

Готовимся к ЕГЭ

*Тема «Окислительно-
восстановительные
реакции»*

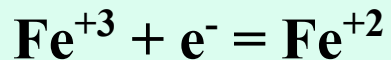
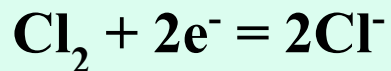
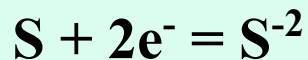
- Химические реакции, в результате которых происходит изменение степеней окисления атомов химических элементов или ионов, образующих реагирующие вещества, называют - ОКИСЛИТЕЛЬНО- ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫМИ РЕАКЦИЯМИ.
- В окислительно-восстановительных реакциях электроны не уходят из сферы реакции, а передаются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

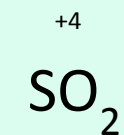
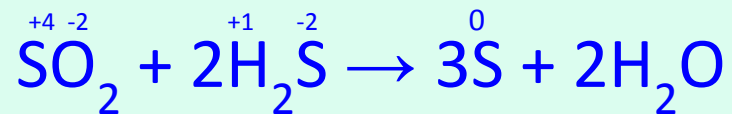
Так как ионы входят в состав определенных веществ, то и эти вещества соответственно называются восстановителями или окислителями.

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

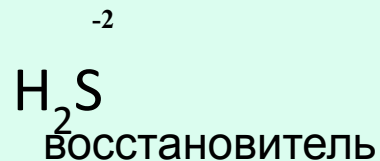
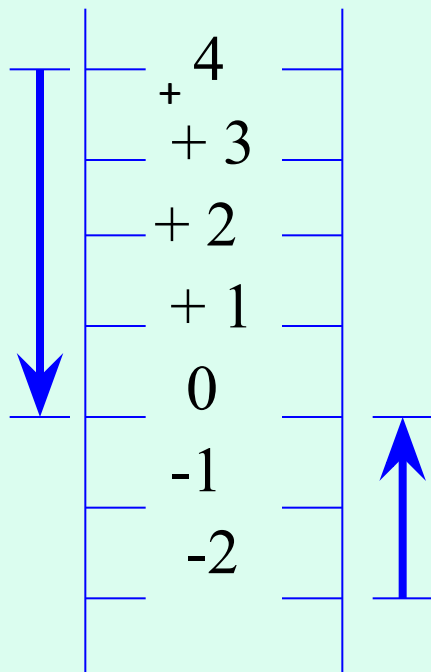
Число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, присоединяемых окислителем.

Запомните: окислитель восстанавливается, восстановитель окисляется!

Распознавание окислителя и восстановителя

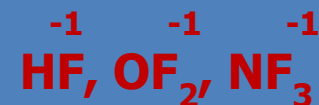
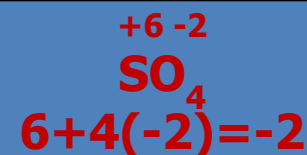
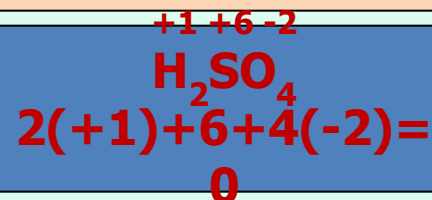


ОКИСЛИТЕЛЬ

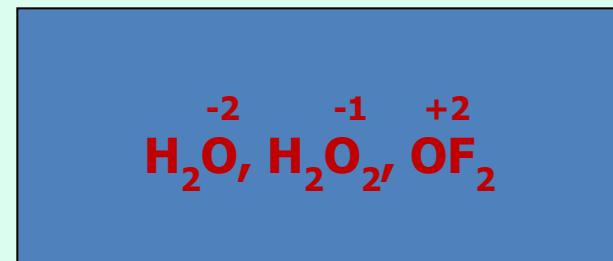


Степень окисления

- 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, SiH_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



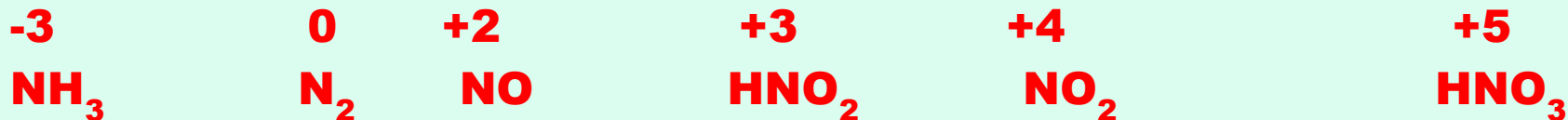
Важнейшие окислители и восстановители

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

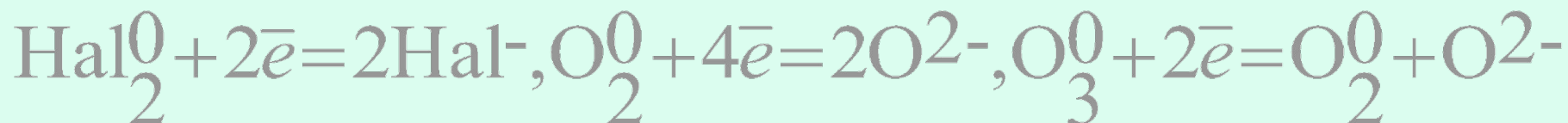
ТОЛЬКО

ВОССТАНОВИТЕЛЬ

ОКИСЛИТЕЛЬ

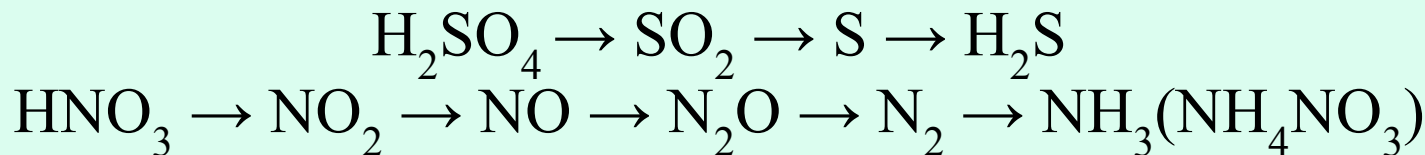
Важнейшие окислители.

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 получаются 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

NO_2	NO	N_2O	N_2	NH_4NO_3
Неактивные металлы (правее железа) + конц. кислота Неметаллы + конц. кислота	Неактивные металлы (правее железа) + разб. кислота	Активные металлы (щелочные, щелочноземельные, цинк) + конц. кислота	Активные металлы (щелочные, щелочноземельные, цинк) + кислота среднего разбавления	Активные металлы (щелочные, щелочноземельные, цинк) + очень разб. кислота

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.

SO_2	S	H_2S	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.

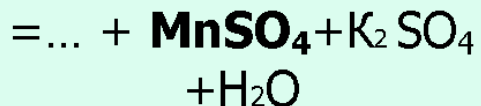
Не реагируют с серной кислотой ни при какой концентрации: Au, Pt, Pd.

Важнейшие окислители.



+ ВОССТАНОВИТЕЛЬ

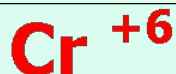
кислая среда:



нейтральная среда:



щелочная среда:



или



+ ВОССТАНОВИТЕЛИ



в кислой среде



в нейтральной среде



в щелочной среде

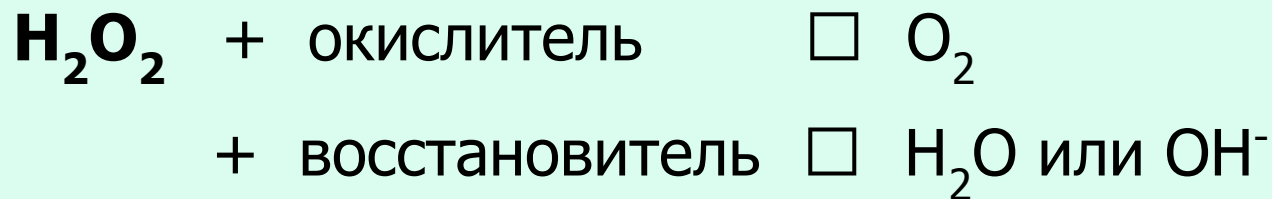
Окислители	Продукты восстановления	Условия
1. Оксокислоты, хлора, брома и их соли: HClO, HBrO, HClO ₃ , HBrO ₃	Cl ⁻ , Br ⁻	
2. Озон, O ₃	H ₂ O + O ₂ OH ⁻ + O ₂	<ul style="list-style-type: none"> • кислая среда, • нейтральная среда
3. Сера, S	S ²⁻	
6. Оксид серы (VI), SO ₃	SO ₂	
7. Оксид серы (IV), SO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

Важнейшие восстановители

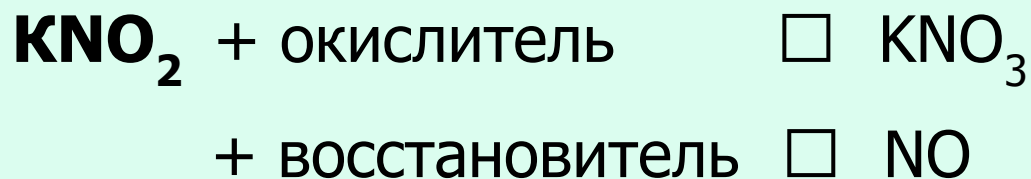
Восстановители	Продукты окисления	Условия
1. Металлы, M	M^+, M^{2+}, M^{3+}	кислая и нейтральная среда
2. Металлы, образующие амфотерные гидроксиды: Be, Zn, Al	$[Zn(OH)_4]^{2-}, [Al(OH)_4]^-$, ZnO_2^{2-}, AlO_2^-	<ul style="list-style-type: none"> щелочная среда (раствор), щелочная среда (сплавление)
5. Сера, S	$SO_2, SO_4^{2-}, SO_3^{2-}$	<ul style="list-style-type: none"> кислая среда, щелочная среда
6. Сероводород, H_2S , сульфиды, S^{2-}	S SO_2 H_2SO_4, SO_4^{2-}	<ul style="list-style-type: none"> с сильными окислителями, при обжиге, с сильными окислителями
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"> в газовой сфере, в водных растворах
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"> в газовой сфере, в водных растворах
9. Аммиак, NH_3	N_2 NO	<ul style="list-style-type: none"> в большинстве случаев, каталитическое окисление
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"> щелочная среда, кислая среда
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"> нейтральная среда, щелочная среда, кислая среда
15. Пероксид водорода, H_2O_2	$O_2 + H^+$ $O_2 + H_2O$	<ul style="list-style-type: none"> кислая среда, нейтральная среда

Окислительно-восстановительная двойственность

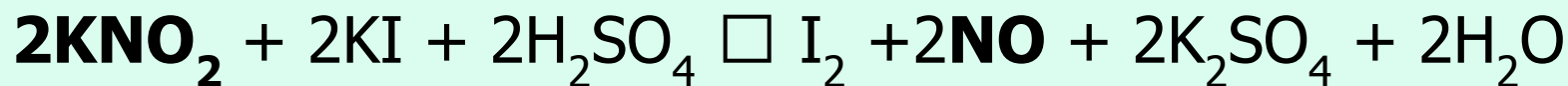
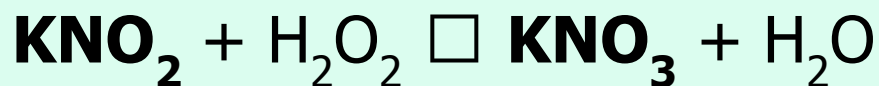
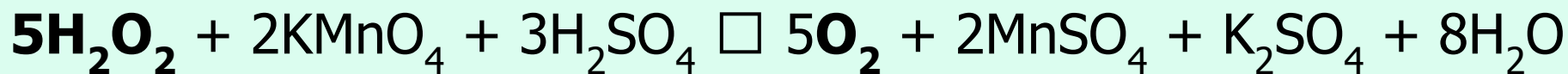
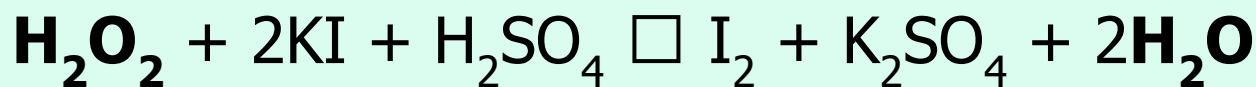
Пероксид водорода:



Нитриты щелочных металлов и аммония:

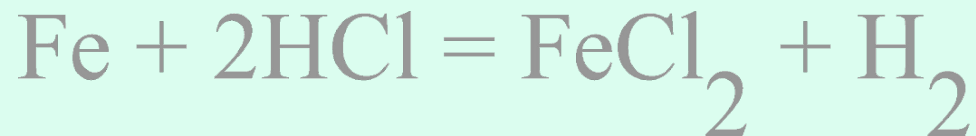


Примеры реакций:

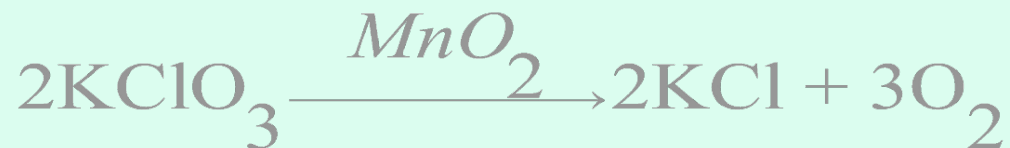


Типы ОВР

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)**

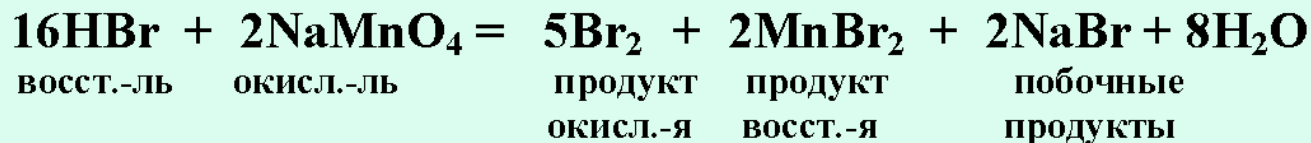
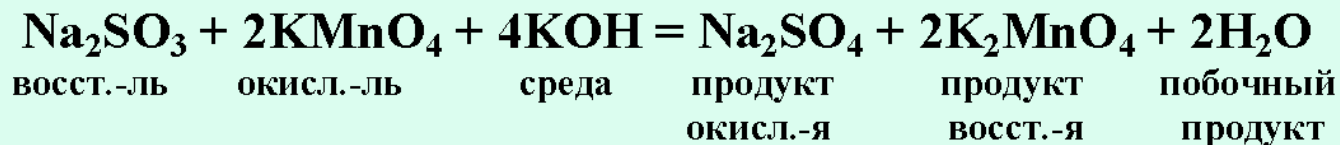
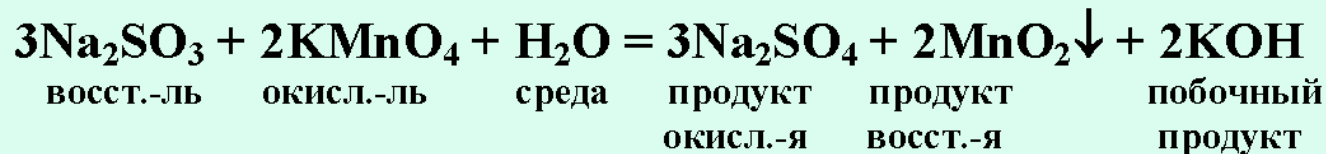
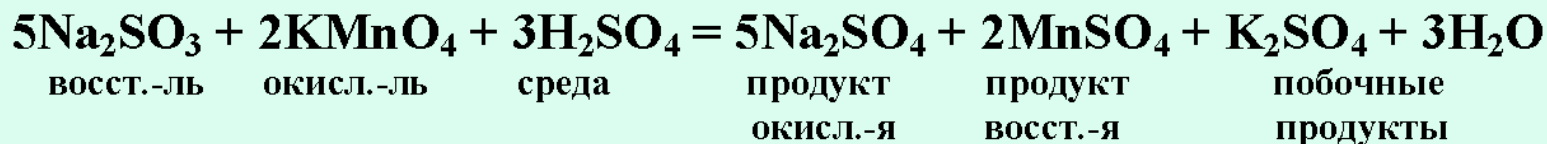


а если в разных веществах, то к реакциям **конпропорционирования**
например: $2\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 = 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$

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.

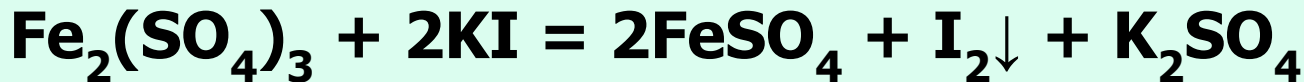
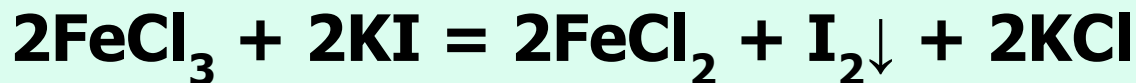
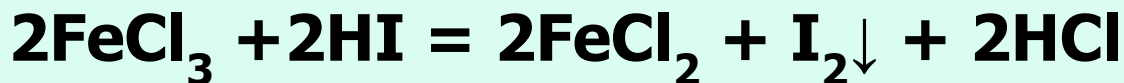
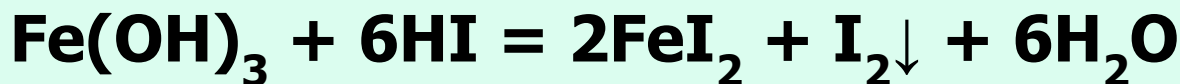
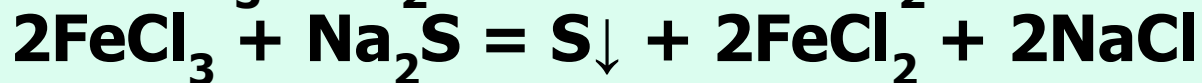
Азотную и соляную применяют редко, т.к. первая является сильным окислителем, а вторая способна окисляться. Для создания щелочной среды применяют растворы гидроксидов калия или натрия.

Примеры влияния среды на характер продуктов ОВР:

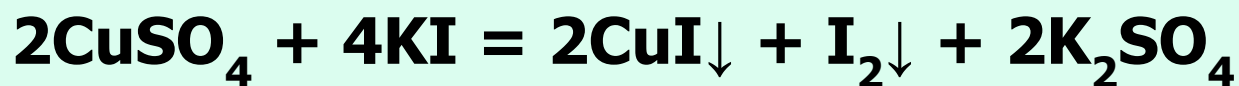


Окислительно – восстановительные реакции,
а не реакции обмена.

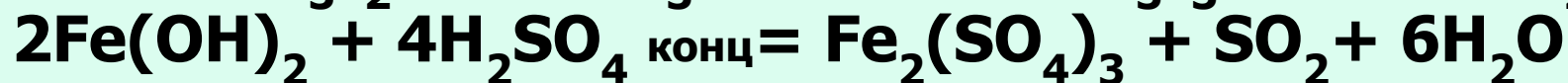
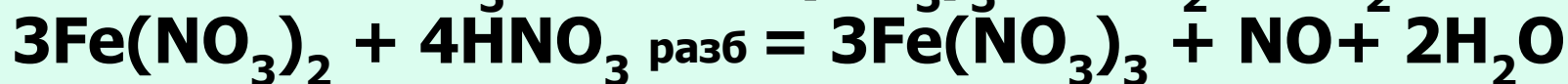
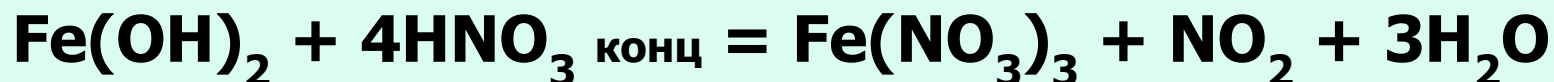
1. Окислители – соединения железа (III),
восстановители – сульфиды, йодиды. При этом
катион Fe^{3+} восстанавливается до катиона Fe^{2+} ,
сульфид – анион S^{2-} окисляется до серы S^0 , а йодид –
анион I^- окисляется до йода I_2 .



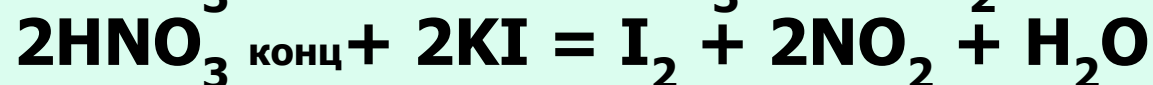
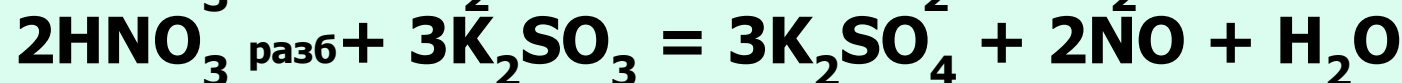
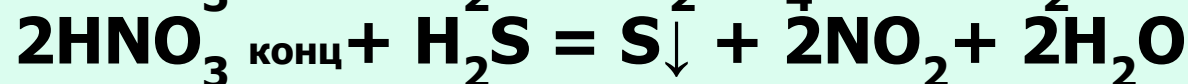
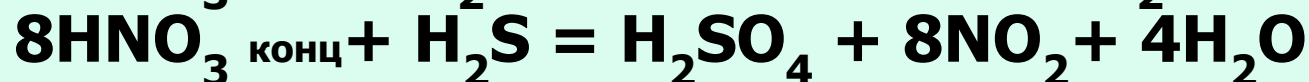
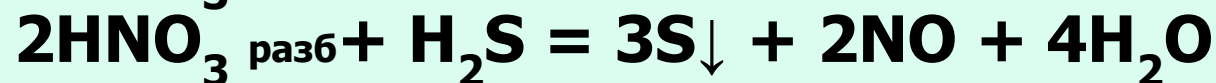
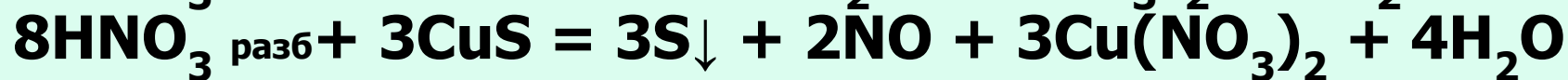
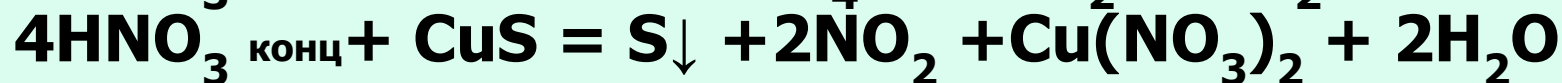
2. Окислители – соединения меди (II), восстановители – йодиды. При этом катион Cu^{2+} восстанавливается до катиона Cu^+ , а йодид – анион окисляется до йода I_2 :



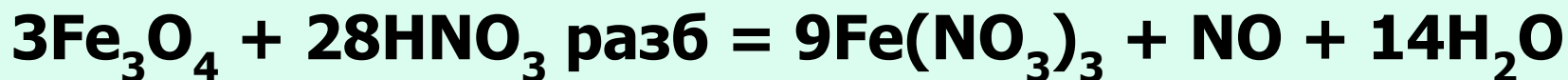
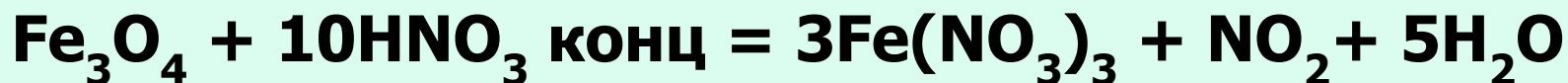
3. Окислитель – азотная кислота или серная концентрированная кислота, восстановитель – соединения железа (II). При этом азотная кислота восстанавливается до NO_2 или NO , серная – до SO_2 , а катион Fe^{2+} окисляется до катиона Fe^{3+} :



4. Окислитель – азотная кислота, восстановитель – сульфиды, йодиды, сульфиты. При этом азотная кислота, в зависимости от концентрации, восстанавливается до NO_2 (концентрированная), до NO (разбавленная); сульфид – анион S^{2-} окисляется до серы S^0 или сульфат – аниона SO_4^{2-} , йодид – анион – до йода I_2 , а сульфит – анион SO_3^{2-} – до сульфат – аниона SO_4^{2-} :



5. Железная окалина – Fe_3O_4 , это смесь двух оксидов - FeO и Fe_2O_3 . Поэтому при взаимодействии с сильными окислителями она окисляется до соединения железа (III) за счёт катионов Fe^{2+} - восстановителей, а при взаимодействии с сильными восстановителями восстанавливается до соединения железа (II) за счёт катионов Fe^{3+} - окислителей:

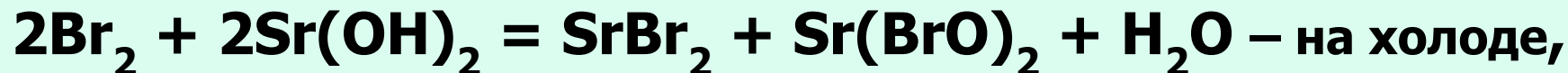


При взаимодействии с большинством кислот происходит реакция обмена, получаются две соли:

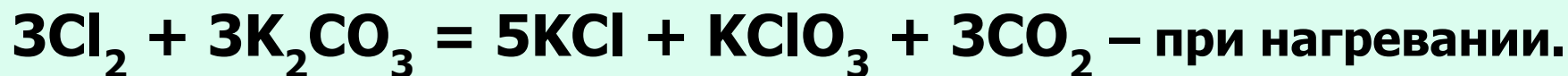


Реакции диспропорционирования

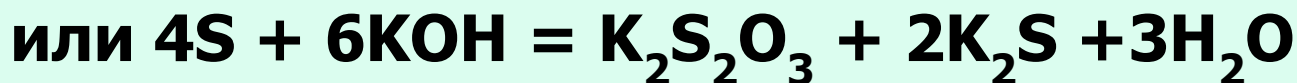
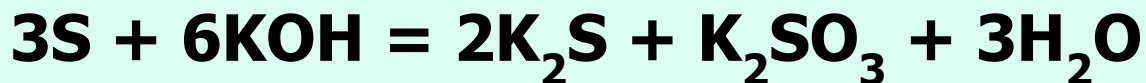
1. Все галогены, кроме F_2 , диспропорционируют в растворах всех щелочей. При комнатной температуре или на холоде получаются две соли – МГ, МГО и H_2O ; при нагревании – две соли: МГ, МГО₃ и H_2O .



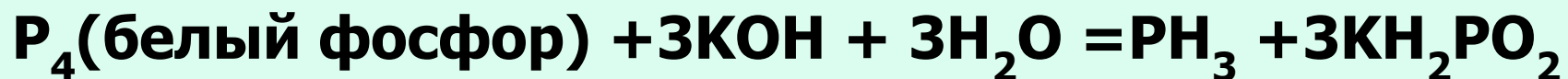
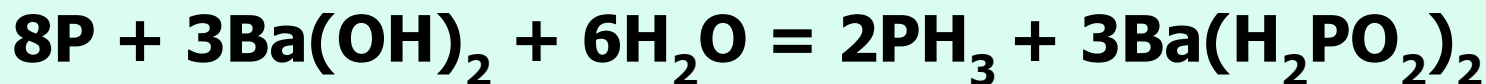
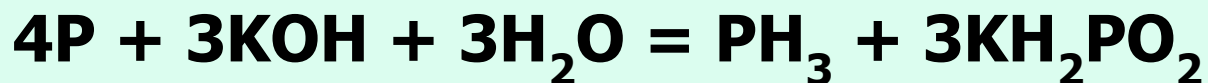
Аналогично происходят реакции с растворами карбонатов:



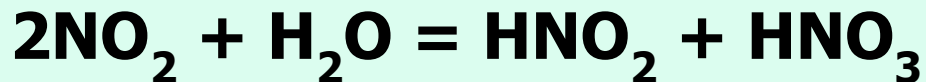
2. Диспропорционирование серы в растворах щелочей:



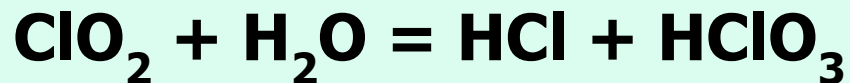
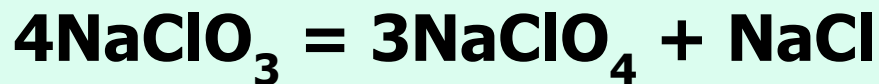
3. Диспропорционирование фосфора в растворах щелочей.



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



5. Другие реакции диспропорционирования:



Особенности поведения некоторых окислителей и восстановителей.

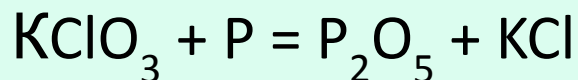
- Во что переходят восстановители в реакциях с KMnO_4 или $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$?

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

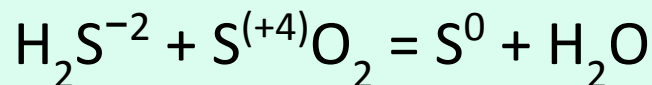
б) P^{-3} , As^{-3} \square +5

в) N^{+3} , S^{+4} , 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 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 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.

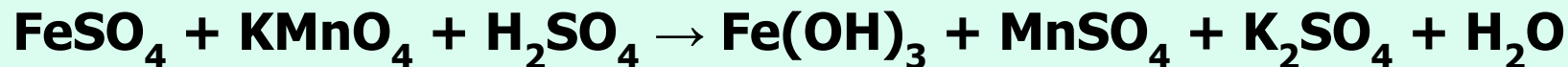
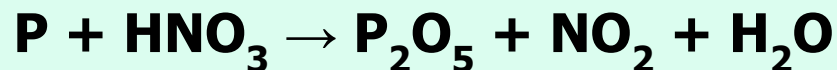
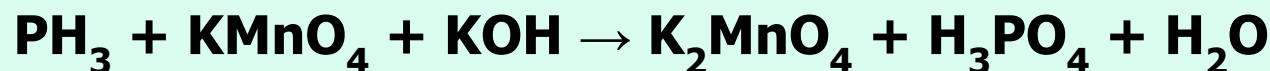
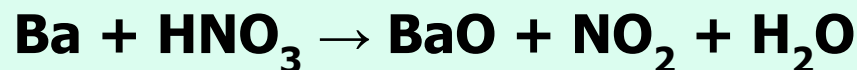
Возможные ошибки.

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

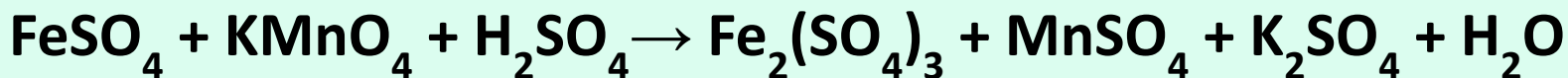
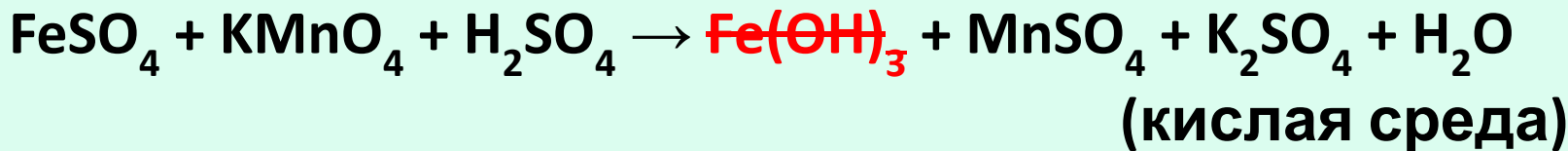
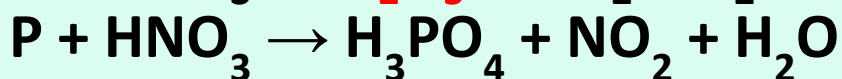
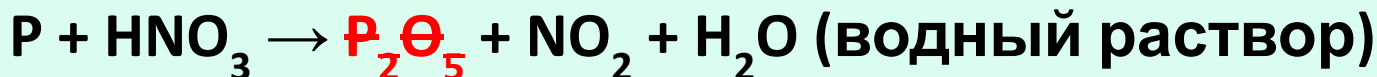
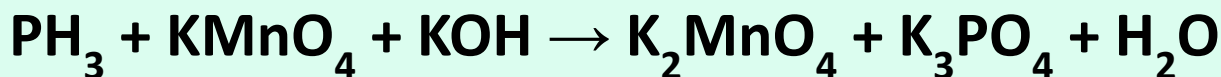
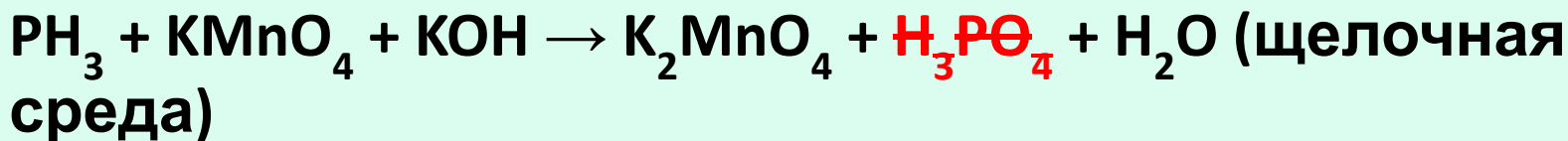
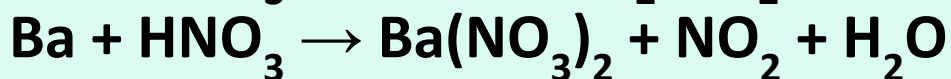
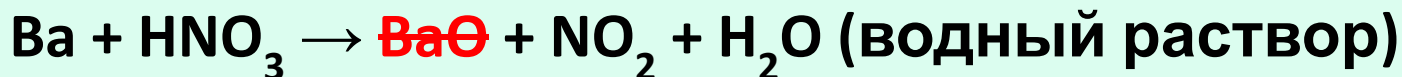
Пример: в реакции $MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$ свободный хлор часто теряется. Получается, что электроны к марганцу прилетели из космоса...

- **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:

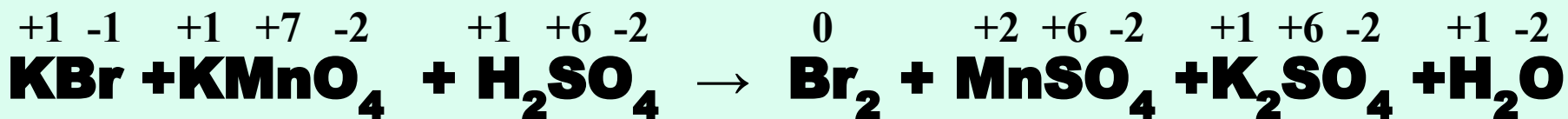
- 1) метод электронного баланса;**
- 2) ионно-электронный метод или составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций.**

Составление окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса

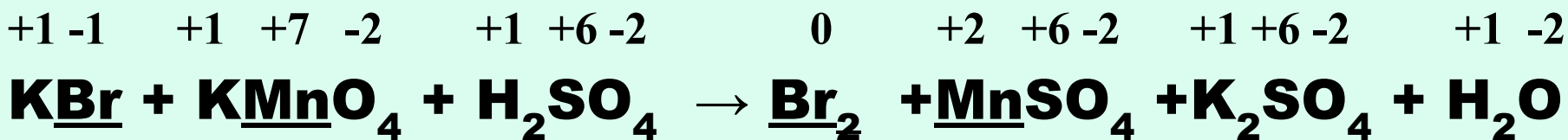
- ***Метод основан*** на сравнении степеней окисления атомов в исходных веществах и продуктах реакции и на балансировании числа электронов, смещаемых от восстановителя к окислителю.
- ***Метод применяют*** для составления уравнений реакций, протекающих в любых фазах. В этом универсальность и удобство 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.

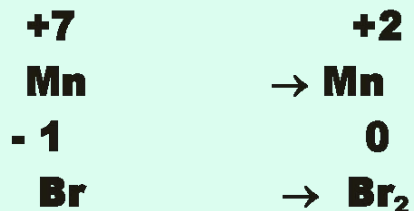


Подчеркнуть элементы, степени, окисления которых изменяются.

3) Составьте первоначальные схемы электронного баланса.

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

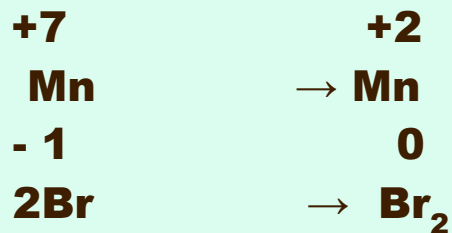
Проставить над ними их степени окисления.



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.

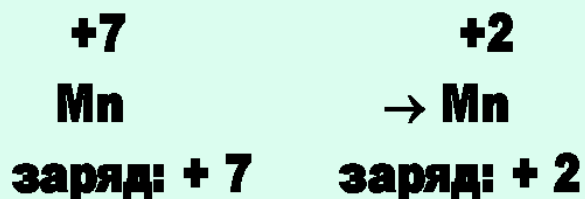


В левой части схемы 1 атом брома, а в правой части схемы 2 атома брома. Число атомов неравное, поэтому, в левую часть схемы надо поставить перед символом цифру 2.

5) Определите заряды в левой и правой частях схем.

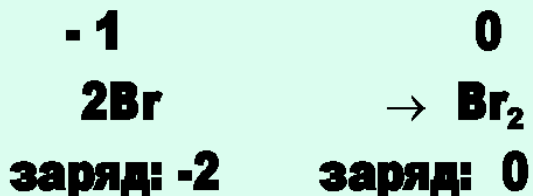
Чтобы определить заряд, необходимо число атомов умножить на степень окисления элемента.

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



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

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



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

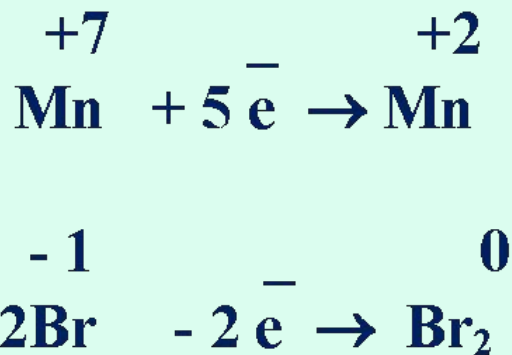
Определить, какой элемент окисляется
(его степень окисления повышается) и какой элемент
восстанавливается (его степень окисления понижается)
в процессе реакции.

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.**

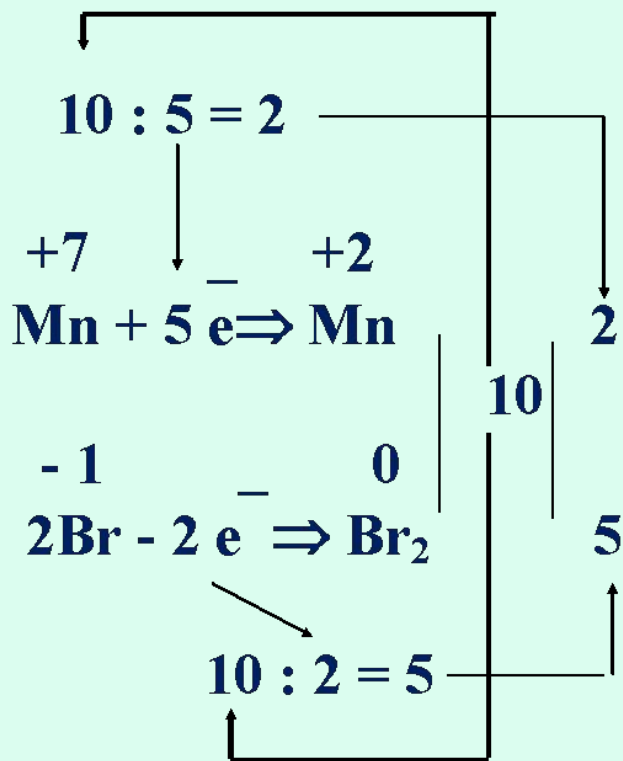
В схеме с марганцем в левой части заряд больше, чем заряд в правой части, поэтому, в левой части необходимо уменьшить заряд на разность:
 $7-2 = 5$ единиц,
т.е., добавить 5 электронов.



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.

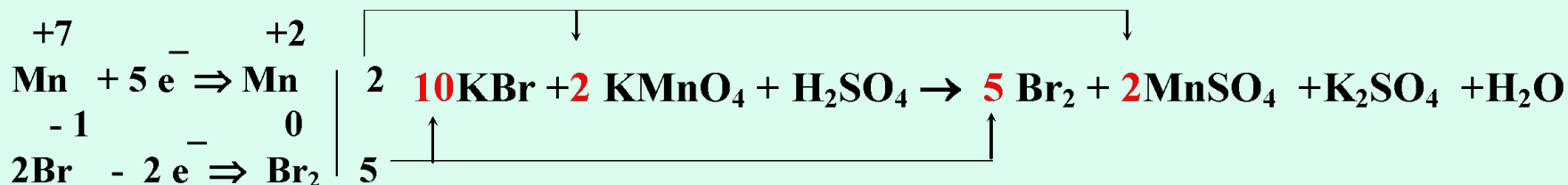


Для этого сначала находят наименьшее общее кратное (НОК) для чисел 5 и 2, которые указывают количество электронов в схемах.

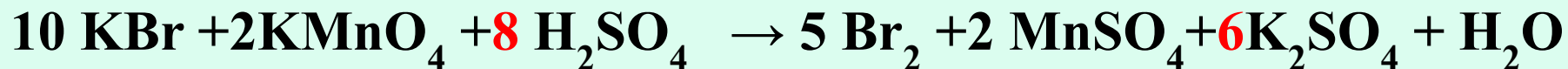
$$\text{НОК} = 10$$

Затем необходимо разделить НОК на каждое из указанных чисел

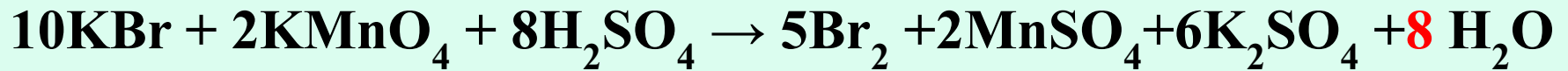
8. Определить коэффициенты для окислителя и восстановителя, продуктов окисления и восстановления.



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 уравнивали.

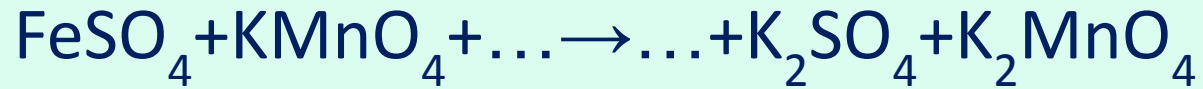
12) Определить восстановитель (атом элемента, от которого смещаются электроны) и окислитель (атом элемента, к которому смещаются электроны).

+7

KMnO₄ – окислитель, за счет Mn;

KBr – восстановитель, за счет Br⁻¹

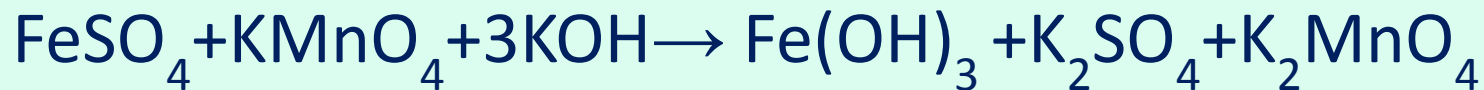
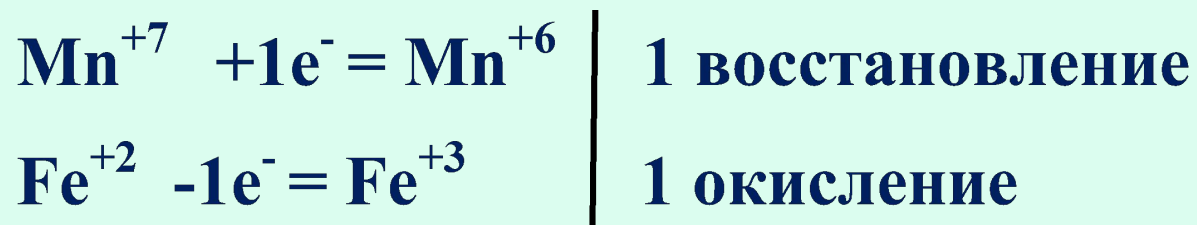
Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:



1. Степень окисления Mn изменяется от +7 до +6 в щелочной среде. FeSO_4 окисляется в щелочной среде до $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

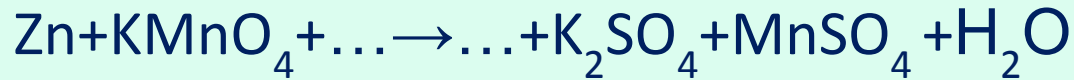


2. Электронный баланс:

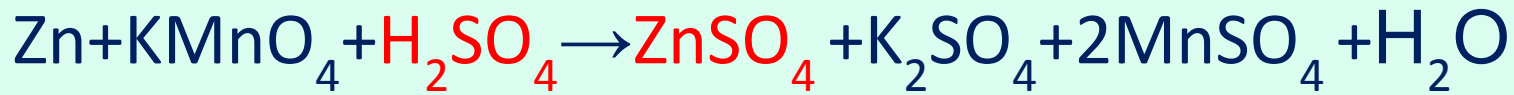


3. FeSO_4 – восстановитель, за счет Fe^{+2} ; KMnO_4 – окислитель, за счет Mn^{+7}

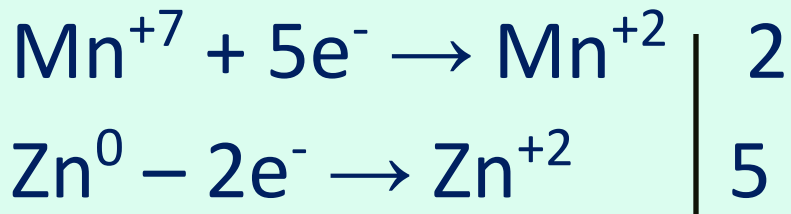
Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:



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



1. Электронный баланс:



2. Расставление коэффициентов в уравнении реакции:

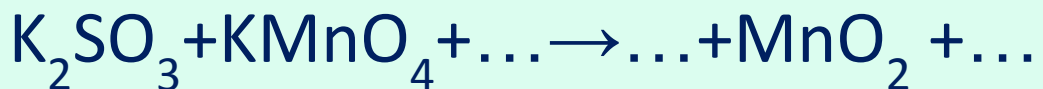


3. Определение окислителя и восстановителя:

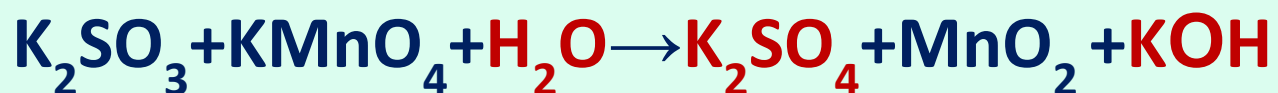
Zn – восстановитель;

KMnO₄ – окислитель, за счет Mn⁺⁷

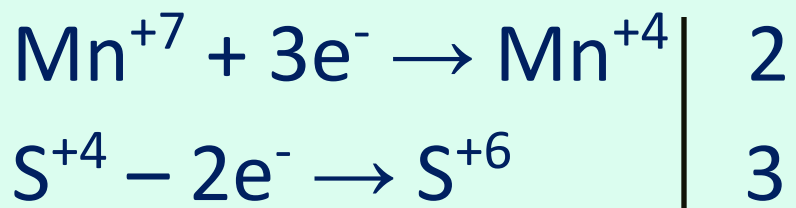
Используя метод электронного баланса,
составьте уравнение реакции:



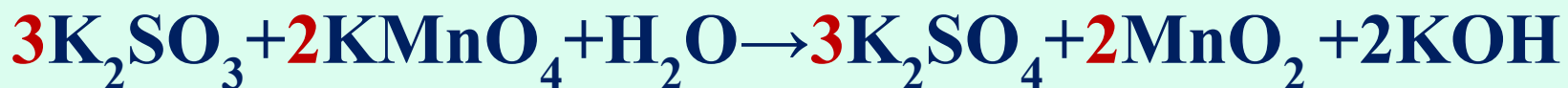
Степень окисления Mn изменяется от +7 до +4 в нейтральной среде!



1. Электронный баланс:



2. Расставление коэффициентов в уравнении реакции:



3. Определение окислителя и восстановителя:

K_2SO_3 – восстановитель, за счет S^{+4} ;

KMnO_4 – окислитель, за счет Mn^{+7}

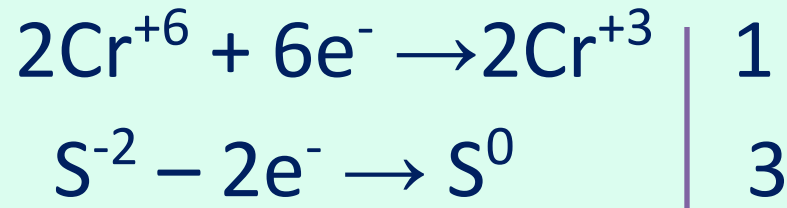
Используя метод электронного баланса,
составьте уравнение реакции:



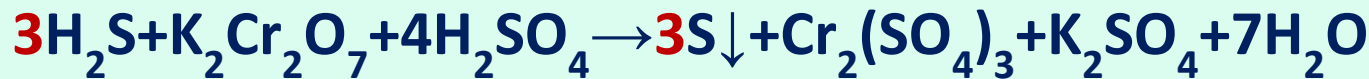
Соли Cr(III) образуются в кислой среде!



1. Электронный баланс:



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



3. Определение окислителя и восстановителя:

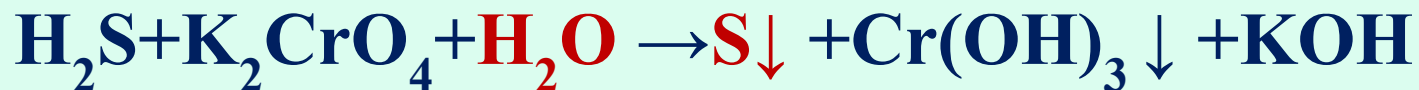
H_2S – восстановитель, за счет S^{-2} ;

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

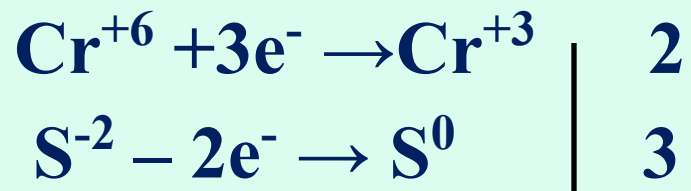
Используя метод электронного баланса,
составьте уравнение реакции:



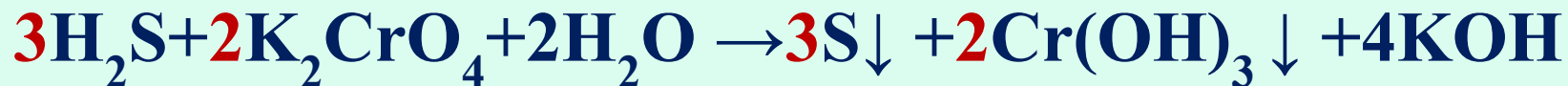
Гидроксид хрома(III) образуется в нейтральной среде.



1. Электронный баланс:



2. Расставление коэффициентов в уравнении реакции:

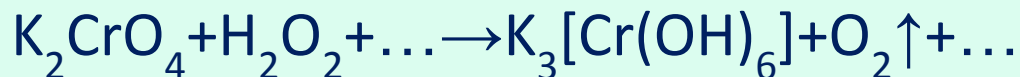


3. Определение окислителя и восстановителя:

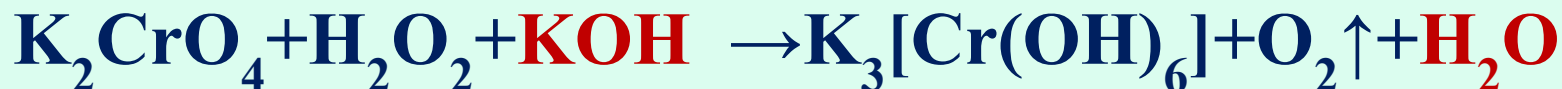
H_2S – восстановитель, за счет S^{-2} ;

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

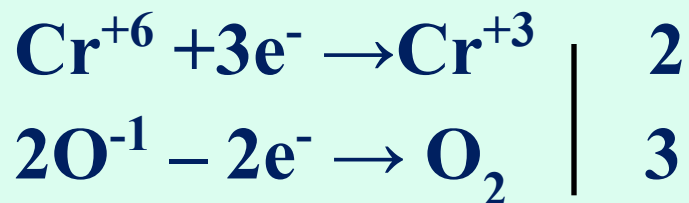
Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:



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



1. Электронный баланс:



2. Расставление коэффициентов в уравнении реакции:



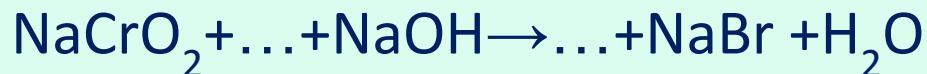
Т.к. в правой части уравнения в составе гидроксокомплекса содержится уже 6 атомов водорода, вода переносится в левую часть уравнения.

3. Определение окислителя и восстановителя:

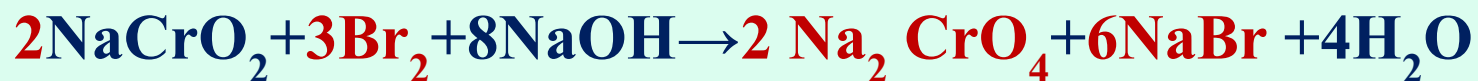
H_2O_2 – восстановитель, за счет O^{-1} ;

K_2CrO_4 – окислитель, за счет Cr^{+6}

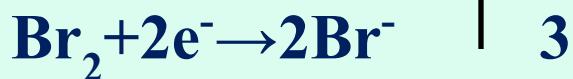
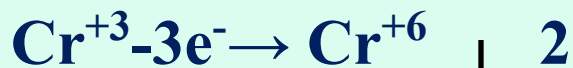
Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:



Соединения хрома(III) при окислении в щелочной среде образуют хроматы (CrO_4^{2-}). Степень окисления хрома увеличивается от +3 до +6, следовательно NaCrO_2 является восстановителем, а окислителем будет служить Br_2 , степень окисления которого снижается от 0 до -1.



Электронный баланс:

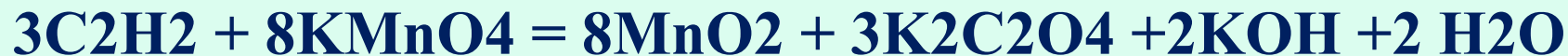


Br_2 – окислитель;

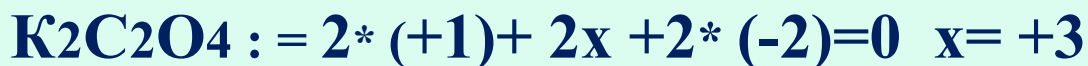
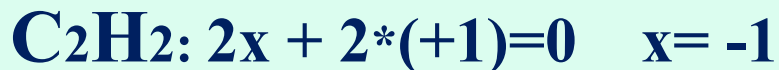
NaCrO_2 – восстановитель, за счет Cr^{+3}

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

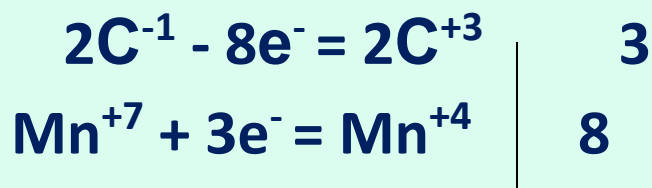
Ацетиленовые углеводороды.



1. Определение с.о. углерода:



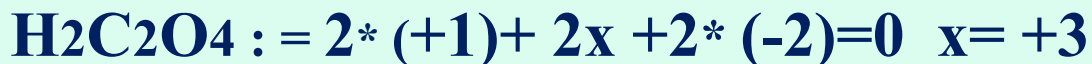
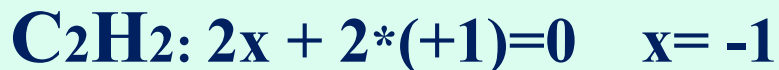
2. Электронный баланс:



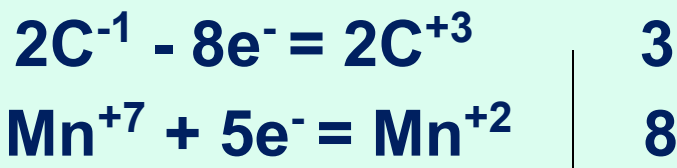
Ацетиленовые углеводороды.



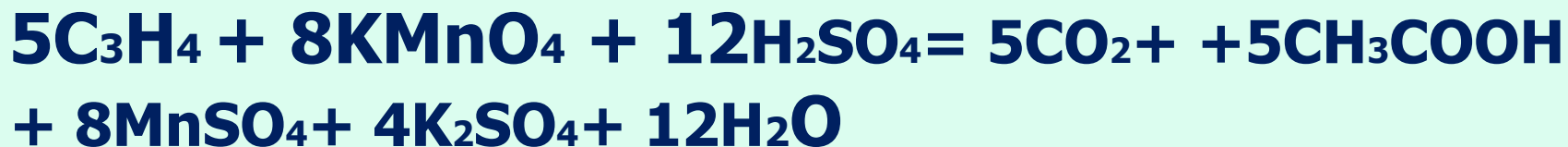
1. Определение с.о. углерода:



2. Электронный баланс:



Ацетиленовые углеводороды.



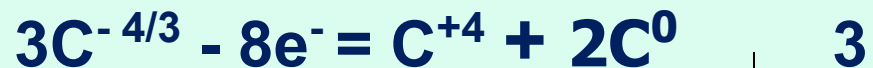
1. Определение с.о. углерода:

$$\text{C}_3\text{H}_4: 3x + 4*(+1)=0 \quad x = -4/3$$

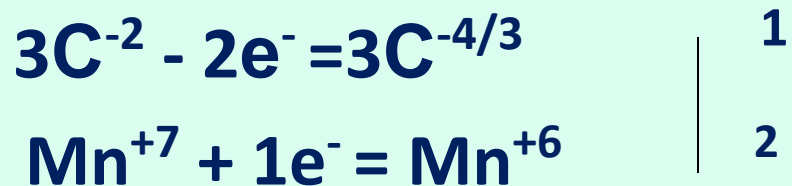
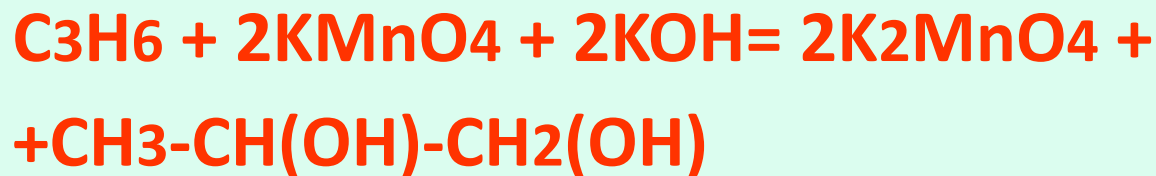
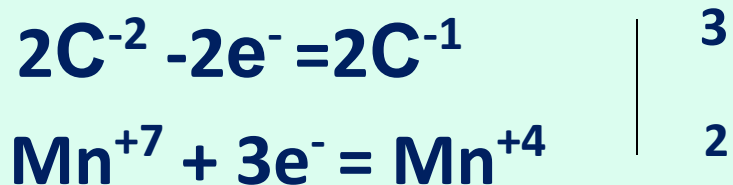
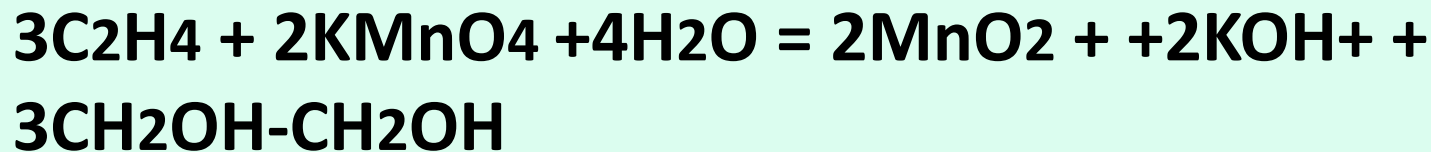
$$\text{H}_4\text{C}_2\text{O}_2 : = 4*(+1) + 2x + 2*(-2)=0 \quad x = 0$$

$$\text{CO}_2: +4$$

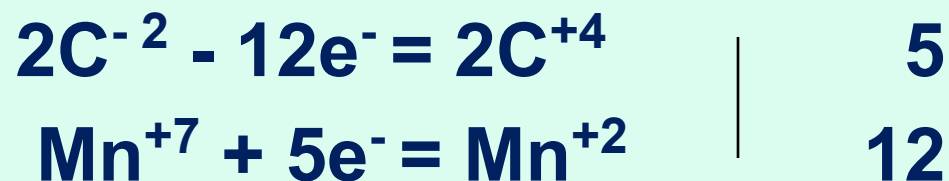
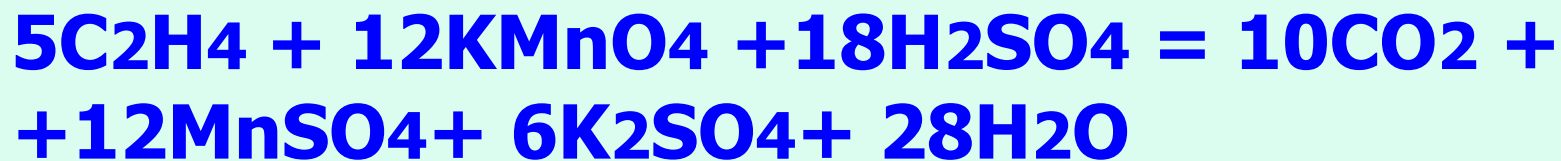
2. Электронный баланс:



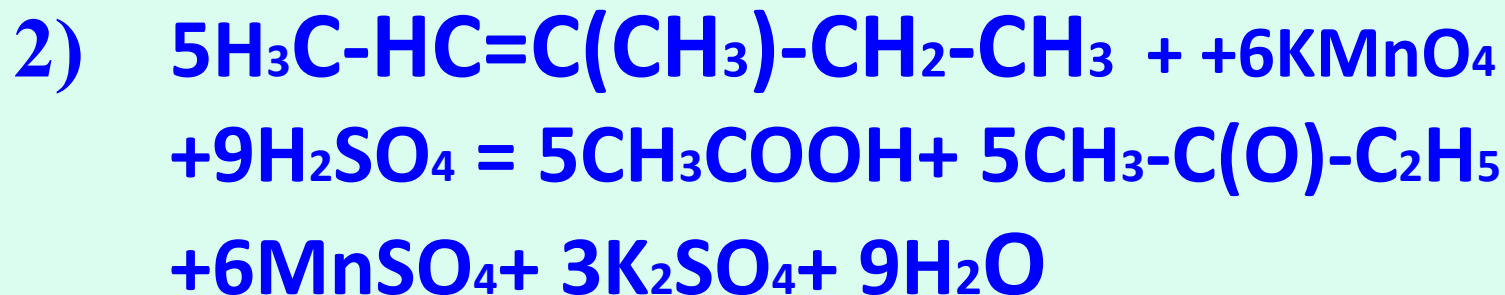
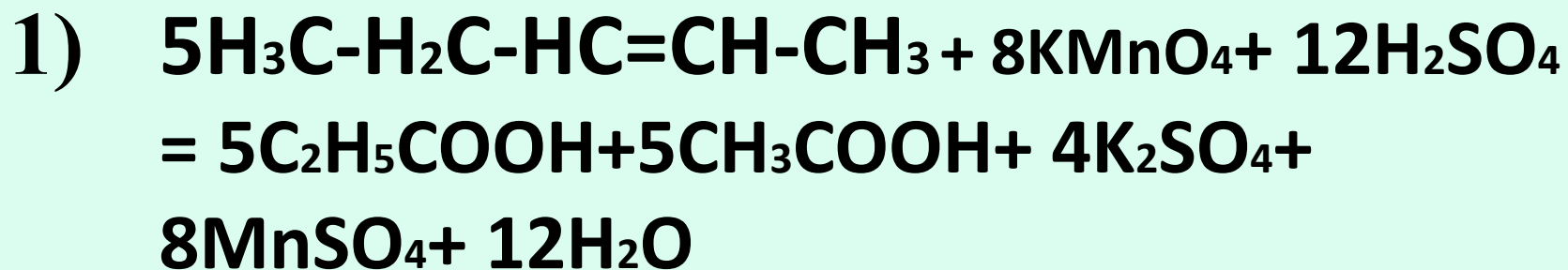
Этиленовые углеводороды.



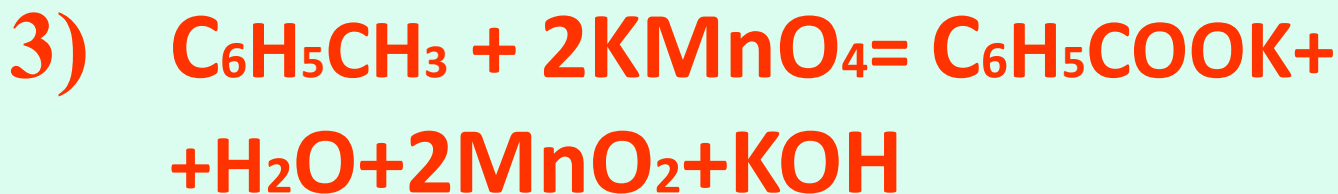
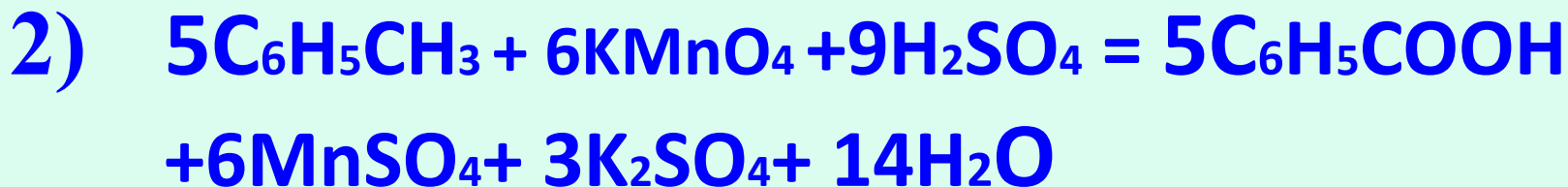
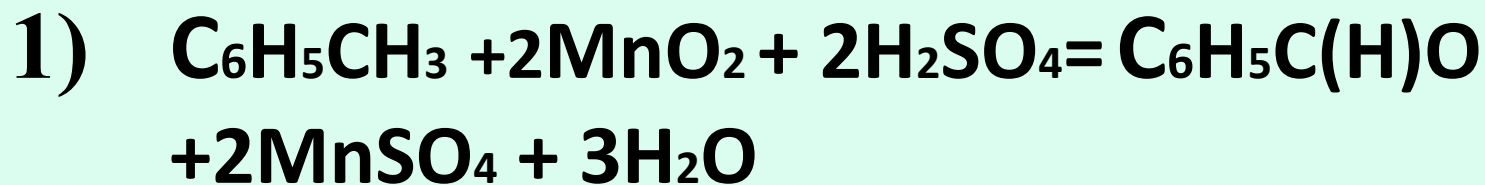
Этиленовые углеводороды.



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).

