

# НЕОБХОДИМЫЕ НАВЫКИ ДЛЯ СОСТАВЛЕНИЯ УРАВНЕНИЙ ОВР

---

1. Расставьте степени окисления
2. Проверьте, чтобы в реакции были и окислитель, и восстановитель
3. Не забываем учитывать индексы в формулах, так как они указывают число атомов данного вида в уравнении. *Самая частая проблема — с дихроматом калия  $K_2Cr_2O_7$ , когда он в роли окислителя переходит в  $+3$ .*
4. Определите, в какой среде (*кислой, нейтральной или щелочной*) протекает реакция.
5. Помните, что вода — *может как участвовать в реакции, так и образовываться*
6. Иногда какой-либо продукт реакции можно определить, только составив электронный баланс и поняв, каких частиц у нас больше

## 7. Во что переходят реагенты в реакции?

Если ответ на этот вопрос не дают выученные нами схемы, то нужно проанализировать, какие в реакции **окислитель и восстановитель — сильные или не очень?**

Если окислитель средней силы, вряд ли он может окислить, например, серу из  $-2$  в  $+6$ , обычно окисление идёт только до  $S^0$ .

Если оба вещества могут проявлять свойства и восстановителя, и окислителя — надо продумать, какое из них более активный окислитель. Тогда второй будет восстановителем.

Если же один из реагентов — типичный окислитель или восстановитель — тогда второй будет «выполнять его волю», либо отдавая электроны окислителю, либо принимая у восстановителя.

8. Соблюдайте последовательность расстановки коэффициентов в уравнении:

Сначала проставьте коэффициенты, полученные из электронного баланса. Помните, что удваивать или сокращать их можно только вместе.

Предпоследним уравнивается водород, а по кислороду мы только проверяем!

## Возможные ошибки:

1. В расстановке С.О.
2. Выбор продуктов без учёта переноса электронов. Не может быть окислитель без восстановителя и наоборот.
3. 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.

# ГЛАВНЫЕ СХЕМЫ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ

**$\text{KMnO}_4$  (малиновый раствор)**

**+ ВОССТАНОВИТЕЛЬ**

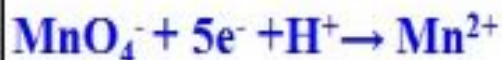
**кислая среда:**

**$\text{Mn}^{2+}$**

( $\text{MnCl}_2$ ,  $\text{MnSO}_4$ )

обесцвечивание

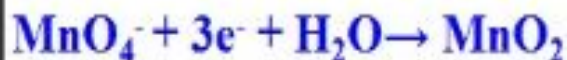
(соль той кислоты, которая участвует в реакции)



**нейтральная среда:**

**$\text{Mn}^{+4}$**

( $\text{MnO}_2 \downarrow$  бурый осадок)



**щелочная среда:**

**$\text{Mn}^{+6}$**

( $\text{K}_2\text{MnO}_4$ ,

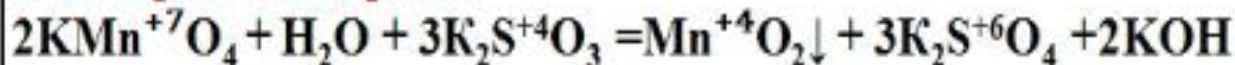
зеленый раствор)



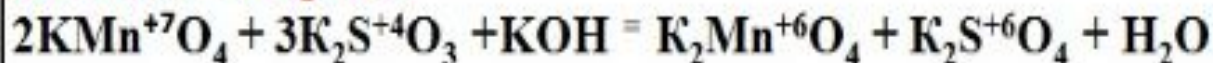
**В кислой среде:**



**В нейтральной среде:**



**В щелочной среде:**



# ГЛАВНЫЕ СХЕМЫ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ ПЕРЕХОДОВ

## **Mn<sup>+2,+4</sup> + ОКИСЛИТЕЛЬ**

**Mn<sup>+2,+4</sup> — оксид,  
гидроксид, соли**

+ очень сильные окислители:  
KNO<sub>3</sub>, кислородсодержащие соли  
хлора (в расплаве)

**Щелочная среда: Mn<sup>+6</sup>**

K<sub>2</sub>MnO<sub>4</sub> — манганат  
(зеленый раствор)

**Mn<sup>+2</sup> — соли**

+ очень сильные окислители в  
кислой среде  
(HNO<sub>3</sub> или CH<sub>3</sub>COOH):

**Кислая среда: Mn<sup>+7</sup>**

KMnO<sub>4</sub> — перманганат  
HMnO<sub>4</sub> — марганцевая  
кислота (малиновый  
раствор)

# ГЛАВНЫЕ СХЕМЫ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ

## **ДИХРОМАТ И ХРОМАТ КАК ОКИСЛИТЕЛИ.**

$K_2Cr_2^{+6}O_7$ (кислая и нейтральная) $K_2Cr^{+6}O_4$ (щелочная среда)		
<b>кислая среда</b>	<b>нейтральная среда</b>	<b>щелочная среда</b>
Соли тех кислот, которые участвуют в реакции: $CrCl_3$ , $Cr_2(SO_4)_3$ <b>раствор сине-фиолетового цвета</b>	$Cr(OH)_3$ <b>серо – зеленый осадок</b>	$K_3[Cr(OH)_6]$ в растворе, $K_3CrO_3$ или $KCrO_2$ в расплаве <b>изумрудно – зеленый раствор</b>



# ГЛАВНЫЕ СХЕМЫ

## ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ

ПЕРЕХОДОВ

### ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА

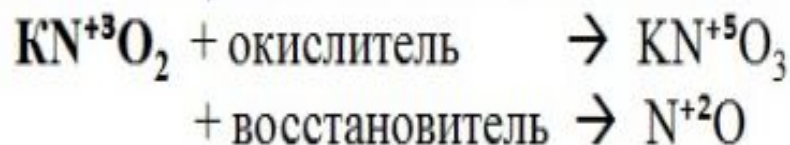
**$\text{Cr}^{+3}$  + очень сильные окислители  $\rightarrow$   $\text{Cr}^{+6}$  (всегда независимо от среды!)**

$\text{Cr}_2\text{O}_3$ , $\text{Cr}(\text{OH})_3$ , соли, гидроксокомплексы	+ очень сильные окислители: а) $\text{KNO}_3$ , кислородсодержащие соли хлора (в щелочном расплаве) б) $\text{Cl}_2$ , $\text{Br}_2$ , $\text{H}_2\text{O}_2$ (в щелочном растворе)	<b>Щелочная среда:</b>  образуется хромат $\text{K}_2\text{CrO}_4$ <b>желтый раствор</b>
$\text{Cr}(\text{OH})_3$ , соли	+ очень сильные окислители в кислой среде ( $\text{HNO}_3$ или $\text{CH}_3\text{COOH}$ ): $\text{PbO}_2$ , $\text{KBiO}_3$	<b>Кислая среда:</b>  образуется дихромат $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ или дихромовая кислота $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ <b>оранжевый раствор</b>

# ГЛАВНЫЕ СХЕМЫ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ

## ВЕЩЕСТВА С ДВОЙСТВЕННОЙ ПРИРОДОЙ:

### НИТРИТЫ ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ И АММОНИЯ:



### $\text{H}_2\text{O}_2$ - ПЕРОКСИД ВОДОРОДА

Среда	Окисление $\text{H}_2\text{O}_2$ ( $\text{H}_2\text{O}_2$ – восстановитель)	Восстановление $\text{H}_2\text{O}_2$ ( $\text{H}_2\text{O}_2$ – окислитель)
Кислая	$\text{H}_2\text{O}_2^{-1} - 2e \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}^+$	$\text{H}_2\text{O}_2^{-1} + 2\text{H}^+ + 2e \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$
Щелочная	$\text{H}_2\text{O}_2^{-1} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{O}_2^{-1} + 2e \rightarrow 2\text{OH}^-$
Нейтральная	$\text{H}_2\text{O}_2^{-1} - 2e \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}^+$	$\text{H}_2\text{O}_2^{-1} + 2e \rightarrow 2\text{OH}^-$

# ГЛАВНЫЕ СХЕМЫ

## ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ

<b>HNO<sub>3</sub></b>		не реагируют Au, Pt, Pd.		
<b>КОНЦЕНТРИРОВАННАЯ</b> (пассивация Al, Cr, Fe)*		<b>РАЗБАВЛЕННАЯ</b>		
<u>активные металлы</u> (щелочные, щелочноземельные, цинк)	<u>неактивные металлы</u> (правее железа)	<u>неактивные металлы</u> (правее железа)	<u>активные металлы</u> (щелочные, щелочноземельные, цинк) + среднее разбавление	<u>активные металлы</u> (щелочные, щелочноземельные, цинк) + оч. разбавленный раствор
нитрат металла + N <sub>2</sub> O↑**+H <sub>2</sub> O	нитрат металла + NO <sub>2</sub> ↑+H <sub>2</sub> O	нитрат металла + NO↑+H <sub>2</sub> O	нитрат металла + N <sub>2</sub> ↑+H <sub>2</sub> O	нитрат металла + NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub> +H <sub>2</sub> O
<b>HNO<sub>3</sub> концентрированная</b> + неметаллы			кислота или оксид (высшие) + NO↑ или NO <sub>2</sub> ↑+H <sub>2</sub> O	

\* Пассивация – металлы не реагируют с концентрированной кислотой без нагревания из-за наличия плотной оксидной плёнки.

\*\* Магний и кальций с кислотой любой концентрации восстанавливают её до N<sub>2</sub>O!

# ГЛАВНЫЕ СХЕМЫ

## ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ

<b>H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b>		не реаг Au, Pt, Pd.	
<b>Разбавленная - ведет себя как обычная минеральная кислота!</b>		<b>Концентрированная</b> <b>(пассивация Al, Cr, Fe)**</b>	
металлы в ряду активности до <u>H - H<sub>2</sub></u> + сульфат металла*.	металлы после H – <u>не реагируют.</u>	неактивные металлы – сульфат металла + <b>SO<sub>2</sub>↑</b>	<b>активные металлы и цинк</b> – сульфат металла + S↓ или <b>H<sub>2</sub>S↑***</b>
<b>Концентрированная + неметаллы</b>		<b>→ SO<sub>2</sub> ↑ + кислота или оксид неметалла</b>	

\* сульфат металла **В НАИМЕНЬШЕЙ** степени окисления

\*\* **Пассивация** – металлы не реагируют с концентрированной кислотой **без нагревания** из-за наличия плотной оксидной плёнки.

\*\*\* **Сероводород** получается при взаимодействии щелочных металлов.

# ГЛАВНЫЕ СХЕМЫ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ ПЕРЕХОДОВ

## РАЗЛОЖЕНИЕ НИТРАТОВ (ПО РЯДУ АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ!).

1. <b>Металлы левее магния</b> кроме лития.	$\text{KNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_2 + \text{O}_2$ нитрит металла + кислород
2. <b>От магния</b> до меди включительно+ <b>ЛИТИЙ</b>	$\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{MgO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$ <b>оксид металла*</b> + <b>NO<sub>2</sub></b> + <b>O<sub>2</sub></b>
3. <b>Правее меди</b>	$\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$ металл + <b>NO<sub>2</sub></b> + <b>O<sub>2</sub></b>

**\*оксид металла в наиболее устойчивой степени окисления**

# ГЛАВНЫЕ СХЕМЫ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ ПЕРЕХОДОВ

## **ДИСПРОПОРЦИОНИРОВАНИЕ НЕМЕТАЛЛОВ – СЕРЫ, ФОСФОРА, ГАЛОГЕНОВ (КРОМЕ ФТОРА)**

Сера + щёлочь $\rightarrow$ 2 соли (сульфид и сульфит металла) (реакция идёт при кипячении)	$S^0 \rightarrow S^{-2}$ и $S^{+4}$
Фосфор + щелочь $\rightarrow$ фосфин $PH_3$ и соль ГИПОФОСФИТ $KH_2PO_2$ (реакция идёт при кипячении)	$P^0 \rightarrow P^{-3}$ и $P^{+1}$
Хлор (бром, йод) + вода (без нагревания) $\rightarrow$ 2 кислоты ( $HCl$ , $HClO$ ) Хлор (бром, йод) + щелочь (без нагревания) $\rightarrow$ 2 соли ( $KCl$ и $KClO$ ) + вода	$Cl_2^0 \rightarrow Cl^-$ и $Cl^+$
Бром, йод + вода (при нагревании) $\rightarrow$ 2 кислоты ( $HBr$ , $HBrO_3$ ) Хлор (бром, йод) + щелочь (при нагревании) $\rightarrow$ 2 соли ( $KCl$ и $KClO_3$ ) + вода	$Cl_2^0 \rightarrow Cl^-$ и $Cl^{+5}$

# ГЛАВНЫЕ СХЕМЫ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ ПЕРЕХОДОВ

## ДИСПРОПОРЦИОНИРОВАНИЕ ОКСИДА АЗОТА (IV) И СОЛЕЙ

$\text{NO}_2$ + вода $\rightarrow$ 2 кислоты (азотная и азотистая)	$\text{N}^{+4} \rightarrow \text{N}^{+3}$ и $\text{N}^{+5}$
$\text{NO}_2$ + щелочь $\rightarrow$ 2 соли (нитрат и нитрит)	
$\text{K}_2\text{SO}_3 \rightarrow$ сульфид и сульфат калия (при нагревании)	$\text{S}^{+4} \rightarrow \text{S}^{-2}$ и $\text{S}^{+6}$
$\text{KClO}_3 \rightarrow$ 2 соли (хлорид и перхлорат $\text{KClO}_4$ )- при нагревании, без катализатора	$\text{Cl}^{+5} \rightarrow \text{Cl}^-$ и $\text{Cl}^{+7}$

## Задание 30 № 7708

Для выполнения задания используйте следующий перечень веществ:

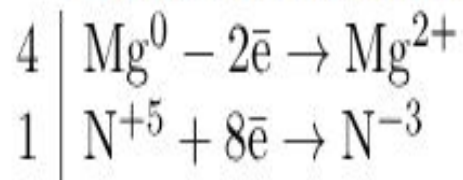
нитрат бария,  
нитрат калия,  
хлорид калия,  
сульфат калия,  
магний.

### Пояснение.

Запишем уравнение реакции:



Составим электронный баланс:





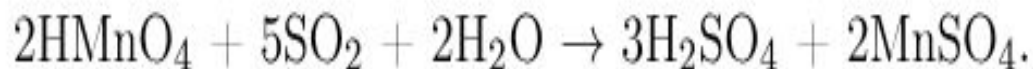
## Задание 30 № 7708

Для выполнения задания используйте следующий перечень веществ:

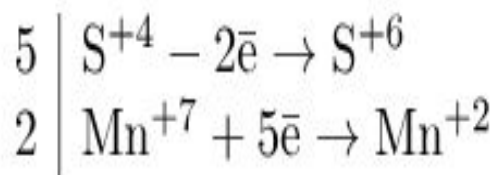
марганцовая кислота,  
оксид серы (IV),  
сульфат бария,  
хлорид калия,  
нитрат серебра (I)

**Пояснение.**

Запишем уравнение реакции:



Составим электронный баланс:



## Задание 30 № 7708

Для выполнения задания используйте следующий перечень веществ:

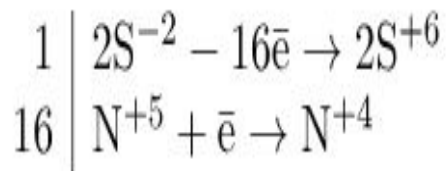
гидросульфид кальция,  
азотная кислота,  
нитрат натрия,  
нитрат бария,  
серная кислота

**Пояснение.**

Запишем уравнение реакции гидросульфида кальция и концентрированной азотной кислоты:



Составим электронный баланс:



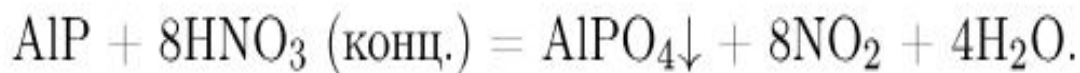
## Задание 30 № 7708

Для выполнения задания используйте следующий перечень веществ:

глюкоза,  
азотная кислота (конц.),  
хлорид калия,  
фторид серебра (I),  
нитрит калия,  
фосфид алюминия

### Пояснение.

Запишем уравнение реакции:



Составим электронный баланс:

