

ОКСИДЫ

Оксидами называются бинарные (состоящие из двух элементов) соединения, в которых один из элементов – кислород, причём атомы кислорода не связаны друг с другом и находятся в степени окисления -2.

Большинство оксидов солеобразующие. При солеобразовании, протекающим обычно при нагревании (например $\text{CaO} + \text{SiO}_2 = \text{CaSiO}_3$) степени окисления элементов не изменяются. Известны оксиды несолеобразующие, их немного, например NO , CO и другие. Эти оксиды не вступают в реакции образования солей.

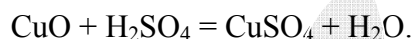
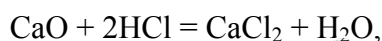
Солеобразующие оксиды подразделяются на основные, кислотные и амфотерные. Элемент основного оксида (Li_2O , CaO , SrO и другие) при образовании соли

ОСНОВНЫЕ ОКСИДЫ

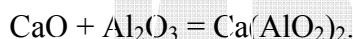
Основные оксиды – это оксиды, которым соответствуют основания. Основными оксидами, как правило, являются оксиды металлов в невысоких степенях окисления (+1, +2). Исключением являются оксиды BeO и ZnO ; эти оксиды амфотерны.

СВОЙСТВА ОСНОВНЫХ ОКСИДОВ

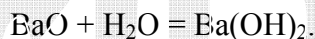
1. Самой типичной реакцией основных оксидов является их взаимодействие с кислотами:



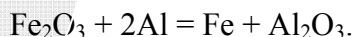
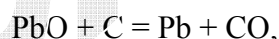
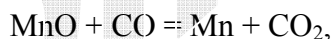
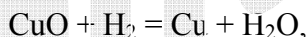
2. Основные оксиды взаимодействуют при нагревании с кислотными и амфотерными оксидами:



3. Некоторые основные оксиды взаимодействуют с водой и образуют соответствующие основания:



4. Основные оксиды, как и другие оксиды, могут участвовать в окислительно-восстановительных реакциях:

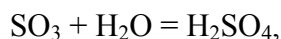
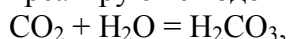


КИСЛОТНЫЕ ОКСИДЫ

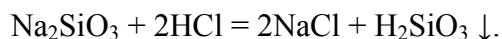
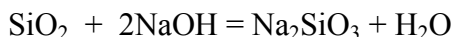
Кислотные оксиды – это оксиды, которым соответствуют кислоты. Их образуют неметаллы и некоторые металлы в тех случаях, когда проявляют высокие степени окисления: +5; +6; +7. Например: P_2O_5 ; CrO_3 , Mn_2O_7 .

Свойства кислотных оксидов

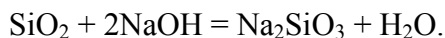
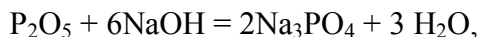
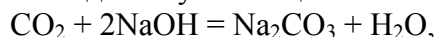
1. Многие кислотные оксиды реагируют с водой с образованием кислот:



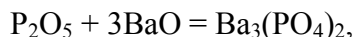
Но некоторые кислотные оксиды не взаимодействуют с водой, поэтому кислоты таких оксидов получают косвенными методами:



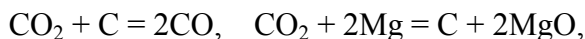
2. Кислотные оксиды взаимодействуют со щелочами с образованием солей:



3. Кислотные оксиды взаимодействуют с основными и амфотерными оксидами:



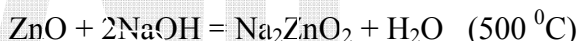
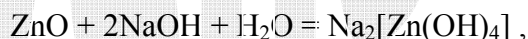
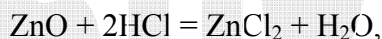
4. Кислотные оксиды, как и другие оксиды, участвуют в окислительно-восстановительных реакциях:



АМФОТЕРНЫЕ ОКСИДЫ

Амфотерные оксиды- это оксиды, которым соответствуют и кислоты и основания. Их образуют металлы со степень окисления +3 и +4, а также сюда относятся BeO и ZnO; Таким образом, амфотерные оксиды способны к реакциям, в которые вступают как основные, так и кислотные оксиды. К амфотерным оксидам относятся Al₂O₃, Cr₂O₃, BeO, ZnO, PbO, SnO и некоторые другие.

Приведём примеры реакций, иллюстрирующих амфотерные свойства оксида алюминия и оксида цинка:



ОСНОВАНИЯ

Основания – это неорганические соединения металлов общей формулы Me(OH)_n, где n – степень окисления металла. Например: NaOH, Ba(OH)₂, Fe(OH)₃.

Хорошо растворимые в воде основания называются щелочами. Это гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов (LiOH; KOH; NaOH; RbOH; CsOH; Ca(OH)₂; Sr(OH)₂; Ba(OH)₂). Бывают мало растворимые в воде основания, которые условно называют нерастворимыми (Cu(OH)₂, Fe(OH)₃ и другие).

При комнатной температуре все основания – твёрдые вещества, исключая NH₄OH, который представляет собой водный раствор аммиака и в свободном виде не существует.

Химические свойства оснований можно выучить по таблице:

	Щелочи	Нерастворимые основания
Изменение окраски индикаторов	Наблюдается $\text{NaOH} \leftrightarrow [\text{Na}]^+ + [\text{OH}]^-$	Не наблюдается
С кислотами	Реагируют с кислотами	Реагируют с кислотами

	$2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
С оксидами (кислотными и амфотерными)	Реагируют с кислотными и амфотерными оксидами $\text{CO}_2 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	Не реагируют с оксидами
С растворимыми солями, если реакция идет до конца	Растворимые основания взаимодействуют с растворимыми солями в том случае, если в результате реакции образуется вещество, выпадающее в осадок $2\text{KOH} + \text{FeSO}_4 = \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$, $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = 2\text{NaOH} + \text{BaSO}_4\downarrow$	Не реагируют с солями
Разложение при температуре	Не наблюдается	Наблюдается $\text{Mg}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{MgO} + \text{H}_2\text{O}$

Щелочи имеют ряд особых свойств:

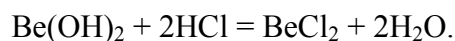
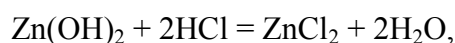
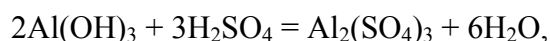
- Реагируют с амфотерными гидроксидами, образуя комплексные соли:
 $\text{KOH}(\text{p.}) + \text{Al}(\text{OH})_3 = \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$
- Реагируют с переходными металлами (Be, Al, Zn, Sn, Pb):
 $6\text{KOH}(\text{p.}) + 2\text{Al} + 6\text{H}_2\text{O} = \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2\uparrow$
 $2\text{KOH}(\text{тв.}) + 2\text{Al} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t} 2\text{KAlO}_2 + 3\text{H}_2\uparrow$
- Реагируют с неметаллами:
 - галогенами:
 $\text{Cl}_2 + 2\text{NaOH}(\text{конц., хол.}) = \text{NaClO} + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
 $3\text{Cl}_2 + 6\text{NaOH}(\text{конц., гор.}) = \text{NaClO}_3 + 5\text{NaCl} + 3\text{H}_2\text{O}$
 - серой:
 $3\text{S} + 3\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{разб., гор.}) = \text{CaSO}_3 + 2\text{CaS} + 3\text{H}_2\text{O}$
 $4\text{S} + 4\text{Ca}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t > 600^\circ\text{C}} \text{CaSO}_4 + 3\text{CaS} + 4\text{H}_2\text{O}$
 - белым фосфором:
 $\text{P}_4 + 3\text{KOH}(\text{конц.}) + 3\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t} 4\text{PH}_3\uparrow + 3\text{K}(\text{PH}_2\text{O}_2)$
 - кремнием:
 $\text{Si}(\text{крист.}) + \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{конц.}) + \text{H}_2\text{O} = \text{CaSiO}_3 + 2\text{H}_2\uparrow$

АМФОТЕРНЫЕ ОСНОВАНИЯ

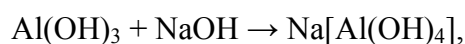
Амфотерными гидроксидами называют гидроксиды, проявляющие как основные, так и кислотные свойства, т.е. реагирующие, соответственно, как с кислотами, так и со щелочами.

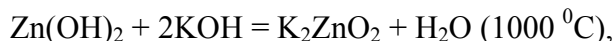
Приведём примеры уравнений реакций амфотерных гидроксидов:

а) проявляя **основные свойства**, амфотерные гидроксиды реагируют с **кислотами**, образуя соль и воду:



б) проявляя **кислотные свойства**, такие гидроксиды реагируют со **щелочами** образуя соль и воду или комплексные соединения:





Чтобы правильно составить формулу образующейся соли, следует написать формулу амфотерного гидроксида так, как записывается формула кислоты, и отсюда найти формулу соответствующего кислотного остатка. Например, в случае соединений цинка и алюминия надо мысленно проделать следующие *логические переходы*:

Форма	Форма	Соль
Основания	кислоты	
$\text{Zn}(\text{OH})_2$	H_2ZnO_2	K_2ZnO_2
$\text{Al}(\text{OH})_3$	H_3AlO_3	NaAlO_2
	(орто-форма)	

КИСЛОТЫ

КИСЛОТАМИ – называются сложные вещества, которые состоят из атомов водорода, способных замещаться атомами металла, а также атомов или групп атомов, называемых кислотными остатками.

По составу кислоты делятся на:

- Кислородсодержащие (H_2SO_4 , HNO_3 , CH_3COOH и т.п.);
- Бескислородные (HCl , HBr , H_2S и т.п.).

Число атомов водорода, содержащихся в молекуле кислоты и способных замещаться металлом, определяет основность кислоты.

По числу атомов водорода, способных замещаться на атомы металла, кислоты делятся на:

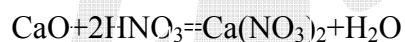
- ◆ **одноосновные** (HCl),
- ◆ **двухосновные** (H_2SO_4),
- ◆ **трёхосновные** (H_3PO_4) и т.д.

1. Химические свойства

1.1. Изменяют окраску индикаторов

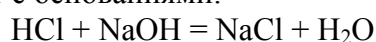


1.2. Взаимодействуют с основными и амфотерными оксидами



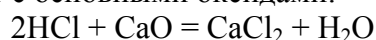
Химические свойства кислот

1. Действие кислот на индикаторы: метилоранж окрашивается в красный цвет, лакмус – в красный, фенолфталеин – бесцветный.
2. Кислоты взаимодействуют с основаниями:

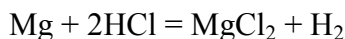


Эту реакцию называют *реакцией нейтрализации*.

3. Кислоты взаимодействуют с основными оксидами:

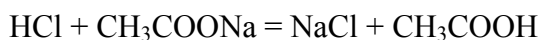
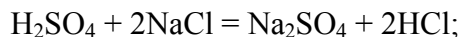


4. Кислоты взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода:

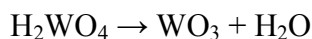
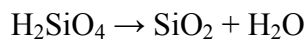


Следует отметить, что при взаимодействии металлов с азотной и с концентрированной серной кислотами **водород не выделяется**.

5. Сильные кислоты вытесняют из солей более слабые кислоты:



6. При нагревании некоторые кислородсодержащие кислоты разлагаются на воду и кислотный оксид:



КИСЛОТЫ -ОКИСЛИТЕЛИ

КОНЦЕНТРИРОВАННАЯ СЕРНАЯ КИСЛОТА

- ◆ Взаимодействует со всеми металлами, кроме *золота, платины, иридия, палладия и тантала*.
- ◆ На холоде пассивирует *алюминию, хром* и *железу* из-за образования на их поверхности устойчивой оксидной пленки (реакции с этими металлами возможны *только при высоком нагревании*).
- ◆ Может окислять неметаллы при сильном нагревании.

Металлы		Неметаллы
малоактивные	активные (стоящие в ряду электронных потенциалов до алюминия, включительно)	
Взаимодействуют с концентрированной серной кислотой с образованием SO_2 , сульфата и воды:	При взаимодействии этих металлов с концентрированной серной кислотой может выделяться как SO_2 , так и S и H_2S :	Реакция с неметаллами идет преимущественно с выделением SO_2 , при этом неметалл восстанавливается до своей высшей степени окисления (образуется летучий газ или высший гидроксид):
$\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 \uparrow$	$\text{Mg} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 =$ $= \text{MgSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 \uparrow$ $3\text{Mg} + 4\text{H}_2\text{SO}_4 =$ $= 3\text{MgSO}_4 + 4\text{H}_2\text{O} + \text{S} \downarrow$ $4\text{Mg} + 5\text{H}_2\text{SO}_4 =$ $= 4\text{MgSO}_4 + 4\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{S} \uparrow$	$\text{S} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t} \text{---} \xrightarrow{t} 3\text{SO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{C} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t} \text{---} \xrightarrow{t} \text{CO}_2 \uparrow + \text{SO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{P} + 5\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t} \text{---} \xrightarrow{t} 2\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{SO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

АЗОТНАЯ КИСЛОТА

- ◆ Взаимодействует со всеми металлами, кроме *золота, платины, иридия, палладия и тантала*.

◆ *Водород* при взаимодействии азотной кислоты с металлами никогда не выделяется (*исключение*: марганец с 15–20 %-ой азотной кислотой реагирует с выделением водорода $Mn+2HNO_3=Mn(NO_3)_2+H_2\uparrow$)

◆ На холоде пассивирует *алюминию, хром* и *железу* из-за образования на их поверхности устойчивой оксидной пленки.

◆ Может окислять неметаллы.

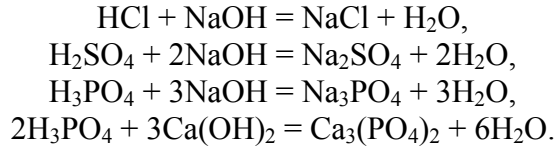
Концентрация	Металлы		Неметаллы
	малоактивные	активные (стоящие в ряду электронных потенциалов до алюминия, включительно)	
Концентрированная	Взаимодействуют с концентрированной азотной кислотой с образованием NO_2 , нитрата и воды:	При взаимодействии этих металлов с концентрированной азотной кислотой может выделяться как NO_2 , так и N_2O (но конечным продуктом все равно будет NO_2):	Реакция с неметаллами идет преимущественно с выделением NO_2 , при этом неметалл восстанавливается до своей высшей степени окисления (образуется летучий газ или высший гидроксид):
	$Cu+4HNO_3=$ $=Cu(NO_3)_2+2H_2O+2NO_2\uparrow$	$Mg+4HNO_3=$ $=Mg(NO_3)_2+2H_2O+2NO_2\uparrow$ $4Mg+10HNO_3=$ $=4Mg(NO_3)_2+5H_2O+N_2O\uparrow$	$S+6HNO_3=$ $=H_2SO_4\uparrow+6NO_2\uparrow+2H_2O$ $C+4HNO_3=$ $=CO_2\uparrow+4NO_2\uparrow+2H_2O$ $P+5HNO_3=$ $=H_3PO_4+5NO_2\uparrow+H_2O$
Разбавленная	Взаимодействуют с разбавленной азотной кислотой с образованием NO , нитрата и воды:	При взаимодействии этих металлов с разбавленной азотной кислотой может выделяться как NO , так и N_2 и NH_3 :	Реакция с неметаллами идет преимущественно с выделением NO , при этом неметалл восстанавливается до своей высшей степени окисления (образуется летучий газ или высший гидроксид):
	$3Cu+8HNO_3=$ $=3Cu(NO_3)_2+4H_2O+2NO\uparrow$	$3Mg+8HNO_3=$ $=3Mg(NO_3)_2+4H_2O+2NO\uparrow$ $5Mg+12HNO_3=$ $=5Mg(NO_3)_2+6H_2O+N_2\uparrow$ $4Mg+9HNO_3=$ $=4Mg(NO_3)_2+3H_2O+NH_3\uparrow$	$3S+4HNO_3=$ $=3SO_2\uparrow+4NO\uparrow+2H_2O$ $3C+4HNO_3=$ $=3CO_2\uparrow+4NO\uparrow+2H_2O$ $3P+5HNO_3+2H_2O=$ $=3H_3PO_4+5NO\uparrow$

При взаимодействии активных металлов с очень разбавленной азотной кислотой может выделяться как NO , так и образоваться NH_4NO_3 : $4Mg+10HNO_3=4Mg(NO_3)_2+3H_2O+NH_4NO_3$

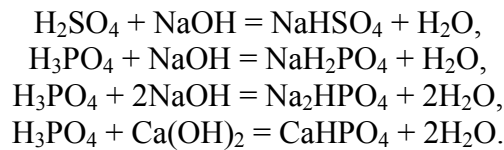
СОЛИ

Соли можно рассматривать как продукты замещения атомов водорода в молекулах кислот на атомы металлов или как продукты замещения гидроксогрупп в основаниях на кислотный остаток.

Если при взаимодействии кислоты с основанием все атомы водорода в молекуле кислоты замещаются на атомы металлов, то образуется средняя (или нормальная) соль:

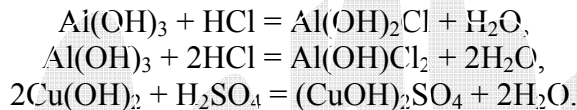


Если в реакции нейтрализации основание присутствует в меньшем, чем нужно для полной нейтрализации количестве, то образуется **кислая соль** (т.к. атомов металла в молекулах оснований меньше, чем атомов водорода в молекулах кислот):



Кислые соли могут образовывать только многоосновные кислоты: H_2SO_4 , H_3PO_4 , H_2S , H_2CO_3 и т.п.).

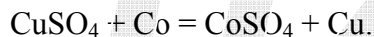
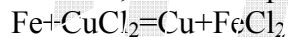
Если же в реакции нейтрализации основание будет взято в избытке, то образуется **основная соль**:



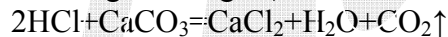
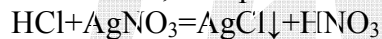
Основные соли могут образовывать только многокислотные основания ($\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и т.п.).

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СРЕДНИХ СОЛЕЙ

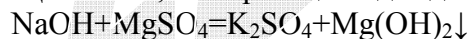
- Соли взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду напряжения левее металла, соль которого была взята:



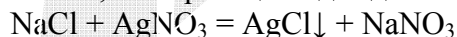
Кислотами, если реакция идет до конца:



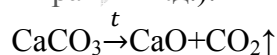
- Щелочами, если реакция идет до конца:

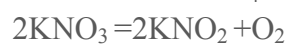
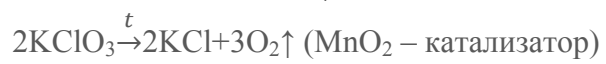


- Солями, если реакция идет до конца:



1.2. Разлагаются (карбонаты, перманганаты, дихроматы, хлораты, перхлораты, нитраты и т.д.):





225ns.ru