



Окислительно-
восстановительные
свойства
неорганических кислот

КИСЛОТЫ-ВОССТАНОВИТЕЛИ

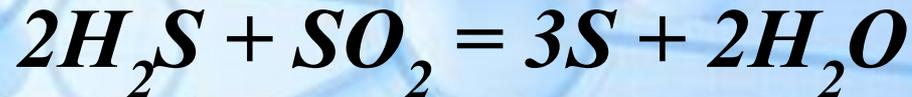
К таким кислотам относятся, как правило, бескислородные кислоты, восстановительные свойства которых проявляются за счет аниона элемента в низшей степени окисления. Это все галогеноводородные кислоты (кроме плавиковой), сероводородная кислота и т.п.



Среди галогеноводородных кислот самая высокая восстановительная активность у йодоводородной. Её могут окислить даже оксид и соли трехвалентного железа.



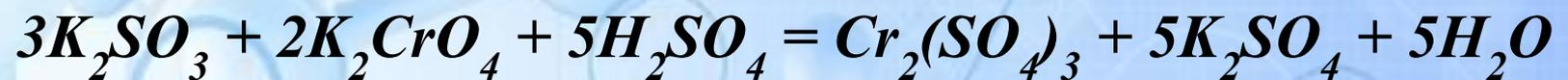
Сероводородная кислота может окислить даже такой окислитель как диоксид серы.



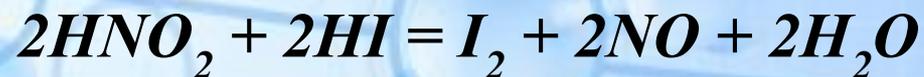
Также восстановительные свойства могут проявлять анионы кислородсодержащих кислот с кислотообразующим элементом в промежуточных степенях окисления – сернистая, азотистая и т.д.



Чаще используют реакции не с самими неустойчивыми кислотами, а с их устойчивыми солями.



Эти же вещества с более сильными восстановителями проявляют окислительные свойства



КИСЛОТЫ-ОКИСЛИТЕЛИ

К таким кислотам относят, как правило, кислоты с кислотообразующим элементом в высшей степени окисления - H_2SO_4 , HNO_3 , H_2CrO_4 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, HClO_4 , HClO_3 и т.д.

Продукты восстановления таких кислот определяются веществами-восстановителями, с которыми протекает реакция, а также средой растворов.

Высокая окислительная активность концентрированной серной и азотной кислоты в любой концентрации позволяет им реагировать не только почти со всеми металлами, но и со многими твердыми неметаллами, такими как сера, углерод, фосфор.

В таблице приведены реакции взаимодействия азотной и серной кислот с металлами различной активности. В любом случае в таких реакциях всегда получается соль, вода и третий продукт, определяемый типом кислоты, активностью металла и температурой.

ОСОБЕННОСТИ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ КИСЛОТ С МЕТАЛЛАМИ

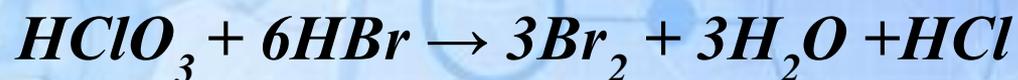
Кислоты \ Металлы	Активные металлы (щелочные и щелочноземельные)	Металлы средней активности		Малоактивные металлы	Благородные металлы
	K, Ba, Ca, Na, Mg	Al, Fe, Cr	Zn, Sn	Pb, Cu, Hg, Ag	Au, Pt, Os, Ir
H_2SO_4 конц.	<u>Соль + H_2O + $H_2S \uparrow$</u> $8K + 5H_2SO_4 = 4K_2SO_4 + 4H_2O + H_2S$ $4Ca + 5H_2SO_4 = 4CaSO_4 + 4H_2O + H_2S$	Пассивирует металл (При нагревании	<u>Соль + H_2O + S или $SO_2 \uparrow$</u> $Zn + 2H_2SO_4 = ZnSO_4 + 2H_2O + SO_2$	<u>Соль + H_2O + $SO_2 \uparrow$</u> $2Ag + 2H_2SO_{4(K)} = Ag_2SO_4 + SO_2 + 2H_2O$ $Cu + 2H_2SO_4 = CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$	
HNO_3 конц.	<u>Соль + H_2O + N_2O или $NO \uparrow$</u> $4Ca + 10HNO_3 = 4Ca(NO_3)_2 + 5H_2O + N_2O$ $8K + 10HNO_3 = 8KNO_3 + 5H_2O + N_2O$	<u>Соль + H_2O + $SO_2 \uparrow$</u> (или NO_2) $2Al + 3H_2SO_4 =$ $Al_2(SO_4)_3 + 4H_2O + SO_2$	<u>Соль + H_2O + $NO_2 \uparrow$</u> $Cu + 4HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$	$Ag + 2HNO_3 = AgNO_3 + NO_2 + H_2O$	
HNO_3 разб.	<u>Соль + H_2O + N_2O или $N_2 \uparrow$</u>	<u>Соль + H_2O + $NO \uparrow$</u> $8Al + 30HNO_3 = 8Al(NO_3)_3 + 3N_2O + 15H_2O$	$3Zn + 8HNO_3 = 3Zn(NO_3)_2 + 4H_2O + 2NO$	$3Ag + 4HNO_3 = 3AgNO_3 + NO + 2H_2O$	
HNO_3 очень разб.	<u>Соль + H_2O + NH_3 (NH_4NO_3)</u> $8K + 10HNO_3 = 8KNO_3 + 5H_2O + NH_4NO_3$ $8Na + 9HNO_3 = 8NaNO_3 + 3H_2O + NH_3$	<u>Соль + H_2O + N_2O (или NH_3)</u> $8Al + 30HNO_3 = 8Al(NO_3)_3 + 3NH_4NO_3 + 9H_2O$ $4Zn + 10HNO_3 = 4Zn(NO_3)_2 + 5H_2O + N_2O$		<u>Соль + H_2O + $NO \uparrow$</u> $3Cu + 8HNO_3 = 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$ $3Ag + 4HNO_3 = 3AgNO_3 + NO + 2H_2O$	

Продуктом взаимодействия кислот-окислителей с неметаллами, как правило, является кислота реагирующего неметалла.

	P	S	C
H₂SO₄ (разб)	-	-	-
H₂SO₄ (конц)	H₃PO₄+SO₂+H₂O	SO₂+H₂O	SO₂+NO₂+H₂O
HNO₃ (разб)	H₃PO₄+NO	H₂SO₄+NO	-
HNO₃ (конц)	H₃PO₄+NO₂+H₂O	H₂SO₄+NO₂+H₂O	CO₂+NO₂+H₂O

Кислородсодержащие кислоты галогенов в степени окисления +5 и +7, а также их соли тоже являются хорошими окислителями.

Хлорноватая кислота HClO_3 — сильный окислитель; окислительная способность увеличивается с возрастанием концентрации и температуры. HClO_3 легко восстанавливается до соляной кислоты:



В слабокислой среде HClO_3 восстанавливается сернистой кислотой H_2SO_3 до Cl^- , но при пропускании смеси SO_2 и воздуха сквозь сильноокислый раствор, образуется диоксид хлора



В 40%-ной хлорноватой кислоте воспламеняется бумага.

Хлорноватая кислота может окислять неметаллы.



Хлораты – сильные окислители.

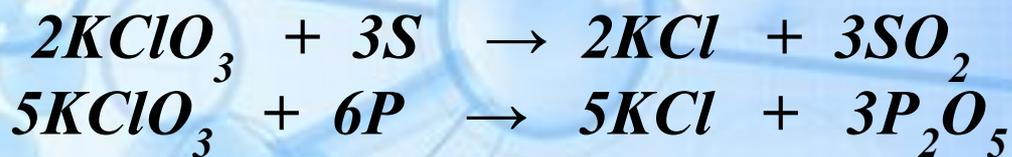
Хлорат калия $KClO_3$ (бертолетова соль) также сильный окислитель. Эта соль при нагревании разлагается. При этом без катализатора хлорат диспропорционирует:



В присутствии катализатора (оксид марганца (IV)) хлорат калия разлагается, окисляя кислород:



Также хлорат калия окисляет серу и фосфор:



Хлорная кислота HClO_4 считается самой сильной кислотой (при условии одинаковых концентраций).

Хлорная кислота окисляет неметаллы с образованием соответствующих неметаллам кислот:



При нагревании хлорная кислота разлагается:



Соли хлорной кислоты – перхлораты – сильные окислители.

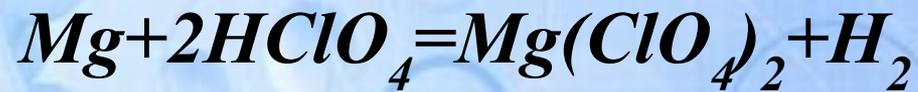
Например, перхлорат калия при нагревании разлагается. При этом хлор окисляет кислород:



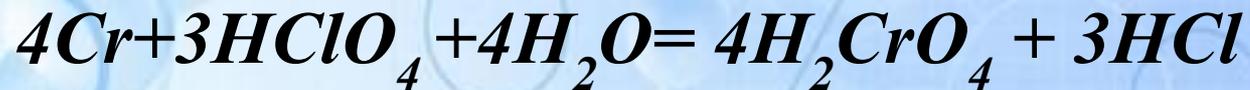
Еще пример: перхлорат калия окисляет алюминий:



В реакциях с металлами проявляет себя следующим образом. Концентрированная (70-72%) на холоду реагирует с активными металлами с выделением водорода и образованием перхлоратов.



При нагревании начинается восстановление перхлоратного аниона до хлористого водорода.



Хлорная кислота растворяет серебро, золото и металлы платиновой группы:



The background features a light blue gradient with two distinct patterns. On the left side, there is a 3D ball-and-stick molecular model with various sized spheres and connecting rods. On the right side, there is a 2D network diagram consisting of circles of different sizes connected by thin lines, resembling a graph or a simplified molecular structure.

Спасибо за внимание!