электронного баланса,  
составьте уравнение реакции:



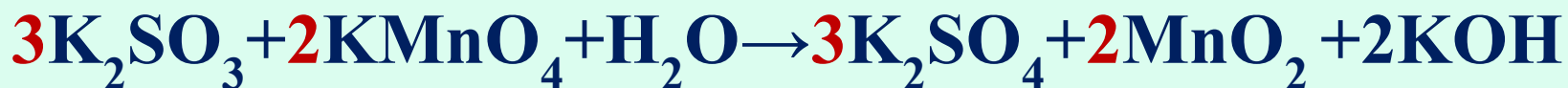
Степень окисления Mn изменяется от +7 до +4 в нейтральной среде!



1. Электронный баланс:



2. Расставление коэффициентов в уравнении реакции:



3. Определение окислителя и восстановителя:

$\text{K}_2\text{SO}_3$  – восстановитель, за счет  $\text{S}^{+4}$ ;

$\text{KMnO}_4$  – окислитель, за счет  $\text{Mn}^{+7}$

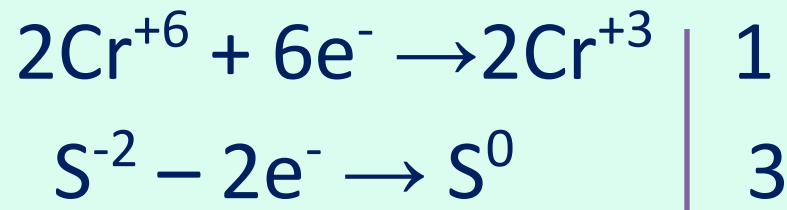
Используя метод электронного баланса,  
составьте уравнение реакции:



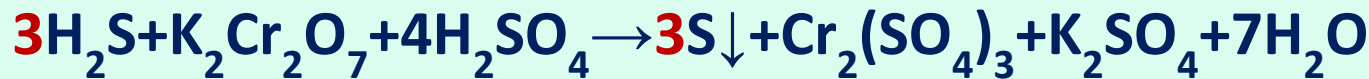
**Соли Cr(III) образуются в кислой среде!**



**1. Электронный баланс:**



**2. Расставление коэффициентов в уравнении  
реакции:**



**3. Определение окислителя и восстановителя:**

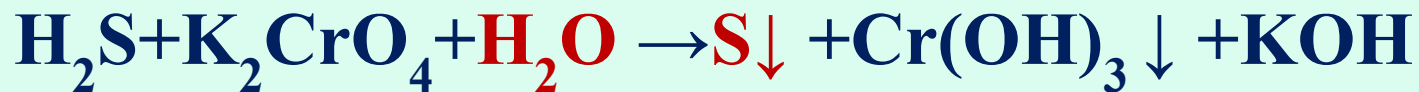
$\text{H}_2\text{S}$  – восстановитель, за счет  $\text{S}^{-2}$ ;

$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  – окислитель, за счет  $\text{Cr}^{+6}$

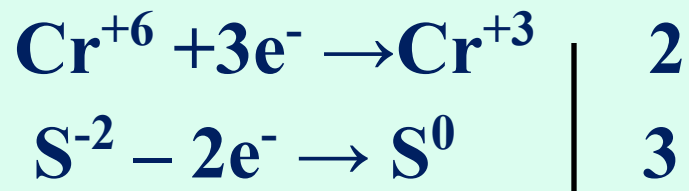
Используя метод электронного баланса,  
составьте уравнение реакции:



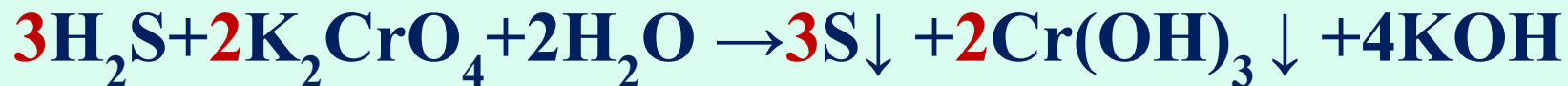
Гидроксид хрома(III) образуется в нейтральной среде.



1. Электронный баланс:



2. Расставление коэффициентов в уравнении реакции:

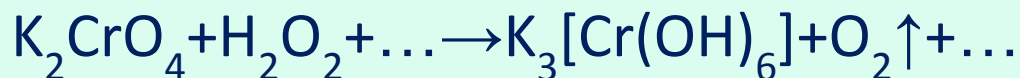


3. Определение окислителя и восстановителя:

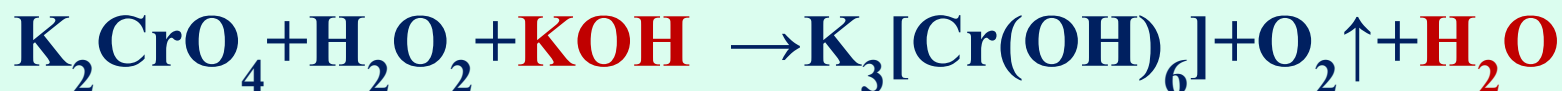
$\text{H}_2\text{S}$  – восстановитель, за счет  $\text{S}^{-2}$ ;

$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  – окислитель, за счет  $\text{Cr}^{+6}$

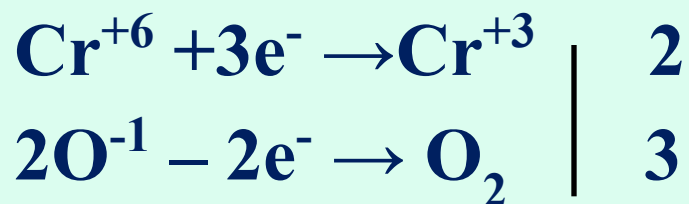
Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:



Комплексный анион  $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$  образуется в щелочной среде.



1. Электронный баланс:



2. Расставление коэффициентов в уравнении реакции:



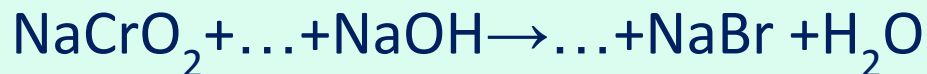
Т.к. в правой части уравнения в составе гидроксокомплекса содержится уже 6 атомов водорода, вода переносится в левую часть уравнения.

3. Определение окислителя и восстановителя:

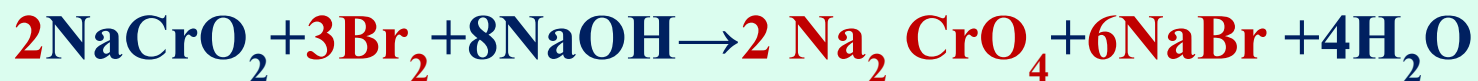
$\text{H}_2\text{O}_2$  – восстановитель, за счет  $\text{O}^{-1}$ ;

$\text{K}_2\text{CrO}_4$  – окислитель, за счет  $\text{Cr}^{+6}$

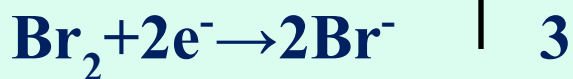
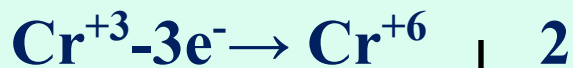
Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:



Соединения хрома(III) при окислении в щелочной среде образуют хроматы ( $\text{CrO}_4^{2-}$ ). Степень окисления хрома увеличивается от +3 до +6, следовательно  $\text{NaCrO}_2$  является восстановителем, а окислителем будет служить  $\text{Br}_2$ , степень окисления которого снижается от 0 до -1.



**Электронный баланс:**

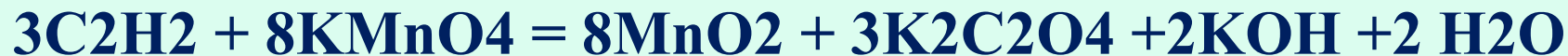


$\text{Br}_2$  – окислитель;

$\text{NaCrO}_2$  – восстановитель, за счет  $\text{Cr}^{+3}$

**Окислительно-восстановительные  
реакции  
в органической химии.**

# Ацетиленовые углеводороды.

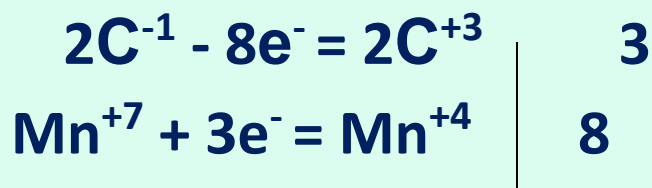


1. Определение с.о. углерода:

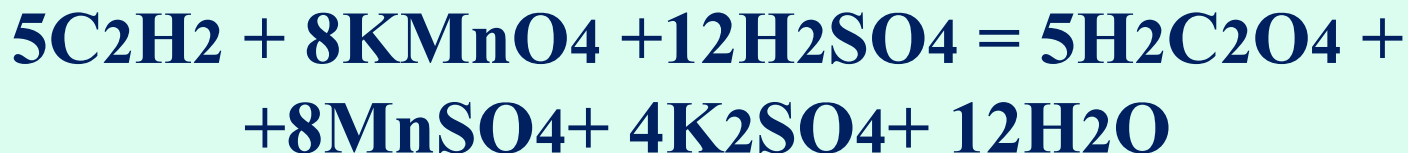
$$\text{C}_2\text{H}_2: 2x + 2*(+1)=0 \quad x = -1$$

$$\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 : = 2* (+1) + 2x + 2* (-2)=0 \quad x = +3$$

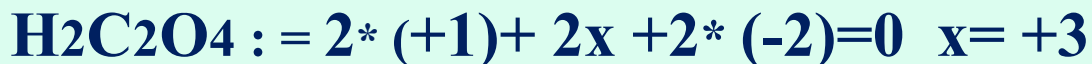
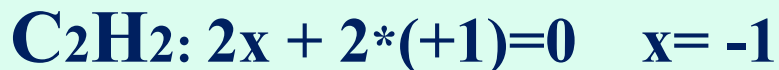
2. Электронный баланс:



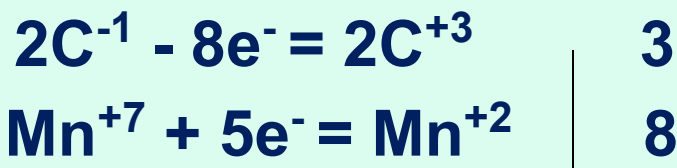
# Ацетиленовые углеводороды.



1. Определение с.о. углерода:

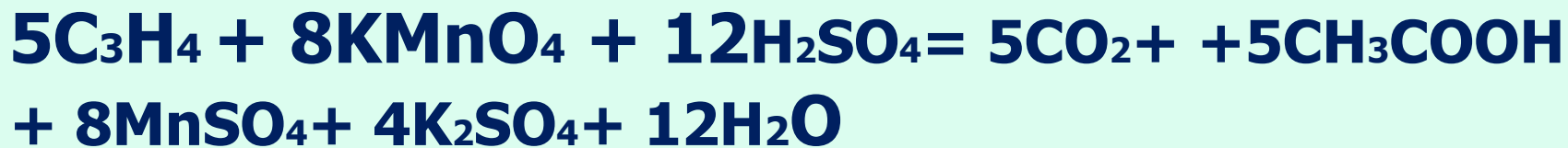


2. Электронный баланс:

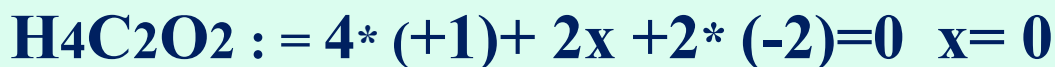
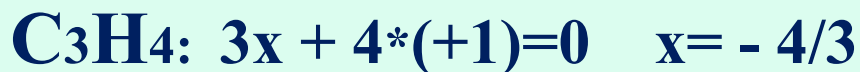




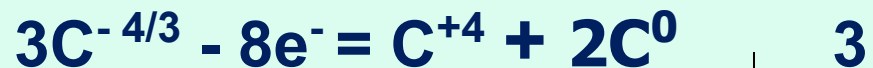
# Ацетиленовые углеводороды.



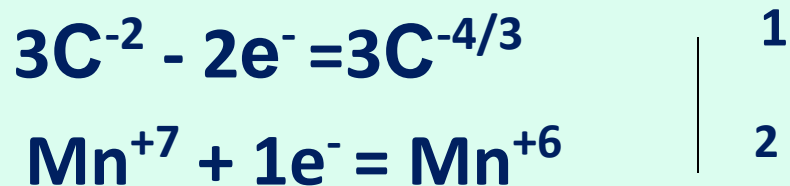
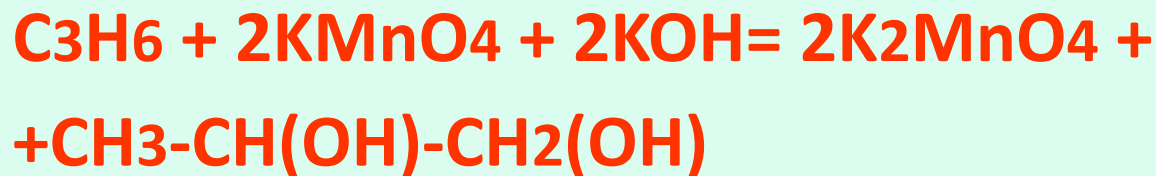
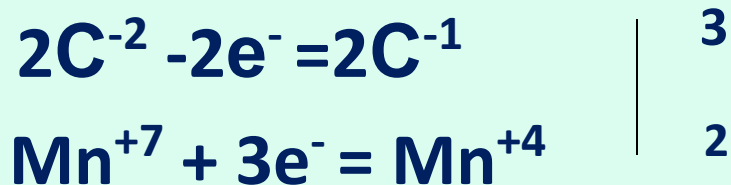
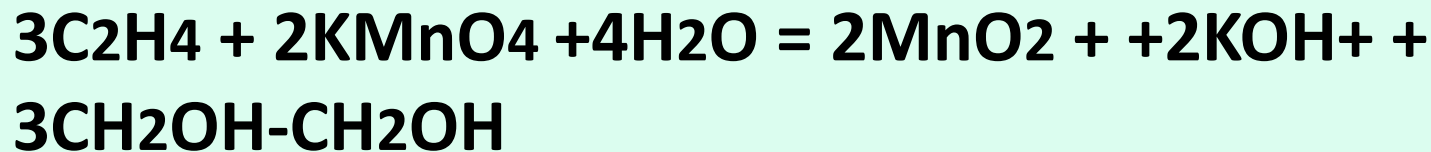
1. Определение с.о. углерода:



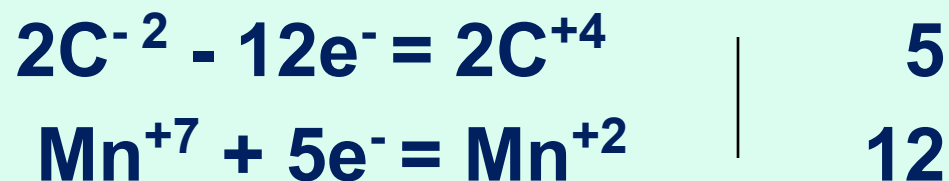
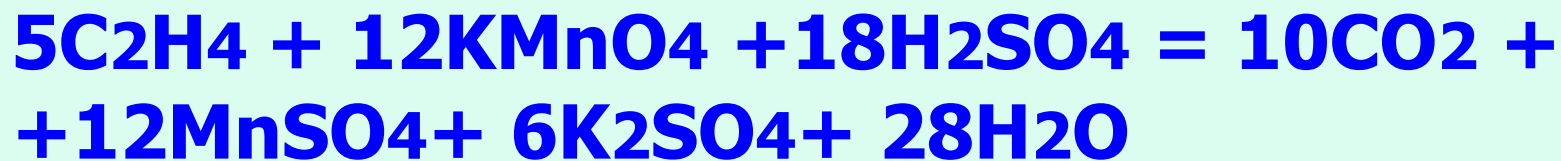
2. Электронный баланс:



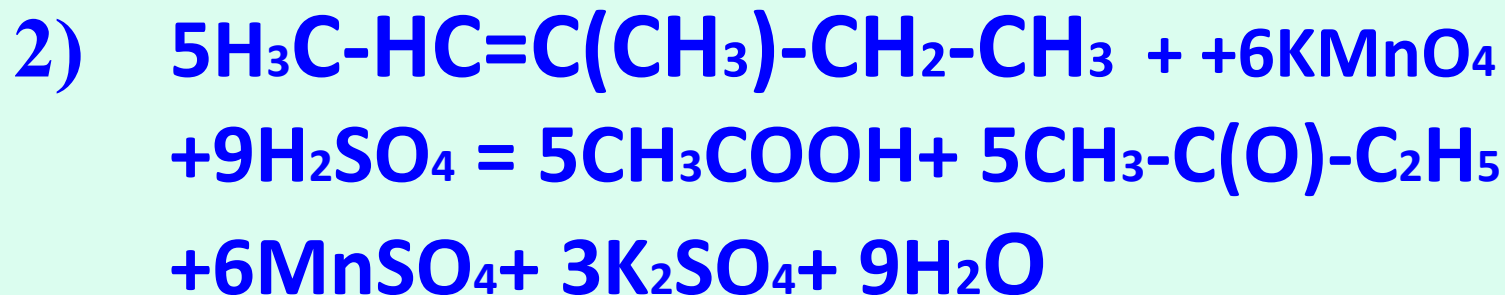
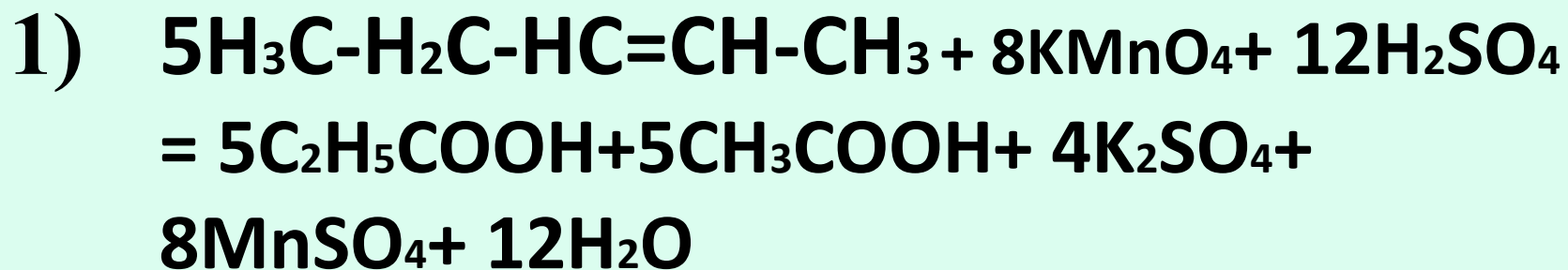
# Этиленовые углеводороды.



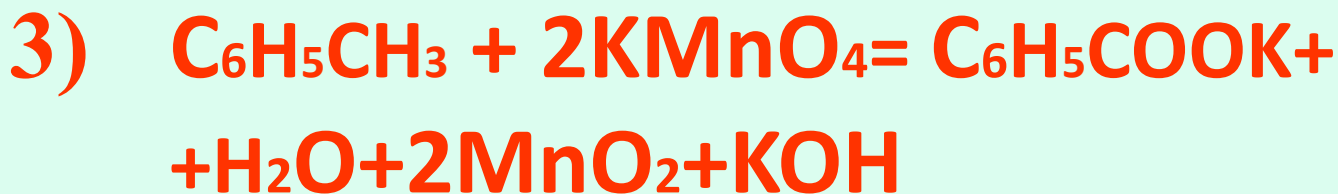
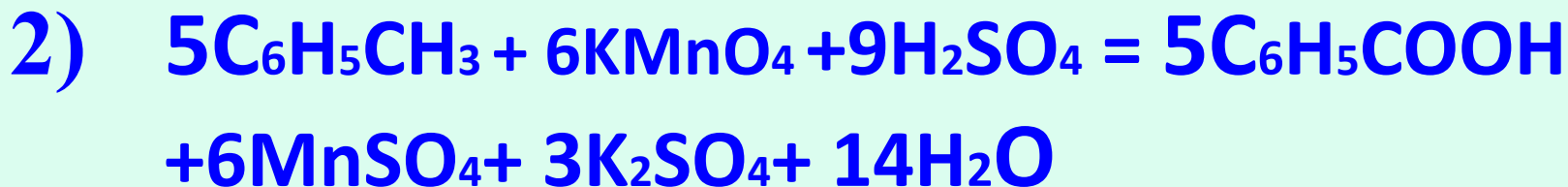
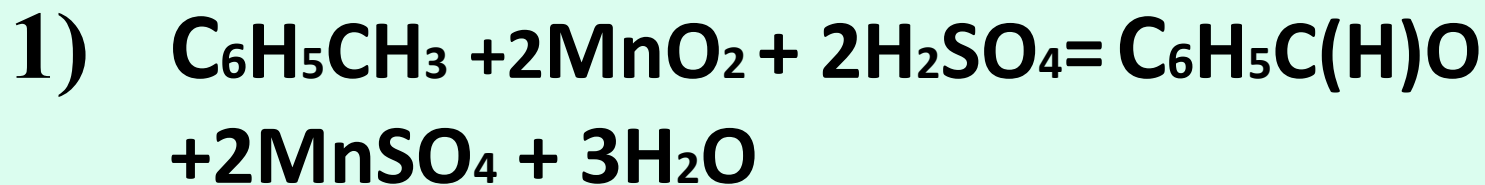
# Этиленовые углеводороды.



# Этиленовые углеводороды.



# Ароматические углеводороды.



# Задания для самостоятельной работы.

**С2.** Даны вещества, напишите уравнения четырёх возможных реакций между этими веществами:

1. Концентрированная бромоводородная кислота и гидроксид натрия, перманганат натрия, сера (3 ОВР).

2. Йод, азотная кислота (концентр.), сероводород и кислород (4 ОВР).

3. Сульфид алюминия, азотная кислота (концентр.), хлороводородная кислота, углерод (3 ОВР).

4. Концентрированная азотная кислота и растворы карбоната натрия, хлорида железа (III), сульфида натрия (2 ОВР).

5. Хлорид меди (II), кислород, серная кислота (конц.) и йодоводородная кислота . (3 ОВР).

