



# ОКИСЛИТЕЛЬНО- ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

## **ОГЛАВЛЕНИЕ**

- 1. Глоссарий**
- 2. Степень окисления**
- 3. Классификация химических реакций**
- 4. Основные положения теории ОВР**
- 5. Важнейшие окислители и восстановители**
- 6. Электронные уравнения**
- 7. Электронно-ионные уравнения**
- 8. Окислительно-восстановительные реакции с участием органических веществ**
- 9. Классификация ОВР**
- 10. Удивительный мир ОВР**
- 11. Значение ОВР**
- 12. Окислительно-восстановительные реакции в материалах ЕГЭ**

## ГЛОССАРИЙ

1. **Электроотрицательность** – это способность атомов в молекуле притягивать к себе электроны. (Имеются в виду электроны, которые участвуют в образовании химической связи.)
2. **Степень окисления** – это условный заряд атома в соединении, вычисленный исходя из предположения, что соединение состоит только из ионов.
3. **Окислительно-восстановительные реакции** – это реакции, при которых происходит переход электронов от одних атомов, молекул или ионов к другим. Реакции, протекающие с изменением степеней окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, называются **окислительно-восстановительными**.
4. **Окисление** - процесс **отдачи** электронов атомом, молекулой или ионом. Степень окисления при этом повышается.
5. **Восстановление** - процесс **взятия** (присоединения) электронов атомом, молекулой или ионом. Степень окисления при этом понижается.
6. **Восстановителями** называются атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны. Во время реакции они окисляются.
7. **Окислителями** называются атомы, молекулы или ионы, присоединяющие электроны. Во время реакции они восстанавливаются.
8. **Электронные уравнения** - уравнения, в которых указывается переход электронов.
9. **Электронно-ионные уравнения** - уравнения, в которых указывается переход электронов между ионами

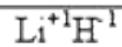
## СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ

**Степень окисления** – это условный заряд атома в соединении, вычисленный исходя из предположения, что соединение состоит только из ионов.

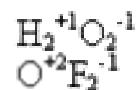
### Условия, принятые для определения степени окисления.

Частицы	Условие	Пример
Свободные элементы, молекулы простых веществ	Степень окисления = 0	$\text{Cu}^0$ $\text{H}^0$ $\text{H}_2^0$ $\text{Cl}_2^0$
Элементы в соединениях: металлы водород <sup>1</sup> кислород <sup>2</sup>	Степень окисления = +валентность Степень окисления = +1 Степень окисления = -2	$\text{Mn}^{+4}\text{O}_2$ $\text{Mn}_2^{+7}\text{O}_7$ $\text{H}^{+1}\text{Cl}$ $\text{H}_2\text{O}^{-2}$
Простые ионы	Степень окисления = электрический заряд	$\text{Na}^{+1}$ $\text{Br}^{-1}$
Составные ионы	Сумма степеней окисления элементов = электрический заряд	$(\text{N}^{+3}\text{H}_4)^{+1}$ $-3+4(+1)=+1$
Молекулы сложных веществ	Сумма степеней окисления всех элементов = 0	$\text{C}^{+4}\text{O}_2^{-2}$ $+4+2(-2)=0$
Электрически нейтральные атомные группы органических соединений	Сумма степеней окисления всех элементов = 0	$-\text{C}^{+3}\text{H}_3^{+1}$ $-3+3(+1)=0$

<sup>1</sup> Степень окисления водорода в гидридах металлов = -1.



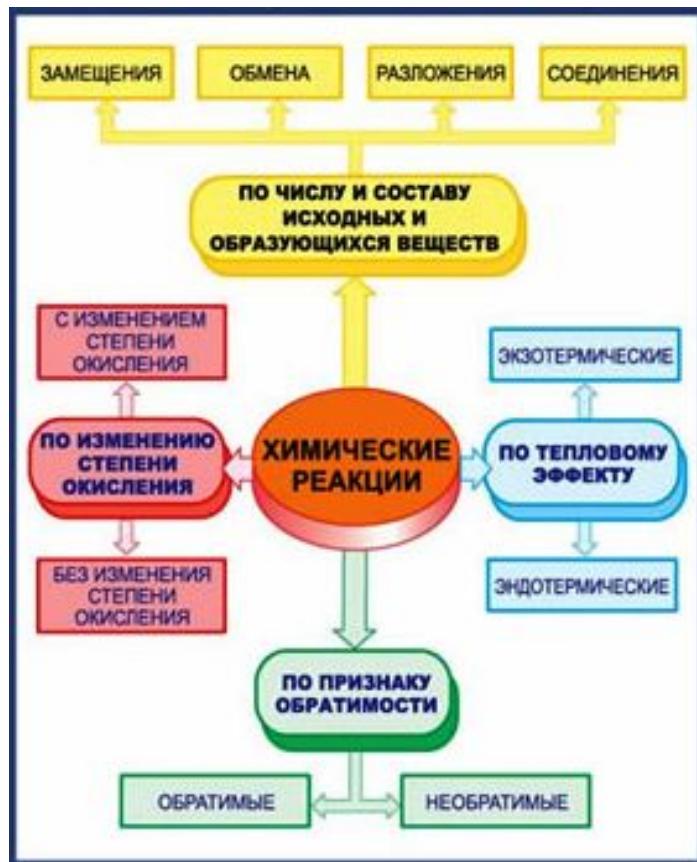
<sup>2</sup> Степень окисления кислорода в перекиси водорода = -1.



Степень окисления кислорода в фториде кислорода = +2.

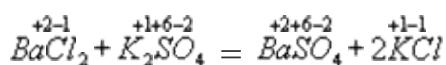
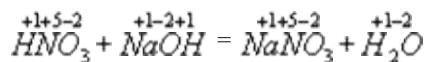


## КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ



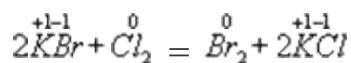
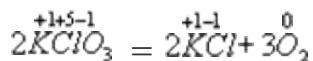
**По изменению степени окисления** все химические реакции можно разделить на два типа.

К первому из них относятся реакции, **протекающие без изменения степени окисления** атомов, входящих в состав реагирующих веществ.



степень окисления каждого из атомов до и после реакции осталась без изменения.

Ко второму типу относятся реакции, **идущие с изменением степени окисления** атомов реагирующих веществ.



Здесь в первой реакции атомы хлора и кислорода, а во второй - атомы брома и хлора изменяют степень окисления.

**Реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, называются окислительно-восстановительными.**

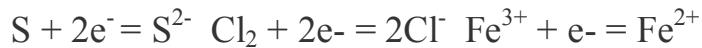
## ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ ТЕОРИИ ОВР

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.



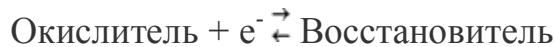
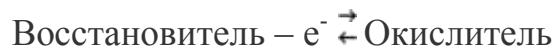
При восстановлении **степень окисления понижается**.

3. 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 атомы, молекулы и ионы входят в состав определенных веществ, то и эти вещества соответственно называются восстановителями или окислителями.

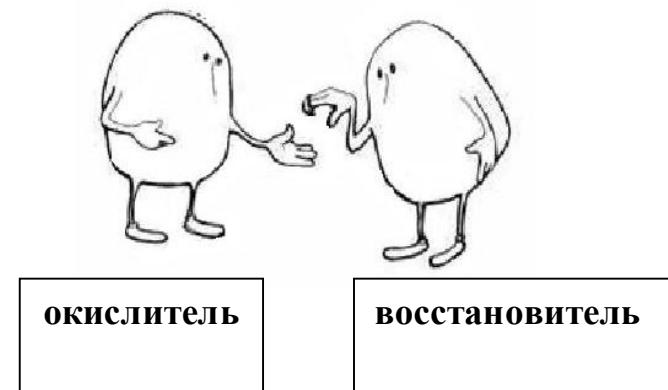
4. **Окисление всегда сопровождается восстановлением, и наоборот**, восстановление всегда связано с окислением, что можно выразить уравнениями:



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

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

При этом, независимо от того, переходят ли электроны с одного атома на другой полностью или же лишь частично оттягиваются к одному из атомов, условно говорят только об отдаче и присоединении электронов.



## ВАЖНЕЙШИЕ ОКИСЛИТЕЛИ И ВОССТАНОВИТЕЛИ

Продукты окислительно-восстановительных реакций устанавливаются опытным путём.

Окислители	Восстановители
Галогены и их соединения	
$F_2^0 \rightarrow HF^-$ $Cl_2^0 \rightarrow HCl^-$ $Br_2^0 \rightarrow HBr^-$ $I_2^0 \rightarrow HI^-$ $HCl^{+1}O \rightarrow HCl^-$ $HCl^{+5}O_3 \rightarrow HCl^-$ и их соли $\rightarrow HCl^-$ $HBrO_3 \rightarrow HBr^-$ и другие $HIO_3$ и другие $\rightarrow I_2^0 (Hal_2^0)$	$HI \rightarrow I_2^0$ $HBr^- \rightarrow Br_2^0$ $HCl^- \rightarrow Cl_2^0$ и их соли $I_2^0 \rightarrow HI^{+5}O_3$
Соединения серы	
$H_2S^{+6}O_4$ Чем активнее восстановитель и выше концентрация кислоты, тем более глубоко протекает восстановление. $H_2SO_4$ конц. $\rightarrow SO_2$ (неактивный металл, а также $HBr$ ; $C$ ; $S$ ) $H_2SO_4$ конц. $\rightarrow S^0$ , $H_2S^2$ (активный металл, а также $KI$ )	$H_2S^2 \rightarrow S^0$ $Na_2S^{+4}O_3 \rightarrow Na_2S^{+6}O_4$ $S^0 \rightarrow S^{+4}O_4$
Соединения азота	
$HN^{+5}O_3$ Окислительная способность усиливается с ростом концентрации. В концентрированном состоянии большинство элементов окисляет до их высших степеней окисления. Чем активнее восстановитель, и чем больше разбавлена кислота, тем глубже протекает восстановление. $N^{+4}O_2$ ; $N^{+2}O$ ; $N_2^{+1}O$ ; $N_2^0$ ; $N^3H_3$ ( $N^3H_4N^{+5}O_3$ ) $\xleftarrow{\text{концентрация увеличивается}}$ активность восстановителя $\xrightarrow{\text{увеличивается}}$ $HN^{+5}O_3$ конц. $\rightarrow N^{+4}O_2$ (малоактивные металлы и неметаллы) $HN^{+5}O_3$ разб. до 35% $\rightarrow N^{+2}O$ (малоактивный металл) $HN^{+5}O_3$ конц. $\rightarrow N^{+2}O$ (активный металл) $HN^{+5}O_3$ разб. $\rightarrow N_2^{+1}O$ ; $N_2^0$ (активный металл) $HN^{+5}O_3$ разб. $\rightarrow N^3H_3$ ( $N^3H_4N^{+5}O_3$ ) очень (активный металл) $KN^{+3}O_2 \rightarrow N^{+2}O$ (в кислой среде)	$N^3H_3 \rightarrow N_2^0$ $KN^{+3}O_2 \rightarrow KN^{+5}O_3$

Элементы, имеющие **высшую** степень окисления, могут быть только окислителями.  
 Элементы, имеющие **низшую** степень окисления, могут быть только восстановителями.  
 Элементы, находящиеся в **промежуточной** степени окисления, могут и окисляться, и восстанавливаться, то есть проявляют **окислительно-восстановительную двойственность**.

## Как определить способность атома принимать или отдавать электроны

Поможет периодическая система Д.И.Менделеева.

Атом, находящийся в <b>максимально</b> возможной степени окисления может быть только <b>окислителем</b>	Атом, находящийся в <b>промежуточной</b> степени окисления может быть и <b>окислителем и восстановителем</b>	Атом, находящийся в <b>минимально</b> возможной степени окисления может быть только <b>восстановителем</b>
Максимальная СО элемента равна номеру группы, в которой находится элемент. Исключение: He, O, F, Ne, Ar (они не способны отдавать электроны, для них максимальная СО равна 0)		Минимальная СО: <u>Для неметаллов</u> № группы минус 8 <u>Для металлов</u> – 0 (они не способны принимать электроны) Исключения: Ge, Sn, Sb, Bi (металлы главных подгрупп 4 и 5 групп), они проявляют отрицательные СО в соединениях с водородом

**Типичные окислители:** металлы, соединения неметаллов в низшей степени окисления  
**Типичные восстановители:** галогены,  $O_2$ ,  $N_2$ , вещества, содержащие элемент в высшей СО

Определим функции атомов в ОВР для сульфита натрия  $Na_2SO_3$

элемент	Степень окисления элемента			To есть	вывод
	максимальная	минимальная	в нашем веществе		
Натрий (Me)	+1	0	+1	максимальная	Только окислитель
Сера (неMe)	+6	-2	+4	промежуточная	Окислитель и восстановитель
Кислород	0	-2	-2	минимальная	Только восстановитель

## АЛГОРИТМ СОСТАВЛЕНИЯ УРАВНЕНИЙ ОВР МЕТОДОМ ЭЛЕКТРОННОГО БАЛАНСА

Метод электронного баланса подходит для уравнивания всех видов окислительно-восстановительных реакций

Способ основан на двух положениях:

- Количество атомов в левой и правой части уравнения должны быть равны (закон сохранения массы)
- Число отдаваемых электронов должно быть равно числу принимаемых электронов (закон сохранения заряда)

**Электронные уравнения** должны быть **сбалансированы по атомам** (для этого используются коэффициенты) и **зарядам** (вычитаем или прибавляем необходимое число электронов, помня, что электрон имеет заряд равный -1).

### ЗАПОМНИТЕ!!!

Простые вещества записываются в виде молекул:



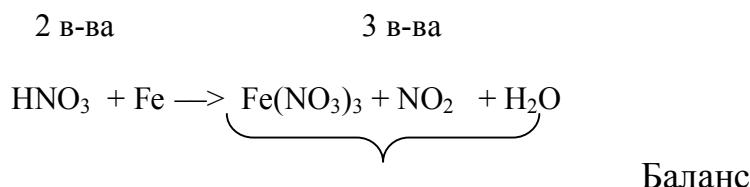
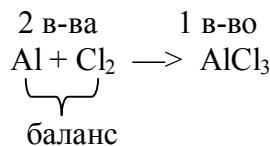
Действие	Пример
1.Составляем схему реакции	$CuCl_2 + Al \rightarrow Cu + AlCl_3$
2.определяем СО всех химических элементов в левой и правой частях уравнения	$Cu^{2+}Cl_2 + Al^0 \rightarrow Cu^0 + AlCl_3$
4.Составляем баланс	$Al^0 - 3 e^- \rightarrow Al^{+3}$ 3      2      окисление, восстановитель $Cu^{+2} + 2e^- \rightarrow Cu^0$ 2      3      восстановление, окислитель
5.расставляем коэффициенты	$3CuCl_2 + 2Al = 3Cu + 2AlCl_3$

### Правила составления электронного баланса

#### Правило 1

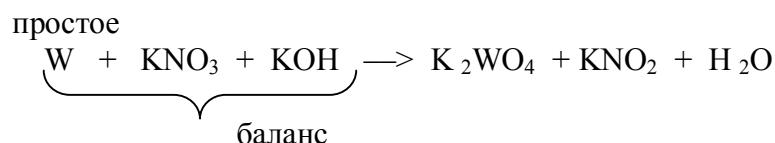
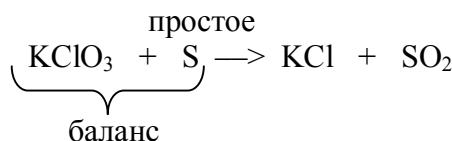
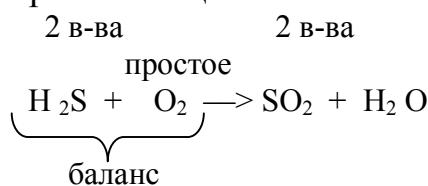
Если степень окисления изменяют два элемента, баланс составляется в той части уравнения, где больше веществ.

*Исключение:* если степень окисления изменяют три элемента, то баланс составляется в левой части уравнения



## *Правило 2*

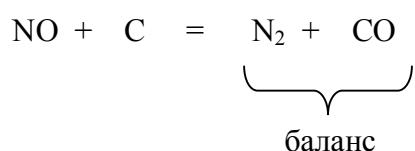
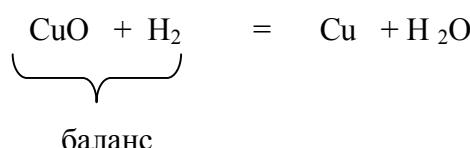
Если число веществ в правой и левой частях уравнения одинаково, то баланс составляем в той части, где есть простое вещество:



\* (исключение из Правила 2 составляют реакции диспропорционирования)

### *Правило 3*

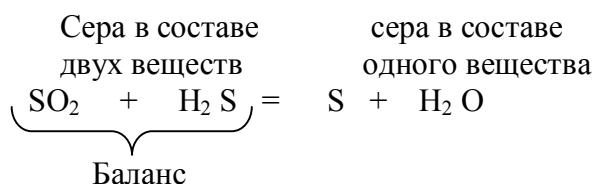
При одинаковом числе веществ и наличии простых веществ в обеих частях уравнения, баланс составляем в той части, где находится простое вещество молекулярного строения  $\mathcal{E}_x$  ( $O_2$ ,  $H_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $O_3$ ,  $P_4$ ,  $S_8$  и т.д.)



\*При равном числе веществ и наличии простых веществ молекулярного строения в обеих частях уравнения, баланс *предпочтительно* составлять в той части уравнения, где находится более сильный окислитель. Поскольку в подавляющем большинстве таких случаев баланс получается в любой части уравнения, в обычных классах это положение можно в качестве правила не давать, а упоминать его только в специализированных классах.

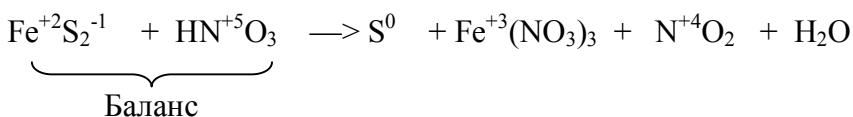
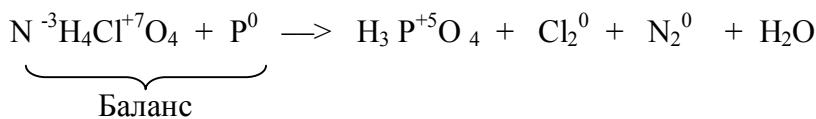
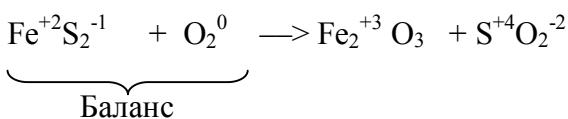
#### Правило 4

Реакции диспропорционирования – ОВР, в которых степень окисления изменяет один элемент. В реакциях диспропорционирования, баланс составляется в той части уравнения, где этот элемент встречается в составе нескольких веществ



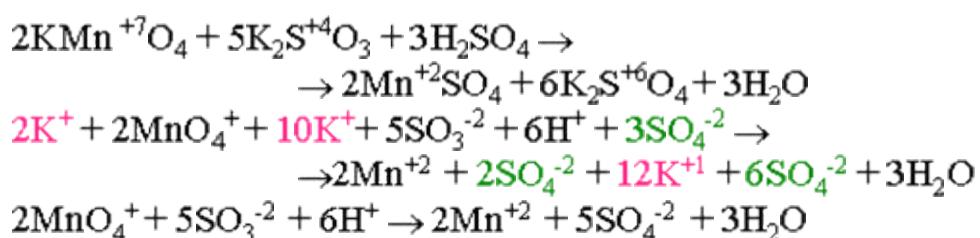
#### Правило 5

Если степень окисления изменяют три элемента, баланс составляется слева.



### ЭЛЕКТРОННО-ИОННЫЕ УРАВНЕНИЯ

**Электронно-ионные уравнения**, или **полуреакции**, применяются для уравнивания окислительно-восстановительных реакций, протекающих в растворах. Например, если расписать реакцию окисления сульфита калия перманганатом калия в кислой среде в ионном виде, то получим:



Как видно, в результате реакции происходит изменение ионов  $\text{MnO}_4^+$  и  $\text{SO}_3^{2-}$ . Первый ион теряет атомы кислорода, а второй приобретает. Этот перенос атомов кислорода происходит или с ионами водорода, или с гидроксид-ионами, или с молекулами воды.

При этом нужно знать, что:

1) избыток атомов кислорода связывается

- в кислой среде с ионами водорода, образуя молекулы воды

- в нейтральной и щелочной среде с молекулами воды, образуя гидроксид-ионы

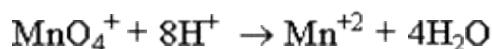
2) источником атомов кислорода являются

- в кислой и нейтральной среде молекулы воды, которые переходят в ионы водорода

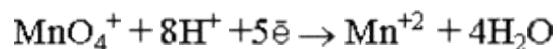
- в щелочной среде гидроксид-ионы, которые переходят в молекулы воды

Для данной реакции:

$\text{MnO}_4^+$  теряет атомы кислорода в *кислой* среде, следовательно составляем полуравнение и уравниваем её по количеству атомов:

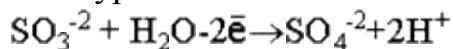


Теперь нужно уравнять по зарядам, используя нужное количество электронов. Так как в левой части заряд +7, а в правой части заряд +2, то надо прибавить 5 электронов к левой части:



Получили электронно-ионное уравнение восстановления перманганат-ионов.

Также составим электронно-ионное уравнение окисления сульфит-ионов  $\text{SO}_3^{2-}$ :



Ионы, не участвующие в окислительно-восстановительных процессах, называются ионами-*"наблюдателями"*.

В данной реакции ионами-*"наблюдателями"* являются ионы калия и сульфат-ионы, входящие в состав серной кислоты.

В электронно-ионных уравнениях частицы, не распадающиеся на ионы, записываются полностью.

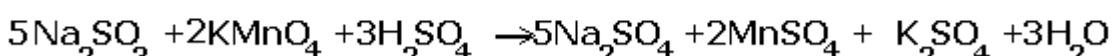
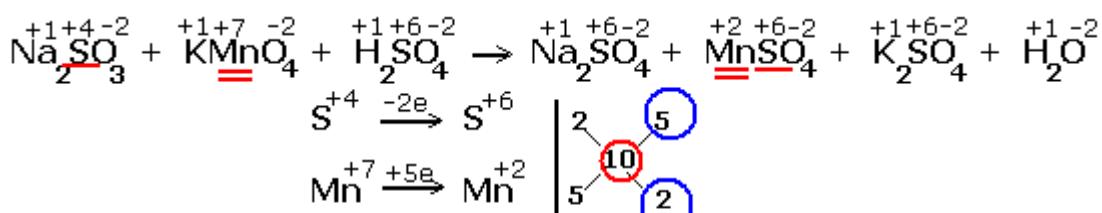
### **ВЛИЯНИЕ СРЕДЫ НА ХАРАКТЕР РЕАКЦИЙ.**

Реакции окисления - восстановления могут протекать в различных средах: в кислой, нейтральной и щелочной. В зависимости от среды может изменяться характер протекания реакции между одними и теми же веществами. Среда влияет на изменение степеней окисления. Рассмотрим пример влияния среды на восстановление перманганат-иона  $\text{MnO}_4^-$ :

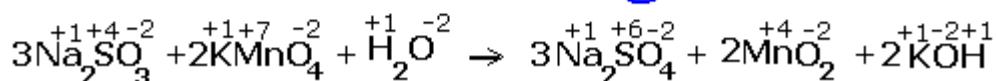
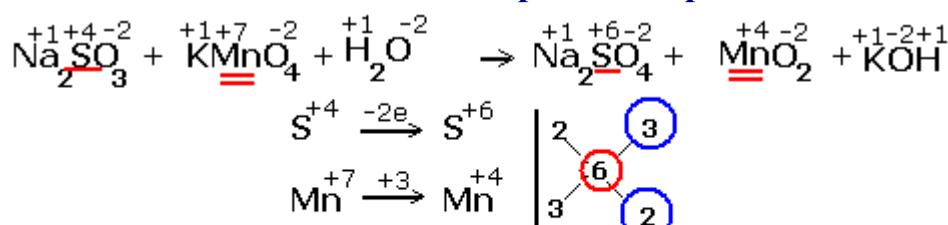


Обычно для создания в растворе кислой среды используют серную кислоту. Для создания щелочной среды применяются растворы гидроксидов калия или натрия. Рассмотрим примеры протекания реакции между сульфитом натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  (восстановитель) с перманганатом калия  $\text{KMnO}_4$  (окислитель).

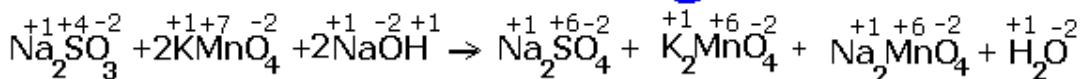
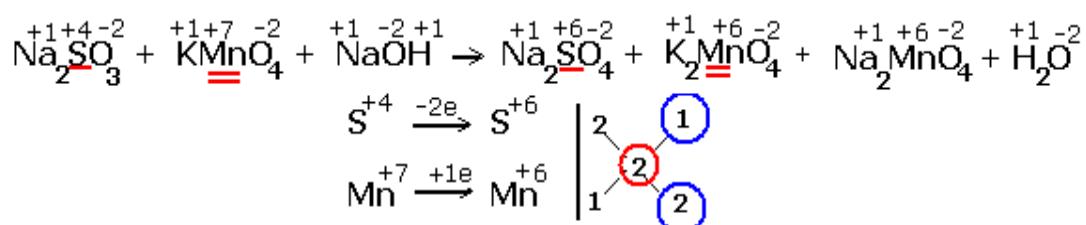
### Реакция в кислой среде



### Реакция в нейтральной среде



### Реакция в щелочной среде



## Окислительно-восстановительные реакции с участием органических веществ

В ОВР органических веществ с неорганическими органические вещества чаще всего являются восстановителями. Так, при сгорании органического вещества в избытке кислорода всегда образуется углекислый газ и вода. Сложнее протекают реакции при использовании менее активных окислителей. В этом параграфе рассмотрены только

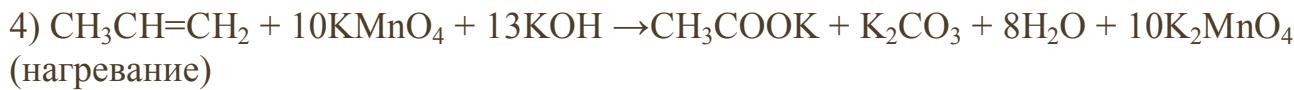
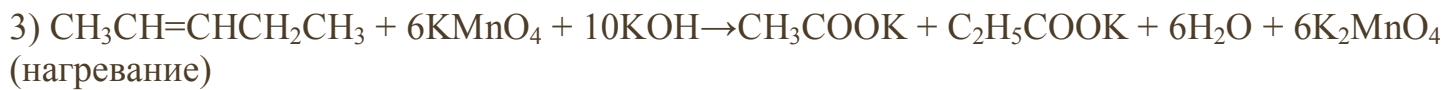
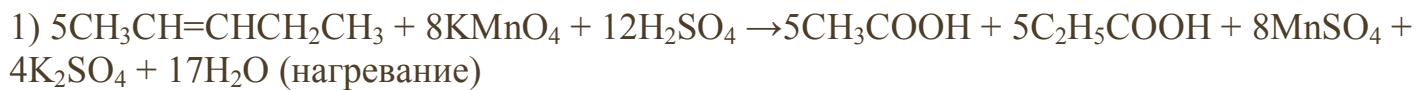
реакции представителей важнейших классов органических веществ с некоторыми неорганическими окислителями.

**Алкены.** При мягком окислении алкены превращаются в гликоли (двуухатомные спирты). Атомы-восстановители в этих реакциях – атомы углерода, связанные двойной связью.

Реакция с раствором перманганата калия протекает в нейтральной или слабо щелочной среде следующим образом:



В более жестких условиях окисление приводит к разрыву углеродной цепи по двойной связи и образованию двух кислот (в сильно щелочной среде – двух солей) или кислоты и диоксида углерода (в сильно щелочной среде – соли и карбоната):



Дихромат калия в сернокислотной среде окисляет алкены аналогично реакциям 1 и 2.

**Алкины.** Алкины начинают окисляться в несколько более жестких условиях, чем алкены, поэтому они обычно окисляются с разрывом углеродной цепи по тройной связи. Как и в случае алканов, атомы-восстановители здесь – атомы углерода, связанные в данном случае тройной связью. В результате реакций образуются кислоты и диоксид углерода. Окисление может быть проведено перманганатом или дихроматом калия в кислотной среде, например:



Иногда удается выделить промежуточные продукты окисления. В зависимости от положения тройной связи в молекуле это или дикетоны ( $\text{R}_1-\text{CO}-\text{CO}-\text{R}_2$ ), или альдокетоны ( $\text{R}-\text{CO}-\text{CHO}$ ).

Ацетилен может быть окислен перманганатом калия в слабощелочной среде до оксалата калия:



В кислотной среде окисление идет до углекислого газа:



**Гомологи бензола.** Гомологи бензола могут быть окислены раствором перманганата калия в нейтральной среде до бензоата калия:



Окисление этих веществ дихроматом или перманганатом калия в кислотной среде приводит к образованию бензойной кислоты.

**Спирты.** Непосредственным продуктом окисления первичных спиртов являются альдегиды, а вторичных – кетоны.

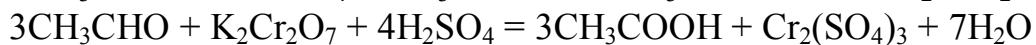
Образующиеся при окислении спиртов альдегиды легко окисляются до кислот, поэтому альдегиды из первичных спиртов получают окислением дихроматом калия в кислотной среде при температуре кипения альдегида. Испаряясь, альдегиды не успевают окислиться.



С избытком окислителя ( $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) в любой среде первичные спирты окисляются до карбоновых кислот или их солей, а вторичные – до кетонов. Третичные спирты в этих условиях не окисляются, а метиловый спирт окисляется до углекислого газа. Все реакции идут при нагревании.

Двухатомный спирт, этиленгликоль  $\text{HOCH}_2\text{--CH}_2\text{OH}$ , при нагревании в кислотной среде с раствором  $\text{KMnO}_4$  или  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  легко окисляется до углекислого газа и воды, но иногда удается выделить и промежуточные продукты ( $\text{HOCH}_2\text{--COOH}$ ,  $\text{HOOC--COOH}$  и др.).

**Альдегиды.** Альдегиды – довольно сильные восстановители, и поэтому легко окисляются различными окислителями, например:  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ . Все реакции идут при нагревании:

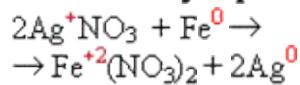


## КЛАССИФИКАЦИЯ ОВР

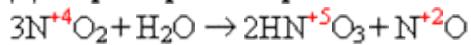
### Окислительно-восстановительные реакции.

↖ ↓ ↘

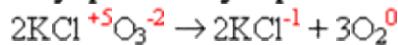
#### Межмолекулярные



#### Диспропорционирования



#### Внутримолекулярные



1. К **межмолекулярным** относятся реакции, у которых окислитель и восстановитель находятся в разных веществах.
2. К **внутримолекулярным** относятся реакции, которые протекают с изменением степени окисления атомов в одной и той же молекуле.
3. К реакциям **диспропорционирования**, или дисмутации (самоокисления-самовосстановления), относятся реакции, сопровождающиеся одновременным увеличением и уменьшением степени окисления атомов одного и того же элемента. Эти реакции характерны для веществ, содержащих атомы с промежуточной степенью окисления

# УДИВИТЕЛЬНЫЙ МИР ОВР

## Поговорим о спичках

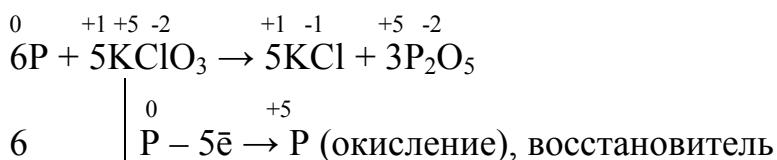
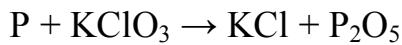
Привычные всем нам фосфорные спички появились в середине XIX века. Вначале сразу несколько изобретателей – английский химик Джеймс Уолкер, венгерский химик Шандор Ириньи, французский химик Шарль Сориа и немецкий учитель Ян Каммерер – независимо друг от друга предложили наносить на осиновую палочку и затем высушивать смесь белого фосфора, бертолетовой соли и клея. Такие спички воспламенялись при легком трении о любую твердую поверхность, но по той же самой причине были очень опасны, становясь источником многих пожаров. Кроме того, белый фосфор – сильный яд, и спичками, беря их в рот, часто отравлялись маленькие дети. Спичечные головки также были излюбленным ядом самоубийц.

Спички, которые мы с вами сейчас используем, по названию страны, где впервые было организовано промышленное производство, получили название «шведских». Рудольф Беттгер в 1848 году разделил горючий состав спичек на две части: головку спички и намазку боков коробка (поэтому шведские спички нельзя зажечь трением о любую поверхность). Он же исключил из состава белый фосфор, заменив его красным.

С тех пор главной составляющей частью головки является бертолетова соль  $KClO_3$ , а в намазку боков коробка входит красный фосфор. Оба они смешиваются с молотым стеклом и kleem. Это самые важные из более, чем двадцати веществ, которые используются в составе.

При трении головки о намазку коробка мельчайшие частички красного фосфора, взаимодействуя с  $KClO_3$ , воспламеняются на воздухе и поджигают состав головки спички – таким образом, огонь зарождается в намазке коробка.

Смесь красного фосфора и бертолетовой соли легко вспыхивает при трении – **составьте электронный баланс этой реакции**

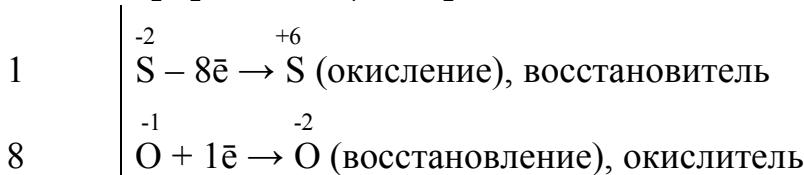
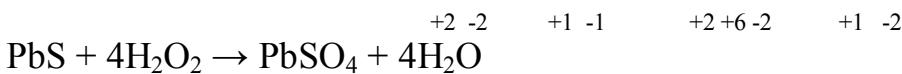


5



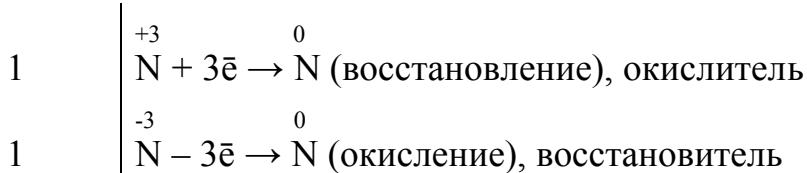
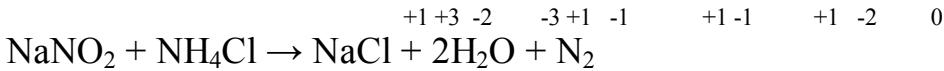
### Реставрация старых картин

В свое время художники писали картины, используя в качестве белой краски свинцовые белила. Со временем под действием содержащихся в воздухе следов сероводорода картины темнели, т.к. свинцовые белила превращались в темный (черный) сульфид свинца. Реставраторы, промывая старые картины пероксидом водорода, сульфид переводят в белый сульфат свинца, и потемневшие картины обновляются – становятся вновь яркими. **Напишите уравнение этого процесса.**



### Чем надут теннисный мяч?

Знаете ли вы, что теннисные мячи не надувают, а вводят в них специальные вещества – «воздуватели». Это такие вещества, которые при нагревании разлагаются с образованием газообразных продуктов. В теннисные мячи (заготовки в виде полусфер изготовлены предварительно и намазаны kleem) кладут таблетки, содержащие смесь нитрита натрия и хлорида аммония. Склейенные половинки мяча помещают в формы и нагревают. **Запишите уравнение этой реакции, составьте электронный баланс.**

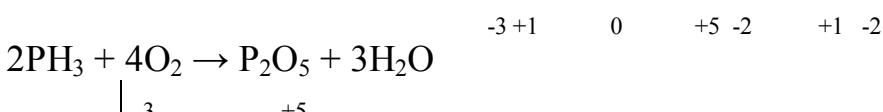


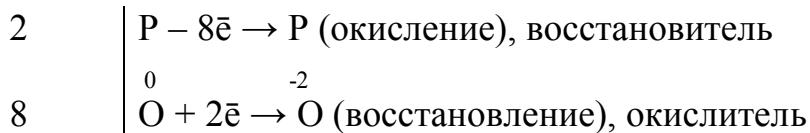
Выделившийся азот создает в мяче повышенное давление.

### «Сатанинские огни»

Мальчишки забрались ночью на старое кладбище посмотреть на привидение, о котором давно говорили в деревне. Когда их глаза привыкли к темноте, они увидели, как вспыхнул и погас огонек на одной могиле, затем на другой, на третьей... Мальчики застыли в ужасе...

Появление блуждающих огней на старых кладбищах и болотах вызвано воспламенением на воздухе выделяющегося газа – фосфина  $\text{PH}_3$ . Газ этот образуется при разложении органических соединений, содержащих фосфор. На воздухе фосфин воспламеняется. **Составьте электронный баланс этой реакции.**





Оксид фосфора  $P_2O_5$  при взаимодействии с влагой воздуха образует мельчайшие капельки фосфорной кислоты, дающие неясные, размытые контуры привидения.

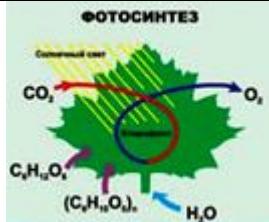
### ЗНАЧЕНИЕ ОВР

**Окислительно-восстановительные реакции** чрезвычайно распространены.

Окислительно-восстановительные процессы сопровождают **круговороты веществ в природе, их можно наблюдать при выплавке металлов, с их помощью получают щелочи, кислоты и многие другие ценные продукты.**

<b>Горение</b>	<b>ОВР, сопровождающаяся выделением тепла и света</b>
	
<b>Коррозия</b>	<p><b>разрушение твердых тел, вызванное химическими и электрохимическими процессами, развивающимися на поверхности тела при его взаимодействии с внешней средой (corrosio – разъедание).</b></p> <p>Термин «коррозия» применим к <b>металлам, бетону, некоторым пластмассам и другим материалам.</b></p> <p>Огромный ущерб приносит коррозия металлов.</p> <p>Распространенный и наиболее знакомый всем нам вид коррозии - <b>ржавление железа.</b></p> <p>Коррозия – <b>окислительно-восстановительная реакция, протекающая на поверхности металла под воздействием внешней среды.</b> В результате коррозии металлы переходят в <b>устойчивые соединения – оксиды или соли, в виде которых они находятся в природе.</b></p>
<b>Взрыв</b>	<p><b>процесс быстрого превращения веществ из твердого (жидкого) состояния в газообразное, т. е. мгновенное выделение энергии.</b> При этом происходит реакция соединения кислорода с горючими элементами (водородом, углеродом, серой и др.), сопровождающаяся выделением в короткое время большого количества энергии.</p> <p>Различают взрывы двух типов.</p> <ol style="list-style-type: none"> <li><b>взрывы, обусловленные высвобождением химической или ядерной энергии вещества – взрывы химических взрывчатых веществ, смесей газов, пыли и паров, а также ядерные и термоядерные взрывы.</b></li> <li><b>при взрывах второго типа выделяется энергия, полученная веществом от внешнего источника – мощный электрический разряд в среде (в природе – молния во время грозы, извержение вулкана); испарение</b></li> </ol>

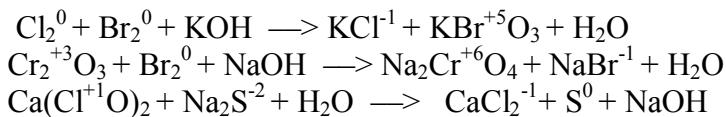
	<p><b>металлического проводника под действие тока большой силы</b>  <b>Взрыв - химическая реакция горения, протекающая с большой скоростью</b></p>
<p><b>Электролиз</b></p> 	<p><b>окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при прохождении постоянного электрического тока через раствор или расплав электролитов.</b>  <b>Для осуществления электролиза к отрицательному полюсу внешнего источника постоянного тока присоединяют катод, а к положительному полюсу — анод, после чего погружают их в электролизер с раствором или расплавом электролита.</b>  <b>Электроды, как правило, бывают металлические, но применяются и неметаллические, например графитовые (проводящие ток). На поверхности электрода, подключенного к отрицательному полюсу источника постоянного тока (катоде), ионы, молекулы или атомы присоединяют электроны, т. е. протекает реакция электрохимического восстановления. На положительном электроде (аноде) происходит отдача электронов, т. е. реакция окисления.</b>  <b>Сущность электролиза состоит в том, что на катоде происходит процесс восстановления, а на аноде — процесс окисления. В результате электролиза на электродах (катоде и аноде) выделяются соответствующие продукты восстановления и окисления.</b></p>
<p><b>Гниение</b></p> 	<p><b>сложный биохимический процесс с образованием углекислого газа, воды и азота.</b>  <b>В результате дезаминирования выделяется газообразный аммиак, образуются насыщенные и ненасыщенные кислоты жирного и ароматического ряда, кето- и оксикислоты; при декарбоксилировании — амины, многие из которых очень ядовиты.. При гниении без доступа воздуха преобладают восстановительные процессы и накапливаются многие указанные продукты; при свободном доступе воздуха гниение проходит до конца, и весь углерод органических соединений выделяется в виде углекислого газа.</b>  <b>Гнилостные бактерии вызывают порчу продуктов питания. Для предохранения их от гниения применяют стерилизацию, засолку, копчение, замораживание</b></p>
<p><b>Брожение</b></p> 	<p><b>особый химический процесс, вызываемый ферментами.</b>  <b>При процессе брожения сложная частица органического вещества распадается на более простые.</b>  <b>Брожение, которое возникает в содержащих сахар жидкостях и носит название алкогольного, спиртового или винного, было раньше других замечено и изучено с наибольшей тщательностью. Еще в древности люди заметили, что в течение известного промежутка времени с соком совершаются удивительная метаморфоза. Он теряет свой сладковатый вкус и приобретает способность опьянять; в тоже время выделяются пузырьки газа, приводящие жидкость, как бы в слабое кипение <math>C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2C_2H_5OH + 2CO_2</math></b></p>
<p><b>Фотосинтез</b></p>	<p><b>Образование клетками автотрофных организмов органических веществ из неорганических при участии и за счет энергии солнечного света.</b></p>



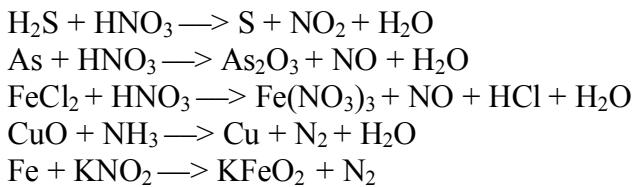
**У растений и цианобактерий донором электронов является вода и в процессе фотосинтеза выделяется кислород. Световая энергия, которую фотосинтез преобразует в химическую потенциальную энергию органических веществ и использует на выделение свободного кислорода, – это единственно важный первичный источник энергии для всего живого.**  $6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2$

## ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

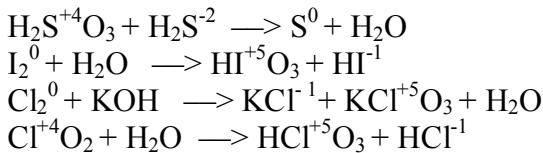
**Упражнение:** определите для следующих ОВР в какой части уравнения нужно составлять баланс.



**Упражнение:** перед вами несколько ОВР, в которых степень окисления изменяют два элемента. Определите, в какой части уравнения составляется баланс.



**Упражнение:** определите для следующих ОВР в какой части уравнения нужно составлять баланс.



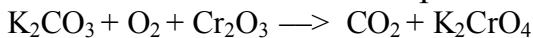
**Упражнение:** определите степень окисления элементов, и сделайте вывод о том в какой части уравнения составлять баланс:

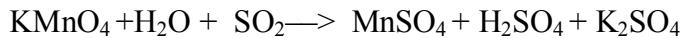
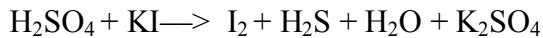
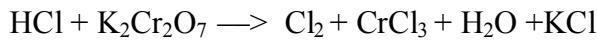
- $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (конц)  $\rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{SO}_4$
- $\text{FeS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$
- $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$
- $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{NO}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

**Упражнение:** Определите сколько элементов (два или три) изменяют степень окисления, сделайте вывод в какой части уравнения составить баланс.

- $\text{As}_2^{+3}\text{S}_3^{-2} + \text{H}^{+1}\text{N}^{+5}\text{O}_3^{-2} \rightarrow \text{H}_3^{+1}\text{As}^{+5}\text{O}_4^{-2} + \text{N}^{+4}\text{O}_2^{-2} + \text{H}_2^{+1}\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2}$
- $\text{K}^{+1}\text{I}^{-1} + \text{H}_2^{+1}\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2}$ (конц)  $\rightarrow \text{I}_2^0 + \text{S}^0 + \text{K}_2^{+1}\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2} + \text{H}_2^{+1}\text{O}^{-2}$
- $\text{Cu}_2^{+1}\text{S}^{-2} + \text{O}_2^0 \rightarrow \text{Cu}^{+2}\text{O}^{-2} + \text{S}^{+4}\text{O}_2^{-2}$
- $\text{Na}^{+1}\text{H}^{+1}\text{S}^{+4}\text{O}_3^{-2} + \text{Cl}_2^0 + \text{H}_2^{+1}\text{O}^{-2} \rightarrow \text{Na}^{+1}\text{H}^{+1}\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2} + \text{H}^{+1}\text{Cl}^{-1}$

**Задание:** Составьте электронный баланс





# ГОТОВИМСЯ К ЕГЭ!

1. Степень окисления фосфора в соединении, имеющем формулу  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ :  
1) +7;  
2) +3;  
3) +5;  
4) -3.
2. Степень окисления серы уменьшается в ряду веществ:  
1)  $\text{SO}_2$ -  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ -  $\text{Na}_2\text{S}$ ;  
2)  $\text{SO}_2$ -  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ -  $\text{KHS}$ ;  
3)  $\text{S}$ -  $\text{SO}_3$ -  $\text{BaSO}_4$ ;  
4)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ -  $\text{SOCl}_2$ -  $\text{H}_2\text{SO}_3$ .
3. Соединение, содержащее  $\text{Mn}^{+7}$  в кислотной среде восстанавливается до:  
1)  $\text{Mn}^{+4}$ ;  
2)  $\text{Mn}^{+6}$ ;  
3)  $\text{Mn}^{+2}$ ;  
4)  $\text{Mn}^0$ .
4. Уравнение реакции диспропорционирования:  
1)  $2\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 = 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ ;  
2)  $\text{NH}_4\text{NO}_3 = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ ;  
3)  $2\text{KNO}_3 = \text{KNO}_2 + \text{O}_2$ ;  
4)  $6\text{KOH} + 3\text{S} = 2\text{K}_2\text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ .
5. В превращении, схема которого  $\text{HClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_3 = \text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$  число электронов, отданных одной молекулой восстановителя равно:  
1) 3;  
2) 2;  
3) 5;  
4) 6.
6. В окислительно-восстановительной реакции, схема которой  $\text{NH}_3 + \text{O}_2 = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$  сумма всех коэффициентов равна:  
1) 9;  
2) 11;  
3) 16;  
4) 19.
7. В окислительно-восстановительной реакции, схема которой  $\text{KI} + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{NO} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$  сумма коэффициентов перед формулами продуктов реакции равна:  
1) 7;  
2) 9;  
3) 11;  
4) 14.

8. Коэффициент перед формулой продукта окисления в реакции, схема которой  $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ , равен:

- 1) 1;
- 2) 3;
- 3) 8;
- 4) 9.

9. В уравнении окислительно-восстановительной реакции



- 1) 8;
- 2) 10;
- 3) 6;
- 4) 4.

10. Хлор является и окислителем и восстановителем в реакции, уравнение которой:

- 1)  $2\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_3$ ;
- 2)  $\text{Fe} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$ ;
- 3)  $2\text{KOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- 4)  $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ .

11. Реакция, уравнение которой  $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$  соответствует схеме превращения азота:

- 1)  $\text{N}^{+3} \rightarrow \text{N}^{+2}$ ;
- 2)  $\text{N}^{-3} \rightarrow \text{N}^{-2}$ ;
- 3)  $\text{N}^{+3} \rightarrow \text{N}^{-3}$ ;
- 4)  $\text{N}^{-3} \rightarrow \text{N}^{+2}$ .

12. Окислительно-восстановительной является реакция, уравнение которой:

- 1)  $\text{CaCO}_3 + \text{SiO}_2 \rightarrow \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2$ ;
- 2)  $\text{BaSO}_4 \rightarrow \text{BaO} + \text{SO}_2$ ;
- 3)  $\text{CuCl}_2 + \text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{Cu}$ ;
- 4)  $\text{CuSO}_4 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$ .

13. Какие из указанных ниже соединений могут проявлять только окислительные свойства?

- 1)  $\text{CrSO}_4$
- 2)  $\text{K}_2\text{CrO}_4$
- 3)  $\text{NaCrO}_2$ .

# ПРОВЕРЬ СЕБЯ!

1.	<p>Степень окисления фосфора в соединении, имеющем формулу <math>H_4P_2O_7</math>:</p> <p>1) +7 2) +3 <b>3) +5</b> 4) -3</p> <p>При определении степеней окисления необходимо учитывать правило, гласящее, что сумма отрицательных степеней равняется числу положительных, суммарный заряд равен нулю. У кислорода степень окисления -2, у водорода +1. По правилу <math>4 \cdot (+1) + 7 \cdot (-2) + 2X = 0</math>. <math>X = +5</math>. <math>H_4^{+1}P_2^{+5}O_7^{-2}</math></p>
2.	<p>Степень окисления серы уменьшается в ряду веществ:</p> <p>1) <math>SO_2</math> - <math>Na_2SO_3</math> - <math>Na_2S</math> <b>2) <math>SO_2</math> - <math>Na_2S_2O_3</math> - <math>KHS</math></b> 3) S - <math>SO_3</math> - <math>BaSO_4</math> 4) <math>H_2SO_4</math> - <math>SOCl_2</math> - <math>H_2SO_3</math></p>
3.	<p>Соединение, содержащее <math>Mn^{+7}</math> в кислотной среде восстанавливается до:</p> <p>1) <math>Mn^{+4}</math> 2) <math>Mn^{+6}</math> <b>3) <math>Mn^{+2}</math></b> 4) <math>Mn^0</math></p> <p><b>Запомните эти данные!</b></p> <p style="text-align: center;"> <math>MnO_4^-</math> <span style="display: inline-block; text-align: center; vertical-align: middle;"> <math>\xrightarrow{\text{H}^+ \text{ кислая}}</math> <math>Mn^{2+}</math> бесцветный раствор  <math>\xrightarrow{\text{H}_2O \text{ нейтральная}}</math> <math>MnO_2</math> бурый осадок  <math>\xrightarrow{\text{OH}^- \text{ щелочная}}</math> <math>MnO_4^{2-}</math> раствор зелёного цвета         </span> </p>
4.	<p>Уравнение реакции диспропорционирования :</p> <p>1) <math>2H_2S + SO_2 = 3S + 2H_2O</math> 2) <math>NH_4NO_3 = N_2 + 2H_2O</math> 3) <math>2KNO_3 = KNO_2 + O_2</math> <b>4) <math>6KOH + 3S = 2K_2S + K_2SO_4 + 3H_2O</math></b></p> <p>реакциям диспропорционирования, при которых один химический элемент одновременно отдаёт и присоединяет электроны, т.е. является одновременно и окислителем, и восстановителем..</p> <p><math>6KOH + 3S^0 = 2K_2S^{-2} + K_2S^{+6}O_4 + 3H_2O</math></p>
5.	<p>В превращении, схема которого <math>HClO_3 + H_2SO_3 = HCl + H_2SO_4</math> число электронов, отдаенных одной молекулой восстановителя равно:</p> <p>1) 3 <b>2) 2</b> 3) 5</p>

	4)6 Проставим степени окисления : $\text{HCl}^{+5}\text{O}_3 + \text{H}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3 = \text{HCl}^{-1} + \text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$ . Восстановитель в химической реакции отдаёт электроны, значит степень окисления увеличивается. Восстановителем является $\text{H}_2\text{SO}_3$ . Сера отдаёт 2 электрона.
6.	В окислительно-восстановительной реакции, схема которой $\text{NH}_3 + \text{O}_2 = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ сумма всех коэффициентов равна: 1)9 2)11 3)16 <b>4)19</b> Расставим коэффициенты, используя метод электронного баланса $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$
7.	В окислительно-восстановительной реакции, схема которой $\text{KI} + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{NO} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ сумма коэффициентов перед формулами продуктов реакции равна: <b>1)7</b> 2)9 3)11 4)14 Расставим коэффициенты, используя метод электронного баланса $2\text{KI} + 2\text{NaNO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{NO} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
8.	Коэффициент перед формулой продукта окисления в реакции, схема которой $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{HNO}_3 = \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ , равен: 1)1 2)3 3)8 <b>4)9</b> Расставим коэффициенты $3\text{Fe}_3\text{O}_4 + 28\text{HNO}_3 = 9\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + 14\text{H}_2\text{O}$ . Имейте в виду, что $\text{Fe}_3\text{O}_4$ можно представить в виде $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{FeO}$ . Окислилось железо +2 до +3. Следовательно, продуктом окисления является $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ .
9.	В уравнении окислительно-восстановительной реакции $\text{Cu} + \text{HNO}_3$ (разб.) $\rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ коэффициент перед окислителем: <b>1)8</b> 2)10 3)6 4)4 $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3$ (разб.) $\rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$ . Окислитель азотная кислота.
10.	Хлор является и окислителем и восстановителем в реакции, уравнение которой: 1) $2\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$ 2) $\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$ <b>3) <math>2\text{KOH} + \text{Cl}_2 = \text{KCl} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}</math></b> 4) $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} = \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
11.	Реакция, уравнение которой $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$ соответствует схеме превращения азота 1) $\text{N}^{+3} \rightarrow \text{N}^{+2}$ 2) $\text{N}^{-3} \rightarrow \text{N}^{-2}$ 3) $\text{N}^{+3} \rightarrow \text{N}^{-3}$ <b>4) <math>\text{N}^{-3} \rightarrow \text{N}^{+2}</math></b>

12.	<p>Окислительно-восстановительной является реакция, уравнение которой:</p> <p>1) <math>\text{CaCO}_3 + \text{SiO}_2 = \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2</math>;      2) <math>\text{BaSO}_4 = \text{BaO} + \text{SO}_2</math>;  <b>3) <math>\text{CuCl}_2 + \text{Fe} = \text{FeCl}_2 + \text{Cu}</math> ;</b>      4) <math>\text{CuSO}_4 + 2\text{KOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{K}_2\text{SO}_4</math>.</p>
13.	<p>Какие из указанных ниже соединений могут проявлять только окислительные свойства?</p> <p>1) <math>\text{CrSO}_4</math>  <b>2) <math>\text{K}_2\text{CrO}_4</math></b>      3) <math>\text{NaCrO}_2</math></p> <p>Из предложенных соединений только окислительными свойствами обладает <math>\text{K}_2\text{CrO}_4</math>, так как Cr в данном соединении проявляет высшую степень окисления + 6 и, следовательно, может только принимать электроны. В соединениях <math>\text{CrSO}_4</math> ; <math>\text{NaCrO}_2</math> хром проявляет промежуточные степени окисления +2 и +3 соответственно и может выполнять как функцию окислителя, так и функцию восстановителя.</p>

**ЭТИ КНИГИ ПОМОГУТ ТЕБЕ  
УСПЕШНО ПОДГОТОВИТЬСЯ К ЭКЗАМЕНУ**

- Энциклопедический словарь юного химика под редакцией Прокофьева М. А. М: «Педагогика» 1987.
- Большая энциклопедия Кирилла и Мефодия [www.KM.ru](http://www.KM.ru)
- Журин А.А. Окислительно-восстановительные реакции аквариум, 1998
- Крючкова Н.М. Неорганическая химия, М: «Медицина» 1972.
- Лидин Р.А. Справочник школьника. М: «АСТ-ПРЕСС» 2001.
- Солдатова Т.М. Химия. 8-11 классы. Тренинги и тесты с ответами по теме "Окислительно-восстановительные реакции"