

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

KMnO_4 (малиновый раствор)

+ ВОССТАНОВИТЕЛЬ

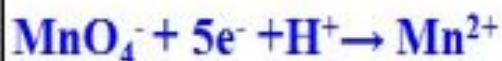
кислая среда:

Mn^{2+}

(MnCl_2 , MnSO_4)

обесцвечивание

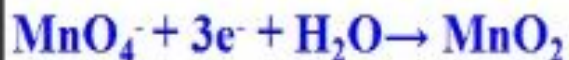
(соль той кислоты, которая участвует в реакции)



нейтральная среда:

Mn^{+4}

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



щелочная среда:

Mn^{+6}

(K_2MnO_4 ,

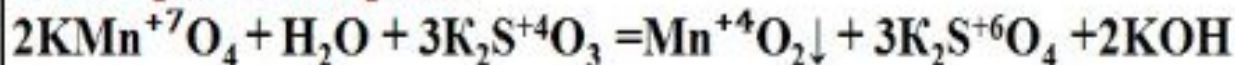
зеленый раствор)



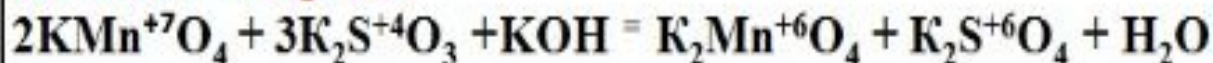
В кислой среде:



В нейтральной среде:



В щелочной среде:



ГЛАВНЫЕ СХЕМЫ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ ПЕРЕХОДОВ

Mn^{+2,+4} + ОКИСЛИТЕЛЬ

Mn^{+2,+4} — оксид, гидроксид, соли	+ очень сильные окислители: KNO ₃ , кислородсодержащие соли хлора (в расплаве)	Щелочная среда: Mn⁺⁶ K ₂ MnO ₄ — манганат (зеленый раствор)
Mn⁺² — соли	+ очень сильные окислители в кислой среде (HNO ₃ или CH ₃ COOH):	Кислая среда: Mn⁺⁷ KMnO ₄ — перманганат HMnO ₄ — 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)

кислая среда	нейтральная среда	щелочная среда
Соли тех кислот, которые участвуют в реакции: $CrCl_3$, $Cr_2(SO_4)_3$ раствор сине-фиолетового цвета	$Cr(OH)_3$ серо – зеленый осадок	$K_3[Cr(OH)_6]$ в растворе, K_3CrO_3 или $KCrO_2$ в расплаве изумрудно – зеленый раствор

ГЛАВНЫЕ СХЕМЫ

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ

ПЕРЕХОДОВ

ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА

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

Cr_2O_3 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, соли, гидроксокомплексы	+ очень сильные окислители: а) KNO_3 , кислородсодержащие соли хлора (в щелочном расплаве) б) Cl_2 , Br_2 , H_2O_2 (в щелочном растворе)	Щелочная среда: образуется хромат K_2CrO_4 желтый раствор
$\text{Cr}(\text{OH})_3$, соли	+ очень сильные окислители в кислой среде (HNO_3 или CH_3COOH): PbO_2 , KBiO_3	Кислая среда: образуется дихромат $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ или дихромовая кислота $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ оранжевый раствор

ГЛАВНЫЕ СХЕМЫ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ

ВЕЩЕСТВА С ДВОЙСТВЕННОЙ ПРИРОДОЙ:

НИТРИТЫ ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ И АММОНИЯ:



H_2O_2 - ПЕРОКСИД ВОДОРОДА

Среда	Окисление H_2O_2 (H_2O_2 – восстановитель)	Восстановление H_2O_2 (H_2O_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

HNO₃		не реагируют Au, Pt, Pd.		
КОНЦЕНТРИРОВАННАЯ (пассивация Al, Cr, Fe)*		РАЗБАВЛЕННАЯ		
<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 ₂ O↑**+H ₂ O	нитрат металла + NO ₂ ↑+H ₂ O	нитрат металла + NO↑+H ₂ O	нитрат металла + N ₂ ↑+H ₂ O	нитрат металла + NH ₄ NO ₃ +H ₂ O
HNO₃ концентрированная + неметаллы			кислота или оксид (высшие) + NO↑ или NO ₂ ↑+H ₂ 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 N₂O!

ГЛАВНЫЕ СХЕМЫ

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ

H₂SO₄		не реаг Au, Pt, Pd.	
Разбавленная - ведет себя как обычная минеральная кислота!		Концентрированная (пассивация Al, Cr, Fe)**	
металлы в ряду активности до <u>H - H₂</u> + сульфат металла*.	металлы после H – <u>не реагируют.</u>	неактивные металлы – сульфат металла + SO₂↑	активные металлы и цинк – сульфат металла + S↓ или H₂S↑***
Концентрированная + неметаллы		→ SO₂ ↑ + кислота или оксид неметалла	

* 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. Металлы левее магния кроме лития.	$\text{KNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_2 + \text{O}_2$ нитрит металла + кислород
2. От магния до меди включительно+ ЛИТИЙ	$\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{MgO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$ оксид металла* + NO_2 + O_2
3. Правее меди	$\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$ металл + NO_2 + O_2

*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

NO_2 + вода \rightarrow 2 кислоты (азотная и азотистая)	$\text{N}^{+4} \rightarrow \text{N}^{+3}$ и N^{+5}
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 S^{+6}
$\text{KClO}_3 \rightarrow$ 2 соли (хлорид и перхлорат KClO_4)- при нагревании, без катализатора	$\text{Cl}^{+5} \rightarrow \text{Cl}^-$ и Cl^{+7}

Задание 30 № 7708

Для выполнения задания используйте следующий перечень веществ:

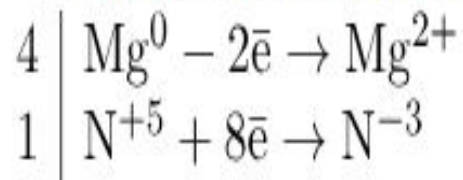
нитрат бария,
нитрат калия,
хлорид калия,
сульфат калия,
магний.

Пояснение.

Запишем уравнение реакции:



Составим электронный баланс:



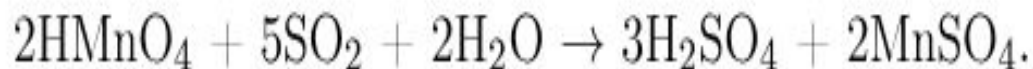
Задание 30 № 7708

Для выполнения задания используйте следующий перечень веществ:

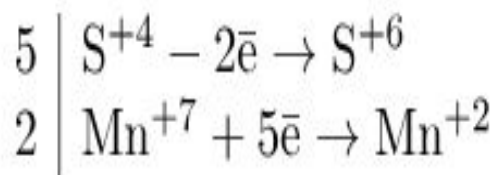
марганцовая кислота,
оксид серы (IV),
сульфат бария,
хлорид калия,
нитрат серебра (I)

Пояснение.

Запишем уравнение реакции:



Составим электронный баланс:



Задание 30 № 7708

Для выполнения задания используйте следующий перечень веществ:

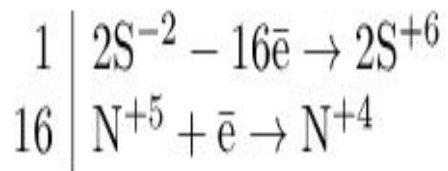
гидросульфид кальция,
азотная кислота,
нитрат натрия,
нитрат бария,
серная кислота

Пояснение.

Запишем уравнение реакции гидросульфида кальция и концентрированной азотной кислоты:



Составим электронный баланс:



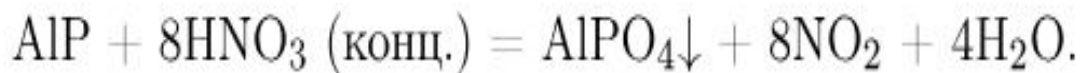
Задание 30 № 7708

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:

