

Занятие 4. Классы веществ. Оксиды, основания

Классификация неорганических веществ. Оксиды. Типы оксидов, соответствующие гидроксиды. Свойства оксидов разных типов. Основания, их классификация. Расчёты по уравнениям реакций. Примеси. Выход, избыток-недостаток.

Теория.

Классификация неорганических веществ.

К важнейшим классам неорганических веществ по традиции относят:

- **простые вещества** (металлы и неметаллы),
- **оксиды** (кислотные, основные и амфотерные),
- **гидроксиды** (часть кислот, основания, амфотерные гидроксиды),
- **соли**.

Простые вещества обычно делят на **металлы и неметаллы**.

Металлы – простые вещества, в которых атомы связаны между собой металлической связью.

Неметаллы – простые вещества, в которых атомы связаны между собой ковалентными (или межмолекулярными) связями.

По химическим свойствам среди металлов выделяют группу так называемых **амфотерных металлов**. Это название отражает способность этих металлов реагировать как с кислотами, так и со щелочами (как амфотерные оксиды или гидроксиды).

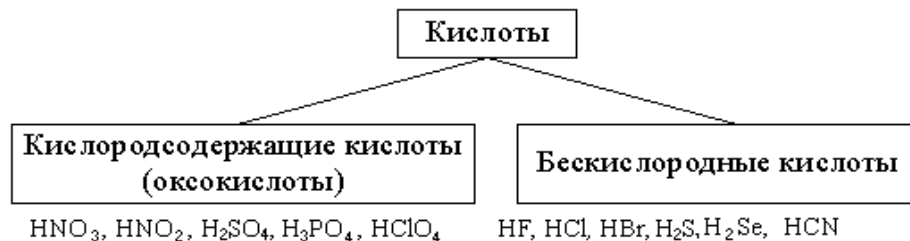
Оксиды – бинарные соединения, одним из двух элементов в которых является **кислород** со степенью окисления -2.

Гидроксиды – соединения, в состав которых входит группа **–ОН**. И основания, и кислородсодержащие кислоты, и амфотерные гидроксиды – относятся к ГИДРОКСИДАМ!.



Основания – сложные вещества, содержащие в своем составе гидроксид-ионы **ОН⁻** или при взаимодействии с водой образующие в качестве анионов только эти ионы.

Кислоты – сложные вещества, содержащие в своем составе ионы оксония **Н⁺** или при взаимодействии с водой образующие в качестве катионов только эти ионы. По составу кислоты делятся на кислородсодержащие (оксокислоты) и бескислородные.



Кислородсодержащие кислоты (оксокислоты) – кислоты, в состав которых входят атомы кислорода. **Бескислородные кислоты** – кислоты, молекулы которых не содержат атомов кислорода.

Соли – **ионные соединения, в состав которых в качестве анионов входят кислотные остатки**. Соли принято подразделять по составу на кислые, средние, основные, двойные, смешанные, комплексные.

Классификация солей.

соли					
Средние (нормаль-ные) - продукт полного замещения атомов водорода в кислоте на металл $AlCl_3$	Кислые (гидросоли) - продукт неполного замещения атомов водорода в кислоте на металл $KHSO_4$	Основные (гидроксо-соли) - продукт неполного замещения OH-групп основания на кислотный остаток $FeOHCl$	Двойные - содержат два разных металла и один кислотный остаток $KAl(SO_4)_2$ $KNaSO_4$	Смешанные - содержат один металл и несколько кислотных остатков $CaOCl_2$ $CaClBr$	Комплексные $[Cu(NH_3)_4]SO_4$

Оксиды. Типы оксидов, соответствующие гидроксиды.

Оксиды				
Основные	Амфотерные	Кислотные	Несолеобразующие	Солеобразные
Оксиды металлов в степенях окисления +1, +2, (+3), кроме амфотерных.	Оксиды металлов в степенях окисления +2: Be, Zn, Sn, Pb; +3: Al, Cr	1) Оксиды неметаллов, кроме несолеобразующих; 2) Оксиды металлов в степенях окисления от +4 и выше.	Оксиды неметаллов, которым не соответствуют кислоты.	Некоторые «двойные» оксиды, в которых элемент имеет 2 степени окисления:
Na_2O	Al_2O_3	1) P_2O_5 2) CrO_3	NO , N_2O , CO	$Fe_3O_4 = FeO \cdot Fe_2O_3$ $Pb_3O_4 = 2PbO \cdot PbO_2$
Солеобразующие				

Каждому оксиду из солеобразующих соответствуют гидроксиды:

Основным оксидам соответствуют основания;
амфотерным оксидам – амфотерные гидроксиды,
кислотным оксидам – кислородсодержащие кислоты.

Связь между оксидом и гидроксидом.

Степень окисления	Оксид	Гидроксиды		Примеры	
		Основания	Кислоты		
+1	$Э_2O$	$ЭОН$	$HЭO$	KOH	$HClO$
+2	$ЭO$	$Э(OH)_2$	$H_2ЭO_2$	$Ba(OH)_2$	?
+3	$Э_2O_3$	$Э(OH)_3$	$HЭO_2$ (мета-форма) --(+ H_2O) $\hookrightarrow$ $H_3ЭO_3$ (орто-форма)	$Al(OH)_3$	HNO_2 H_3PO_3
+4	$ЭO_2$	-----	$H_2ЭO_3$ $\hookrightarrow$ $H_4ЭO_4$	-----	H_2CO_3 H_4SiO_4
+5	$Э_2O_5$	-----	$HЭO_3$ $\hookrightarrow$ $H_3ЭO_4$	-----	HNO_3 H_3PO_4
+6	$ЭO_3$	-----	$H_2ЭO_4$	-----	H_2SO_4
+7	$Э_2O_7$	-----	$HЭO_4$ --(+ $2H_2O$) $\hookrightarrow$ $H_5ЭO_6$	-----	$HClO_4$ H_5IO_6

Получение оксидов:

Способы получения.	Примеры.	Ограничения и примечания
1. Окисление простых веществ:	а) металлов: $2\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CaO}$ б) неметаллов: $4\text{P} + 3\text{O}_2 (\text{нед}) \rightarrow 2\text{P}_2\text{O}_3$ $4\text{P} + 5\text{O}_2 (\text{изб}) \rightarrow 2\text{P}_2\text{O}_5$	С кислородом не реагируют галогены, инертные газы, Au, Pt. Азот реагирует в жестких условиях. Этим способом получают: из S – SO_2 , из Fe – Fe_2O_3 и Fe_3O_4 , из N_2 – NO.
2. Окисление сложных веществ:	а) водородных соединений: $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2$ б) сульфидов, карбидов, фосфидов (бинарных соединений): $2\text{ZnS} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{ZnO} + 2\text{SO}_2$	
3. Разложение гидроксидов и солей:	а) гидроксидов (оснований и кислот): $2\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ б) карбонатов: $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$	Гидроксиды и карбонаты щелочных металлов не разлагаются.
4. Окисление оксидов до более высокой степени окисления:	а) кислородом: $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2$ б) озоном: $\text{NO} + \text{O}_3 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{O}_2$	Для элементов, которые при горении не образуют высший оксид (сера, азот) или могут образовывать при горении несколько оксидов (углерод, фосфор)

Свойства оксидов.

Основные оксиды – оксиды, способные реагировать с кислотами и не способные реагировать со щелочами. Все основные оксиды – твердые немолькулярные вещества с ионной связью.

Свойства основных оксидов.

Свойства	Примеры реакций	Ограничения и примечания
1) Все основные оксиды реагируют с растворами сильных кислот:	$\text{Li}_2\text{O} + 2\text{HCl} = 2\text{LiCl} + \text{H}_2\text{O}$, $\text{NiO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NiSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.	Возможность реакции с раствором слабой кислоты определяется силой кислоты (чем сильнее кислота, тем она активнее) и прочностью связи в оксиде (чем слабее связь, тем активнее оксид).
2) Оксиды щелочных и щелочноземельных металлов реагируют с водой	$\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{LiOH}$ $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2$	Оксид реагирует с водой, если в результате образуется растворимый гидроксид
3) Основные оксиды реагируют с кислотными оксидами:	$\text{BaO} + \text{CO}_2 = \text{BaCO}_3$, $\text{FeO} + \text{SO}_3 = \text{FeSO}_4$, $\text{CuO} + \text{N}_2\text{O}_5 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ $\text{CaO} + \text{SO}_2 = \text{CaSO}_3$	Один из реагирующих оксидов (основный или кислотный) должен соответствовать сильному гидроксиду. Соль должна быть устойчива.
4) Многие основные оксиды могут быть восстановлены до металла:	$\text{MnO} + \text{C} = \text{Mn} + \text{CO}$ (при нагревании), $\text{FeO} + \text{H}_2 = \text{Fe} + \text{H}_2\text{O}$ (при нагревании).	
5) Оксиды низших степеней окисления могут быть окислены до более высоких степеней окисления.	$4\text{FeO} + \text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3$	

реагировать с кислотами.

Среди кислотных оксидов есть вещества, представляющие собой при комнатной температуре:

- **газы** (например: CO_2 , SO_2 , NO , SeO_2),
- **жидкости** (например, Mn_2O_7) и
- **твердые вещества** (например: B_2O_3 , SiO_2 , N_2O_5 , P_2O_3 , P_2O_5 , SO_3 , I_2O_5 , CrO_3).

Большинство кислотных оксидов - молекулярные вещества (исключения составляют B_2O_3 , SiO_2 , твердый SO_3 , CrO_3 и некоторые другие; существуют и немолекулярные модификации P_2O_5). Но и немолекулярные кислотные оксиды при переходе в газообразное состояние становятся молекулярными.

Свойства кислотных оксидов.

Свойства	Примеры реакций	Ограничения и примечания
1) Все кислотные оксиды реагируют с <u>сильными основаниями</u> , как с твердыми, так и с растворами щелочей		Наиболее активные кислотные оксиды (SO_3 , CrO_3 , N_2O_5 , Cl_2O_7) могут реагировать и с нерастворимыми (слабыми) основаниями.

	P	
	V	
	H	
	a	
	T	
	F	
	e	
	B	
	a	
	H	
	V	
	V	
	)	
	'	
	S	
	C	
	3	
	L	
	2	
	N	
	a	
	C	
	H	
	=	
	N	
	a	
	2	
	S	
	C	
	4	
	L	
	H	
	2	
	C	
	'	
	N	
	2	
	C	
	5	
	L	
	2	
	R	
	C	
	H	
	=	
	2	
	R	
	N	
	C	
	3	
	L	
	H	
	2	
	C	
	.	

2) Кислотные оксиды реагируют с <u>основными оксидами</u>		Один из реагирующих оксидов (основный или кислотный) должен соответствовать сильному гидроксиду. Соль должна быть устойчива.
3) Многие кислотные оксиды реагируют с <u>водой</u>, образуя кислоты		Оксид реагирует с водой, если в результате образуется <u>растворимый</u> гидроксид

4) Возможно взаимодействие кислотных оксидов с солями более слабых или летучих кислот		

	О		
	3		
	=		
	В		
	2		
	С		
	і		
	О		
	3		
	+		
	О		
	О		
	2		
	В		
	(		
	П		
	В		
	И		
	Н		
	а		
	П		
	В		
	е		
	В		
	а		
	Н		
	И		
	И		
	)		

Амфотерные оксиды – оксиды, способные реагировать и с кислотами, и со щелочами.

По химическим свойствам амфотерные оксиды похожи на основные оксиды и отличаются от них только своей способностью реагировать с щелочами, как с твердыми (при сплавлении), так и с растворами, а также с основными оксидами.

Вещества, образуемые амфотерными элементами в щелочной среде:

Степень окисления	В растворе	В расплаве
+2 (Zn, Be, Sn)	Na₂ [Zn (OH)₄] тетрагидроксоцинкат натрия	Na₂ZnO₂ цинкат натрия
+3 (Al, Cr)	Na[Al(OH)₄] тетрагидроксоалюминат натрия и Na₃[Al(OH)₆] гексагидроксоалюминат натрия	NaAlO₂ метаалюминат натрия и Na₃AlO₃ ортоалюминат натрия

Свойства амфотерных оксидов.

Свойства	Примеры реакций	Примечания
1) Реагируют с кислотами, так же, как <u>основные оксиды</u> – образуются соли.	$\text{ZnO} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 = \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{O}$	Только с сильными кислотами
2) Взаимодействуют с <u>растворами</u> щелочей - образуются растворы <u>гидроксокомплексов</u> .	$\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ или $\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ $\text{ZnO} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$	
3) Реагируют с <u>расплавами</u> щелочей – образуя соли, при этом проявляют свойства <u>кислотных оксидов</u> .	$\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{KOH} = \text{KAlO}_2$ (или K_3AlO_3) + H_2O (при нагревании) $\text{ZnO} + \text{KOH} = \text{K}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (при нагревании)	
4) При сплавлении могут взаимодействовать с карбонатами щелочных металлов.	$\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{NaAlO}_2$ (или Na_3AlO_3) + CO_2 (при нагревании) $\text{ZnO} + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{CO}_2$ (при нагревании)	

Гидроксиды: основания и амфотерные гидроксиды, кислоты.

Основания, их классификация.

Основания – сложные вещества, содержащие в своем составе гидроксид-ионы или при взаимодействии с водой образующие в качестве анионов только эти ионы.

Амфотерные гидроксиды – гидроксиды, способные реагировать и с кислотами, и со щелочами.

Кислородсодержащие кислоты (оксокислоты) – кислоты, в состав которых входят атомы кислорода.

Кислородсодержащие кислоты по своему строению являются гидроксидами!

К **основаниям** относятся:

- ионные гидроксиды**, соответствующие основным оксидам – KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и т.п
- некоторые не содержащие гидроксидных ионов вещества, молекулы которых способны принимать протон (аммиак NH_3 , гидразин N_2H_4 и амины).

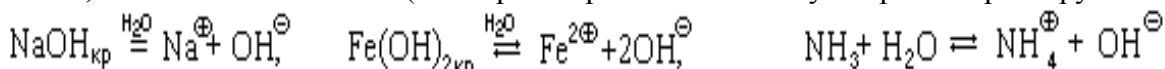
Частицами-основаниями в этих веществах являются или **гидроксид-ионы (а)**, или сами молекулы оснований (б).

Все основания удобно разделить на три группы:

- растворимые ионные основания (щелочи),**
- нерастворимые (то есть очень мало растворимые) основания,**
- молекулярные основания.**

Все растворимые ионные основания (щелочи) являются сильными основаниями. Из нерастворимых гидроксидов слабыми являются только те, которые в той или иной степени проявляют амфотерные свойства. Все молекулярные основания - слабые.

Основания I группы в воде химически растворяются, основания II группы также химически растворяются в воде, но крайне незначительно, а растворение оснований III группы - отчасти физическое, а отчасти химическое (часть растворившихся молекул обратимо реагирует с водой):



По той или иной причине в растворах оснований присутствуют гидроксид-ионы, поэтому растворы оснований I и III группы изменяют окраску кислотно-основных индикаторов.

Получение оснований:

Способ получения	Примеры реакций	Примечания
1) Реакция активных металлов с водой (только если образуется растворимый гидроксид!)	$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$	С водой реагируют металлы IA подгруппы, Ca, Sr, Ba
2) Взаимодействие основных оксидов с водой (только если образуется растворимый гидроксид!)	$\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ba(OH)}_2$	С водой реагируют оксиды металлов IA подгруппы, Ca, Sr, Ba.
3) Взаимодействие солей тяжелых металлов со щелочью.	$\text{CuCl}_2 + 2\text{KOH} = \text{Cu(OH)}_2 \downarrow + 2\text{KCl}$	Получение <u>нерастворимых</u> гидроксидов.
4) Электролиз растворов хлоридов и бромидов щелочных металлов.	$2\text{KCl} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{эл.ток}} \text{Cl}_2 + \text{H}_2 + 2\text{KOH}$	

Свойства оснований:

Свойства	Примеры реакций	Примечания
1) Основания реагируют с растворами кислот - реакция нейтрализации.	$\text{NaOH} + \text{HNO}_3 = \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$, $\text{Fe(OH)}_2 + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{NH}_3 + \text{HClO}_4 = \text{NH}_4\text{ClO}_4$	Щёлочи – с любыми кислотами, нерастворимые основания – с сильными кислотами.
4) Щелочи и малорастворимые основания реагируют с кислотными оксидами	$2\text{KOH} + \text{SO}_3 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{SiO}_2\text{кр} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (при нагревании или сплавлении)	
3) Растворимые основания реагируют с растворами средних солей	$2\text{NaOH} + \text{FeSO}_4 = \text{Fe(OH)}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$ $2\text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{MgSO}_4 = \text{Mg(OH)}_2 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	Реакция протекает, если и соль и основание растворимы, а в результате образуется газ или осадок
2) Растворимые основания реагируют с растворами кислых солей	$\text{NaOH} + \text{NaHCO}_3 = \text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{CO}_3$; $2\text{NH}_3 + 2\text{NaHSO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ $2\text{KOH} + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$.	Кислая соль ведёт себя как кислота
7) Все нерастворимые гидроксиды (в том числе и гидроксиды кальция и магния) разлагаются при нагревании.	$\text{Cu(OH)}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$	Щелочи плавятся без разложения. Гидроксид серебра разлагается сразу в момент образования в водном растворе.
5) Щелочи реагируют с амфотерными оксидами и гидроксидами	$2\text{NaOH} + \text{Cr}_2\text{O}_3 = 2\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (при сплавлении) $2\text{KOH} + \text{ZnO} + \text{H}_2\text{O} = \text{K}_2[\text{Zn(OH)}_4]$ $2\text{NaOH} + \text{Zn(OH)}_2 = \text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4]$ $3\text{KOH} + \text{Cr(OH)}_3 = \text{K}_3[\text{Cr(OH)}_6]$	
6) Щелочи взаимодействуют с амфотерными металлами.	$2\text{NaOH} + \text{Be} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Be(OH)}_4] + \text{H}_2$	
7) Щелочи взаимодействуют с некоторыми неметаллами.	$\text{Si} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2$ $\text{S} + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	У серы, фосфора, галогенов – реакции диспропорционирования.

Свойства амфотерных гидроксидов.

Свойства	Примеры реакций	Примечания
----------	-----------------	------------

1) Реагируют с кислотами, так же, как <u>основания</u> – образуются соли.	$\text{Zn(OH)}_2 + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Al(OH)}_3 + 3\text{HNO}_3 = \text{Al(NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	Только с сильными кислотами
2) Взаимодействуют с растворами щелочей - образуются растворы гидроксокомплексов .	$2\text{NaOH} + \text{Zn(OH)}_2 = \text{Na}_2 [\text{Zn(OH)}_4]$ тетрагидроксоцинкат натрия $3\text{KOH} + \text{Cr(OH)}_3 = \text{K}_3 [\text{Cr(OH)}_6]$	в растворе – гидроксо-комплексы
3) Реагируют с расплавами щелочей – образуя соли, при этом проявляют свойства <u>кислот</u> .	$\text{Al(OH)}_3 + \text{KOH} = \text{KAlO}_2 \text{ (или } \text{K}_3\text{AlO}_3) + \text{H}_2\text{O (при нагревании)}$ $\text{Zn(OH)}_2 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{ZnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \text{ (при нагревании)}$	в расплаве – соли алюминаты, цинкаты.
4) При сплавлении могут взаимодействовать с карбонатами щелочных металлов.	$\text{Al(OH)}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{NaAlO}_2 \text{ (или } \text{Na}_3\text{AlO}_3) + \text{CO}_2 \text{ (при нагревании)}$ $\text{Zn(OH)}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{CO}_2 \text{ (при нагревании)}$	
5) Разлагаются при нагревании	$\text{Al(OH)}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$	

