

Теоретические сведения.

Перманганат калия как окислитель.

KMnO₄ + восстановители →		
⁺² в кислой среде Mn	в нейтральной среде Mn⁺⁴	⁺⁶ в щелочной среде Mn
(соль той кислоты, которая участвует в реакции) MnSO ₄ , MnCl ₂	MnO ₂ ↓	Манганат (K ₂ MnO ₄ или KNaMnO ₄ , Na ₂ MnO ₄) -

Дихромат и хромат как окислители.

K₂Cr₂O₇ (кислая и нейтральная среда), K₂CrO₄ (щелочная среда) + восстановители → всегда получается Cr⁺³		
кислая среда	нейтральная среда	щелочная среда
Соли тех кислот, которые участвуют в реакции: CrCl ₃ , Cr ₂ (SO ₄) ₃	Cr(OH) ₃	K ₃ [Cr(OH) ₆] в растворе, K ₃ CrO ₃ или KCrO ₂ в расплаве

Повышение степеней окисления хрома и марганца.

Cr⁺³ + очень сильные окислители → Cr⁺⁶ (всегда независимо от среды!)		
Cr ₂ O ₃ , Cr(OH) ₃ , соли, гидроксокомплексы	+ очень сильные окислители: а) KNO ₃ , кислородсодержащие соли хлора (в щелочном расплаве) б) Cl ₂ , Br ₂ , H ₂ O ₂ (в щелочном растворе)	Щелочная среда: образуется хромат K ₂ CrO ₄
Cr(OH) ₃ , соли	+ очень сильные окислители в кислой среде (HNO ₃ или CH ₃ COOH): PbO ₂ , KBiO ₃	Кислая среда: образуется дихромат K ₂ Cr ₂ O ₇ или дихромовая кислота H ₂ Cr ₂ O ₇
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
Mn ⁺² — соли	+ очень сильные	Кислая среда: Mn⁺⁷

	окислители в кислой среде (HNO_3 или CH_3COOH): PbO_2 , KBiO_3	KMnO_4 — перманганат HMnO_4 — марганцевая кислота
--	--	--

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 .			

Диспропорционирование.

Реакции диспропорционирования — это реакции, в которых **один и тот же** элемент является и окислителем, и восстановителем, одновременно и повышая, и понижая свою степень окисления:



Диспропорционирование неметаллов — серы, фосфора, галогенов (кроме фтора).

Сера + щёлочь $\rightarrow$ 2 соли, сульфид и сульфит металла (реакция идёт при кипячении)	$\text{S}^0 \rightarrow \text{S}^{-2} \text{ и } \text{S}^{+4}$
Фосфор + щелочь $\rightarrow$ фосфин PH_3 и соль гипофосфит KH_2PO_2 (реакция идёт при кипячении)	$\text{P}^0 \rightarrow \text{P}^{-3} \text{ и } \text{P}^{+1}$
Хлор, бром, иод + вода (без нагревания) $\rightarrow$ 2 кислоты, HCl , HClO Хлор, бром, иод + щелочь (без нагревания) $\rightarrow$ 2 соли, KCl и KClO и вода	$\text{Cl}_2^0 \rightarrow \text{Cl}^- \text{ и } \text{Cl}^+$
Бром, иод + вода (при нагревании) $\rightarrow$ 2 кислоты, HBr , HBrO_3 Хлор, бром, иод + щелочь (при нагревании) $\rightarrow$ 2 соли, KCl и KClO_3 и вода	$\text{Cl}_2^0 \rightarrow \text{Cl}^- \text{ и } \text{Cl}^{+5}$

Диспропорционирование оксида азота (IV) и солей.

NO_2 + вода $\rightarrow$ 2 кислоты, азотная и азотистая NO_2 + щелочь $\rightarrow$ 2 соли, нитрат и нитрит	$\text{N}^{+4} \rightarrow \text{N}^{+3} \text{ и } \text{N}^{+5}$
t° K_2SO_3 сульфид и сульфат калия	$\text{S}^{+4} \rightarrow \text{S}^{-2} \text{ и } \text{S}^{+6}$
t° KClO_3 2 соли, хлорид и перхлорат KClO_4	$\text{Cl}^{+5} \rightarrow \text{Cl}^- \text{ и } \text{Cl}^{+7}$

Активность металлов и неметаллов.

Для анализа активности металлов используют либо электрохимический ряд напряжений металлов, либо их положение в Периодической таблице. Чем активнее металл, тем легче он будет отдавать электроны и тем более хорошим восстановителем он будет в окислительно-восстановительных реакциях.

Электрохимический ряд напряжений металлов.

Li Rb K Ba Sr Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb H Sb Bi Cu Hg Ag Pd Pt Au

Активность неметаллов так же можно определить по их положению в таблице Менделеева.

Запомните! Азот — более активный неметалл, чем хлор!

Более активный неметалл будет окислителем, а менее активный будет довольствоваться ролью восстановителя, *если они реагируют друг с другом*.

Ряд электроотрицательности неметаллов:

H, As, I, Si, P, Se, C, S, Br, Cl, N, O, F >
увеличение электроотрицательности

Особенности поведения некоторых окислителей и восстановителей.

а) кислородсодержащие соли и кислоты хлора в реакциях с восстановителями обычно переходят в хлориды: $\text{KClO}_3 + \text{P} = \text{P}_2\text{O}_5 + \text{KCl}$

б) 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). $\text{H}_2\text{S}^{-2} + \text{S}^{(+4)}\text{O}_2 = \text{S}^0 + \text{H}_2\text{O}$