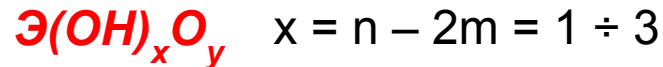
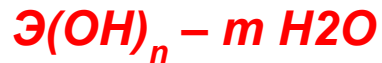
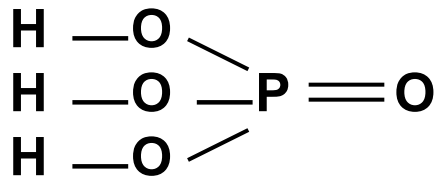


Строение кислотных гидроксидов

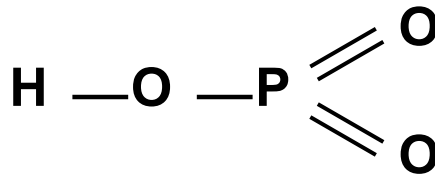


Для некоторых элементов, образующих **кислотные гидроксиды**, возможно при одной и той же **степени окисления** образование гидроксидов с различным содержанием групп - OH

Например: $H_3\overset{+5}{P}O_4$ и $H\overset{+5}{P}O_3$ или $P(OH)_3O$ и $P(OH)O_2$



max число - OH групп: **орто** - кислота



min число - OH групп: **мета** - кислота

Следует помнить, что все **кислотные гидроксиды** являются **кислотами**, но не все **кислоты** - **гидроксиды**

К классу **кислот** относятся **водные** растворы **элементводородных** соединений: **HCl**, **HBr**, **HCN** и другие...

Строение гидроксидов

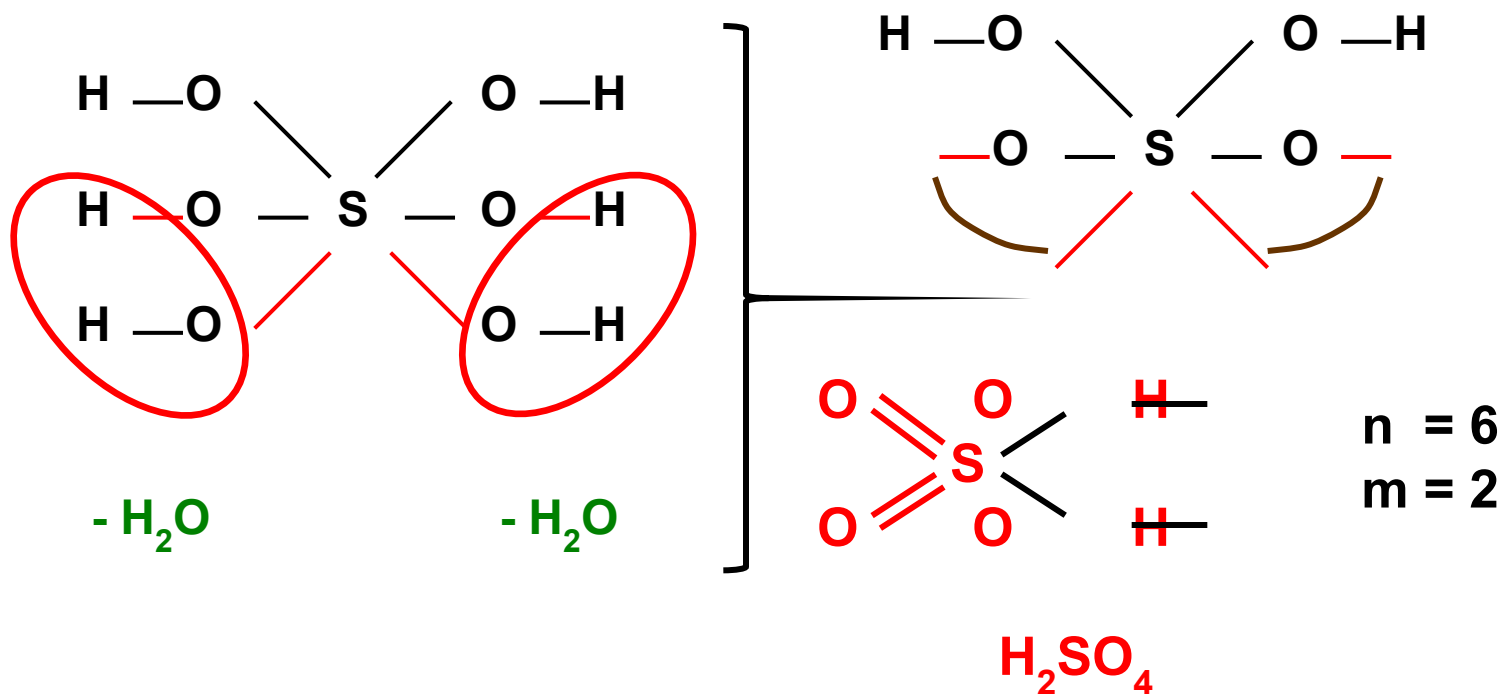
Кислотные гидроксиды $\text{Э}(\text{OH})_n - m \text{H}_2\text{O}$

$$n = 1 \div 7;$$

$$m = 0 \div 3$$

Пример: $\overset{+6}{\text{S}}$

гипотетический $\text{S}(\text{OH})_6$ не существует, т.к. ион $\overset{+6}{\text{S}}$ очень мал и вокруг него трудно пространственно разместить 6 групп OH^-



Номенклатура кислот

Формула	Степ.окисл.	Примеч.	Название
H_2SO_4	+6	высшая	сер Н ая (О В ая) *
H_2SO_4	+4	промеж.	сер Н истая
H_2S	-2	бескислородная	сер О водородная

* « H_2CrO_4 » хром**О**вая

« $H_2Cr_2O_7$ » **ДИ**хром**О**вая

$HClO_4$ - хлор**Н**ая

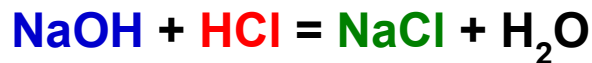
$HClO_3$ - хлор**Н**оватая

$HClO_2$ - хлор**И**стая

$HClO$ - хлор**Н**оват**И**стая

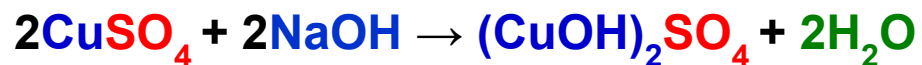
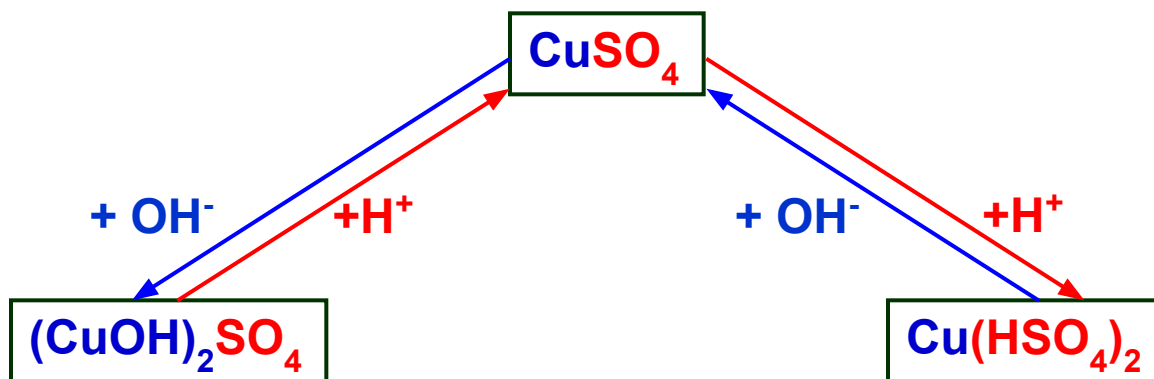
Соли

Рассмотрим **соль** как продукт нейтрализации **основания** и **кислоты**:



Соотношение реагентов		Пример соли	Определение
Cu(OH)_2	H_2SO_4		
1	1	CuSO_4	Нормальная соль (средняя) Продукт полной нейтрализации основания и кислоты
2	1	$(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$	Гидроксо-соль (основная) Продукт неполной нейтрализации основания кислотой
1	2	$\text{Cu(HSO}_4)_2$	Гидро-соль (кислая) Продукт неполной нейтрализации кислоты основанием

Соли



ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Все химические реакции можно разделить на несколько видов – соединения, замещения, обмена, разложения и т. д.

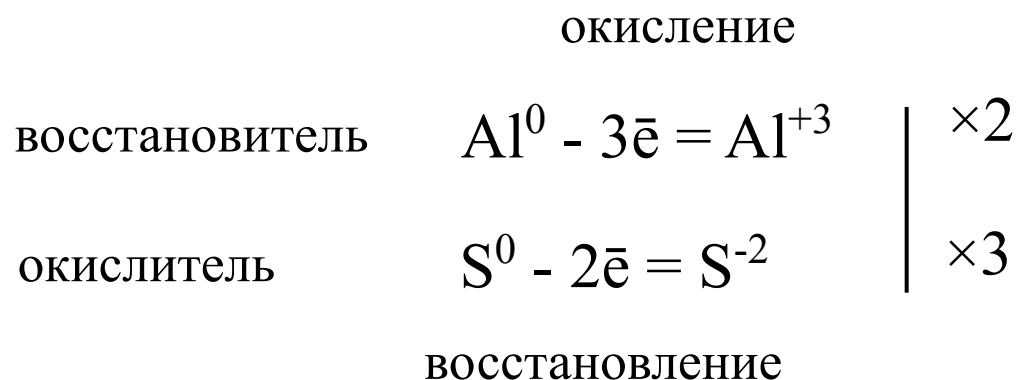
Окислительно-восстановительные реакции лежат в основе горения топлив, получения металлов и неметаллов, коррозии металлов, процессов электролиза, брожения, гниения, фотосинтеза, дыхания, обмена веществ и нервной деятельности живых организмов.

Общим признаком этих реакций является *изменение степеней окисления элементов*, входящих в состав реагирующих веществ.

Окислительно-восстановительными реакциями (ОВР) называются реакции в ходе которых изменяются степени окисления элементов, входящих в состав реагирующих веществ.

Окислительно-восстановительные реакции

с изменением степени окисления атомов входящих в состав реагентов, в результате перераспределения электронов



Законы сохранения:

- вещества
- зарядов

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР)

В **ОВР** следует различать два типа реагентов:

1). **Окислители**- это такие вещества (атомы, молекулы, ионы), которые в **ОВР** принимают электроны ($+ n e^-$) и **понижают Ст.Ок.**

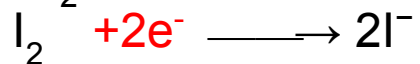
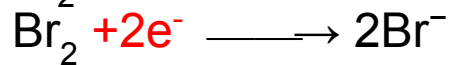
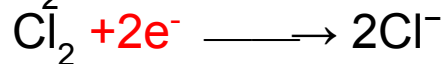
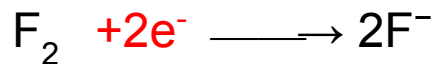


2). **Восстановители** - это такие вещества (атомы, молекулы, ионы), которые в **ОВР** отдают электроны ($- n e^-$) и **повышают Ст.Ок.**



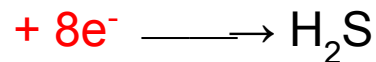
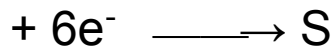
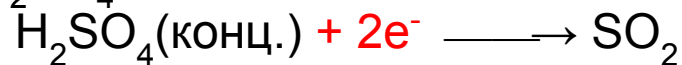
ТИПИЧНЫЕ ОКИСЛИТЕЛИ И ПРОДУКТЫ ИХ ВОССТАНОВЛЕНИЯ

1. Простые вещества, образованные атомами элементов с высокой электроотрицательностью

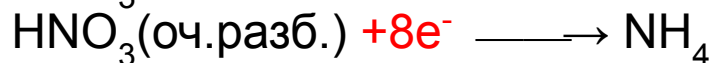


2. «Высшие» □ кислородсодержащие кислоты и их соли.

а) H_2SO_4 (конц.)



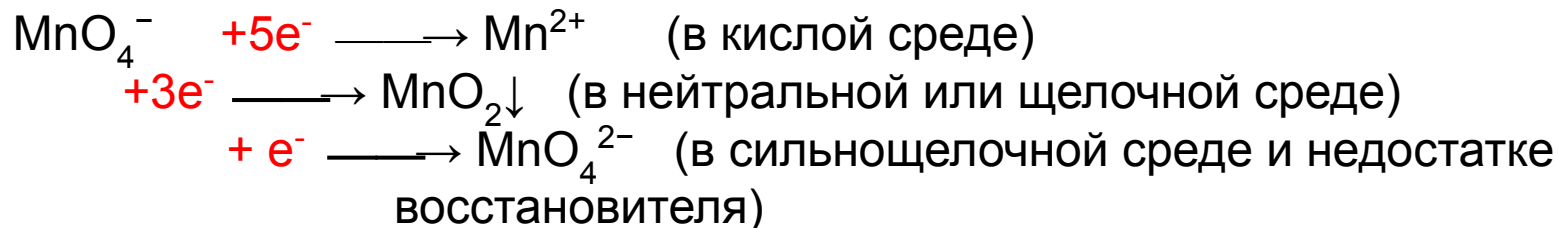
б) HNO_3



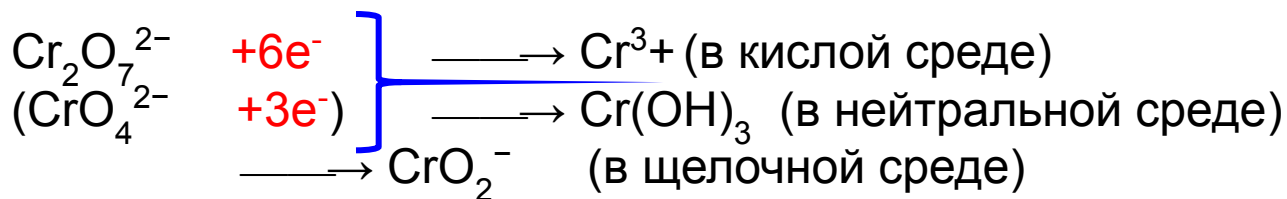
- К высшим кислородсодержащим кислотам относят кислоты высших степеней окисления элемента.

ТИПИЧНЫЕ ОКИСЛИТЕЛИ И ПРОДУКТЫ ИХ ВОССТАНОВЛЕНИЯ

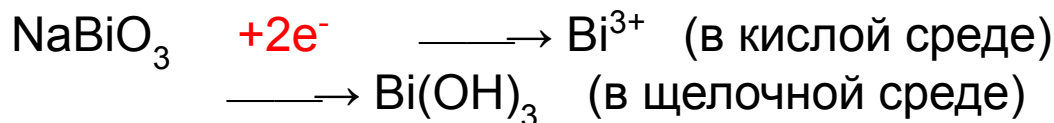
в) MnO_4^-



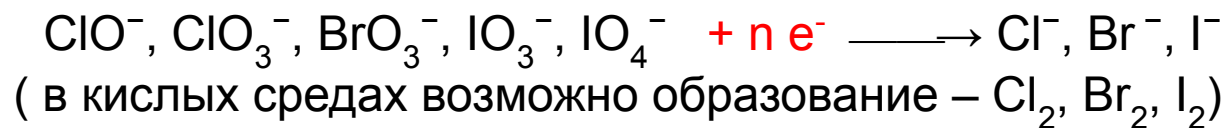
г) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ (CrO_4^{2-})



д) NaBiO_3

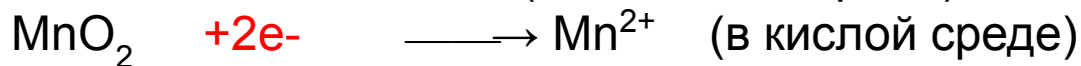
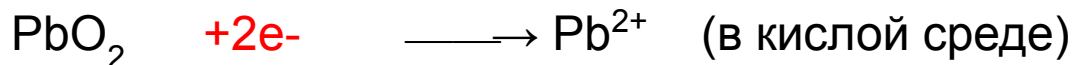
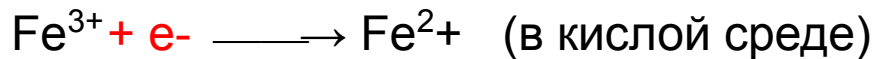


е) Соли галогенкислородных кислот



ТИПИЧНЫЕ ОКИСЛИТЕЛИ И ПРОДУКТЫ ИХ ВОССТАНОВЛЕНИЯ

3. Ионы и оксиды металлов, содержащие элементы в высоких степенях окисления.



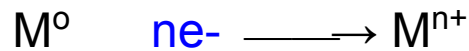
4. Протон кислоты (за исключением H_2SO_4 конц и HNO_3 любой концентрации) или воды.



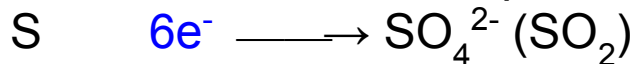
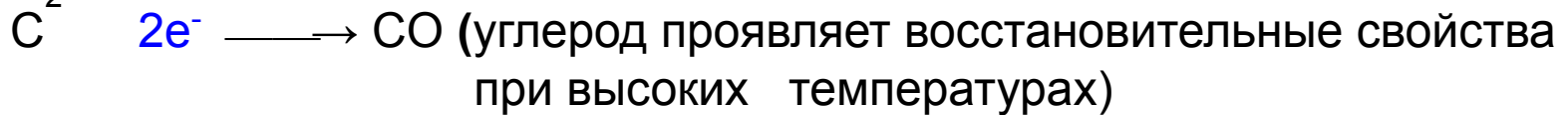
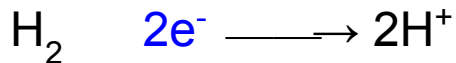
ТИПИЧНЫЕ ВОССТАНОВИТЕЛИ И ПРОДУКТЫ ИХ ОКИСЛЕНИЯ

1. Простые вещества, образованные атомами элементов с низкой электроотрицательностью

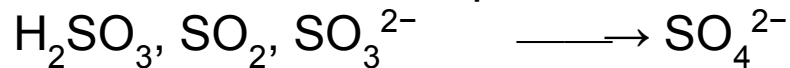
а) Большинство металлов (см. ряд напряжений металлов):



б) Неметаллы



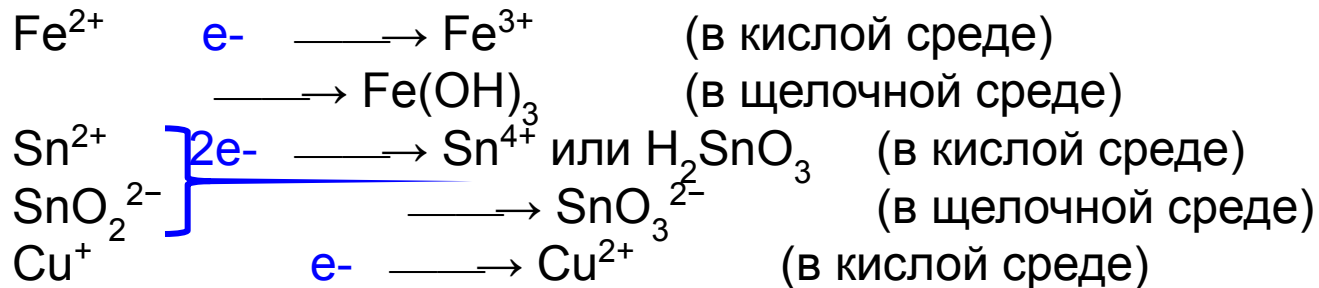
2. «Низшие» кислородные кислоты, их оксиды и соли



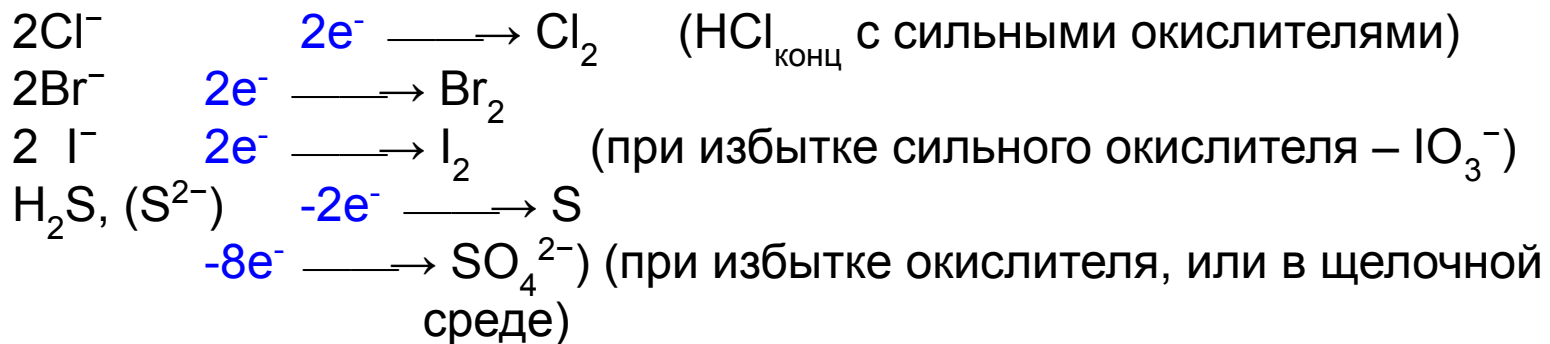
К низшим кислородсодержащим кислотам относят кислоты элемента в низших положительных степенях окисления.

ТИПИЧНЫЕ ВОССТАНОВИТЕЛИ И ПРОДУКТЫ ИХ ОКИСЛЕНИЯ

3. Ионы металлов в низких степенях окисления.

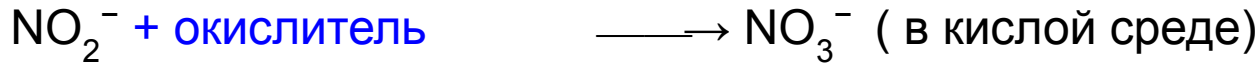
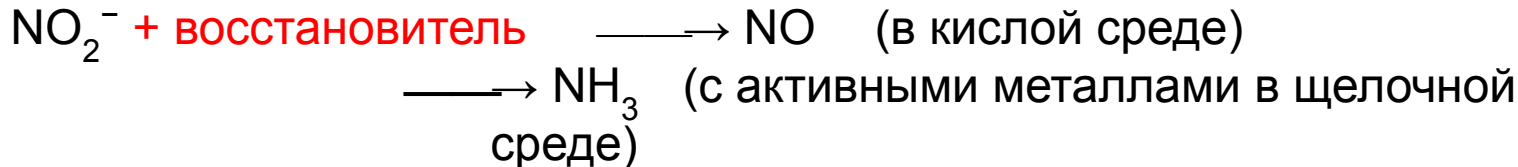
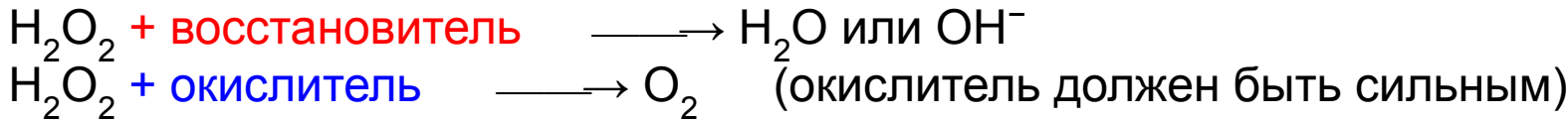


4. Анионы бескислородных кислот.



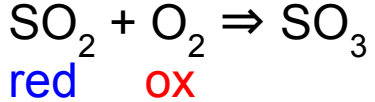
ВЕЩЕСТВА С ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНОЙ ДВОЙСТВЕННОСТЬЮ

Ряд веществ, имеющих элементы в промежуточных степенях окисления, могут участвовать в реакции и как окислители и как восстановители.

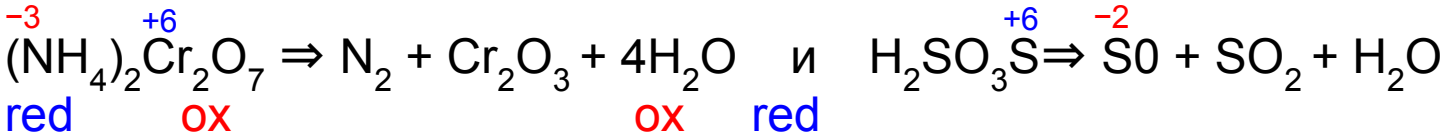


ТИПЫ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ

межмолекулярные реакции

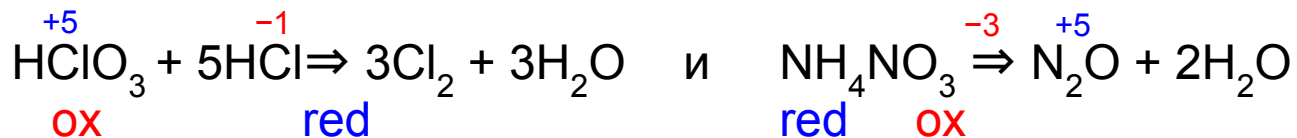


внутримолекулярные реакции

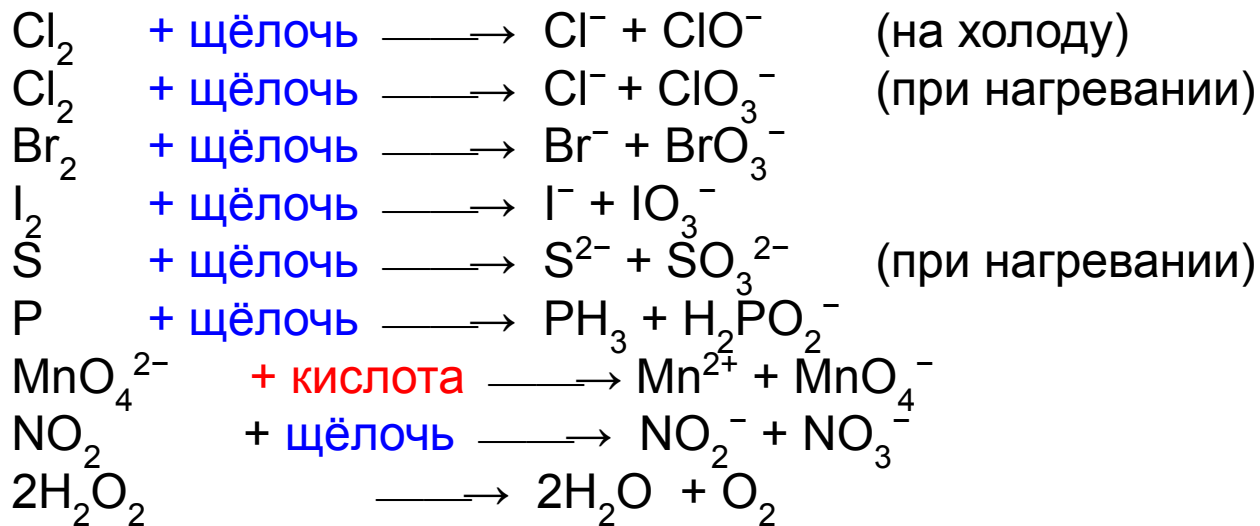


ТИПЫ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ

реакциями сопропорционирования



реакциями диспропорционирования



Метод ионно-электронного баланса

Метод применим для **ОВР** в водных растворах и учитывает существующие в них *молекулы* и *ионы* (для *сильных, хорошо растворимых электролитов*). Также следует иметь в виду, что **«вода»** есть всегда!

Алгоритм определения стехиометрических коэффициентов

1. Определение элементов (атомы, ионы), *степени окисления* которых изменяются в ходе реакции.

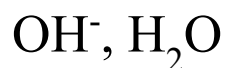
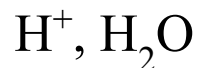
2. Определение продуктов реакции с учетом возможного изменения степеней окисления и форм нахождения частиц в растворах данного характера (кисл., щелочн., нейтральный)

Метод ионно-электронного баланса

Алгоритм определения стехиометрических коэффициентов

1. Определение элементов (атомы, ионы), степени окисления которых изменяются в ходе реакции.
2. Составление полуреакций

а) материальный баланс



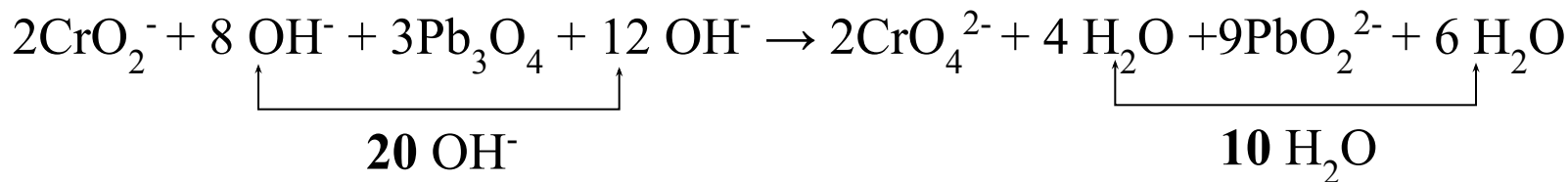
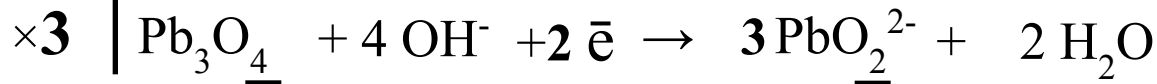
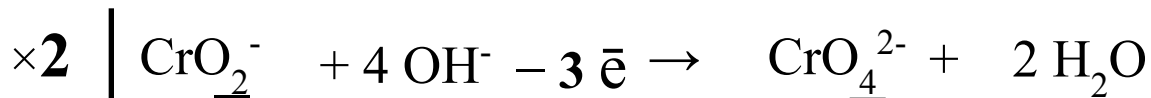
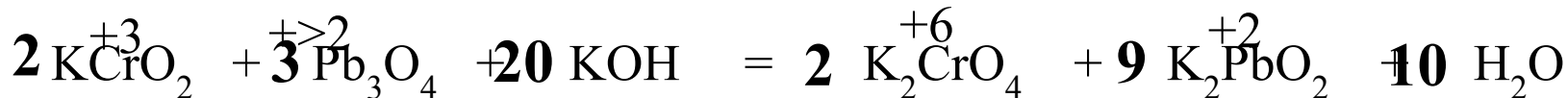
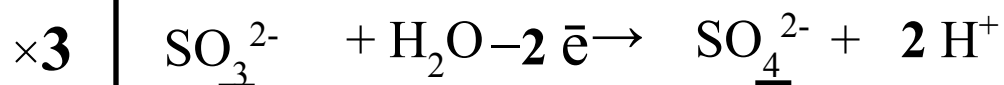
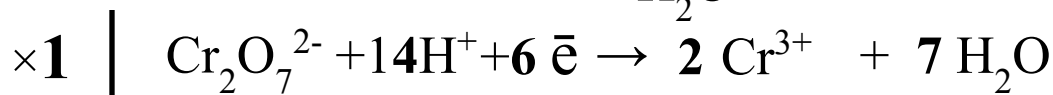
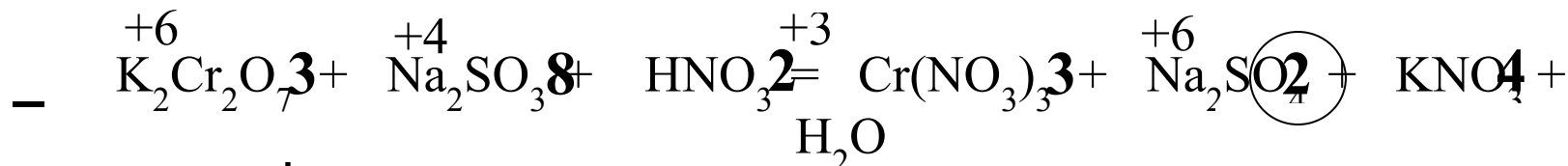
б) зарядовый баланс

3. Баланс электронов.
4. Сложение полуреакций с учетом всех коэффициентов.
5. Стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции.
6. Проверка: баланс атомов кислорода.

Примеры

6. Проверка: баланс атомов кислорода.

$$40 \text{ «O»} = 40 \text{ «O»}$$



$$36 \text{ «O»} = 36 \text{ «O»}$$

Материальный баланс в полуреакциях

Реакц. Среда	-1 «O» $\text{ЭO} \longrightarrow \text{Э}$	+1 «O» $\text{Э} \longrightarrow \text{ЭO}$	
Кислая H^+ H_2O	$\text{ЭO} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Э} + \text{H}_2\text{O}^*$ 	$\text{Э} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{ЭO} + 2\text{H}^+$	OH^-
Нейтрал H_2O	$\text{ЭO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Э} + 2\text{OH}^-$	_____ " _____	
Щелочн. OH^- H_2O	_____ " _____	$\text{Э} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{ЭO} + 2\text{H}_2\text{O}$	H^+

* $\text{ЭO}_2 + 4\text{H}^+ \rightarrow \text{Э} + 2\text{H}_2\text{O}$ и т.д.

Материальный баланс в полуреакциях

Если по материалному балансу требуется уравнивать « **H** », то принцип действия аналогичный :

