

Тема № 2

Основные классы неорганических соединений

Простые вещества. Молекулы состоят из атомов одного вида (атомов одного элемента). В химических реакциях не могут разлагаться с образованием других веществ.

Сложные вещества (или химические соединения). Молекулы состоят из атомов разного вида (атомов различных химических элементов). В химических реакциях разлагаются с образованием нескольких других веществ.

Неорганические вещества	
Простые	Металлы Cu, Au, Ag
	Неметаллы S, Si, O ₂ , H ₂ , N ₂
Сложные	Оксиды CuO, SO ₃
	Основания NaOH, Fe(OH) ₃
	Кислоты HCl, H ₂ SO ₄ , H ₃ PO ₄
	Соли NaCl, K ₂ SO ₄ , Na ₂ SO ₃

Резкой границы между металлами и неметаллами нет, т.к. есть простые вещества, проявляющие двойственные свойства.

ОКСИДЫ

это бинарные соединения, состоящие из атомов химического элемента и кислорода (в степени окисления -2).

Общая формула оксидов: $\text{Э}_x\text{O}_y$.

Получены оксиды всех элементов, кроме Ne, Ar, He

Несолеобразующие $\text{CO}, \text{N}_2\text{O}, \text{NO}$

Солеобразующие *Основные*

- это оксиды металлов, в которых последние проявляют небольшую степень окисления +1, +2

$\text{Na}_2\text{O}; \text{MgO}; \text{CuO}$

Амфотерные

- обычно оксиды металлов со степенью окисления +3, +4.

$\text{Cr}_2\text{O}_3; \text{SnO}_2; \text{ZnO}; \text{Al}_2\text{O}_3$

Кислотные

-это оксиды неметаллов и металлов со степенью окисления от +5 до +7

$\text{SO}_2; \text{SO}_3; \text{P}_2\text{O}_5; \text{Mn}_2\text{O}_7; \text{CrO}_3$

Основным оксидам соответствуют основания, кислотным – кислоты, амфотерным – и те и другие

Номенклатура оксидов

В настоящее время общепринятой является международная номенклатура оксидов.

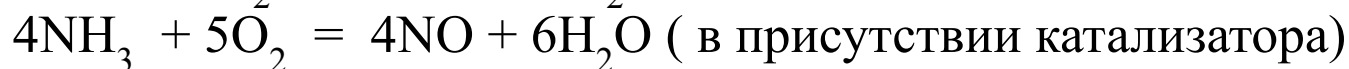
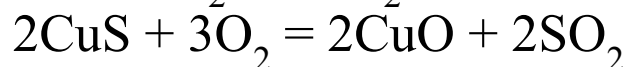
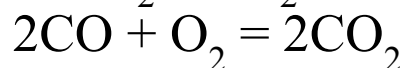
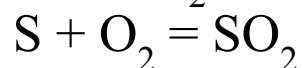
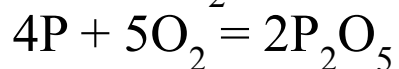
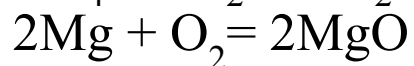
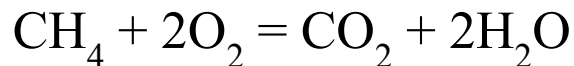
ОКСИД + Э(русское название, род. падеж) + (валентность Э)

MgO – оксид магния	SO ₂ – оксид серы (IV)
NiO – оксид никеля	SO ₃ – оксид серы (VI)
Cu ₂ O – оксид меди (I)	Cl ₂ O ₇ – оксид хлора (VII)
Fe ₂ O ₃ – оксид железа (III)	P ₂ O ₅ – оксид фосфора (V)

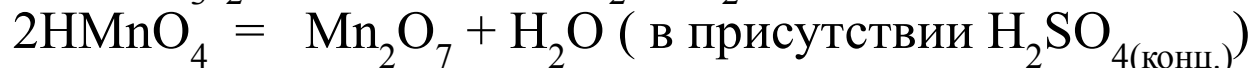
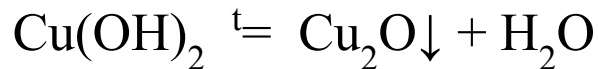
Пероксиды (перекиси) металлов являются солями перекиси водорода H₂O₂ и лишь формально относятся к оксидам. Приставка *пер* в названии соединений обычно указывает на принадлежность соединения к перекисным, но существуют исключения: соли кислот HMnO₄ (перманганаты) и HClO₄ (перхлораты) перекисными не являются, а приставка *пер* в названии этих соединений указывает на максимальную насыщенность соединений кислородом.

Получение оксидов

1. Взаимодействие простых и сложных веществ с кислородом:



2. Разложение некоторых кислородсодержащих веществ (оснований, кислот, солей) при нагревании:



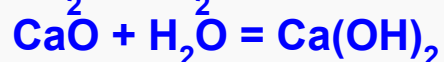
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОКСИДОВ

Основные оксиды

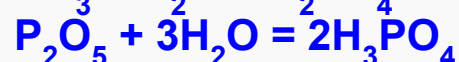
Кислотные оксиды

1. Взаимодействие с водой

Образуется основание:



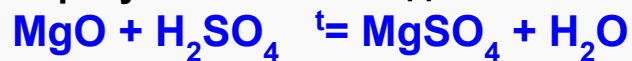
Образуется кислота:



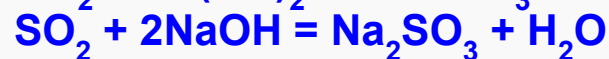
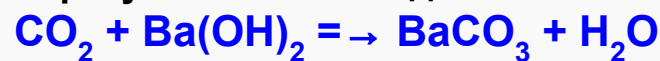
Исключение SiO_2 , который с водой не реагирует

2. Взаимодействие с кислотой или основанием:

При реакции с кислотой
образуется соль и вода

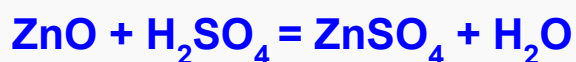


При реакции с основанием
образуется соль и вода

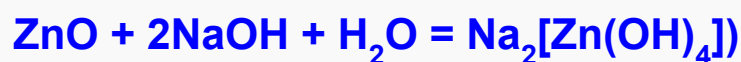


Амфотерные оксиды взаимодействуют

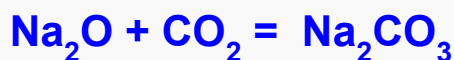
с кислотами как основные:



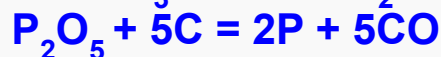
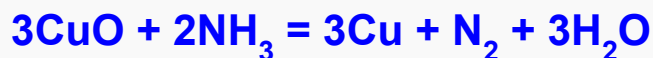
с основаниями как кислотные:



3. Взаимодействие основных и кислотных оксидов между собой приводит к солям.



4. Восстановление до простых веществ:



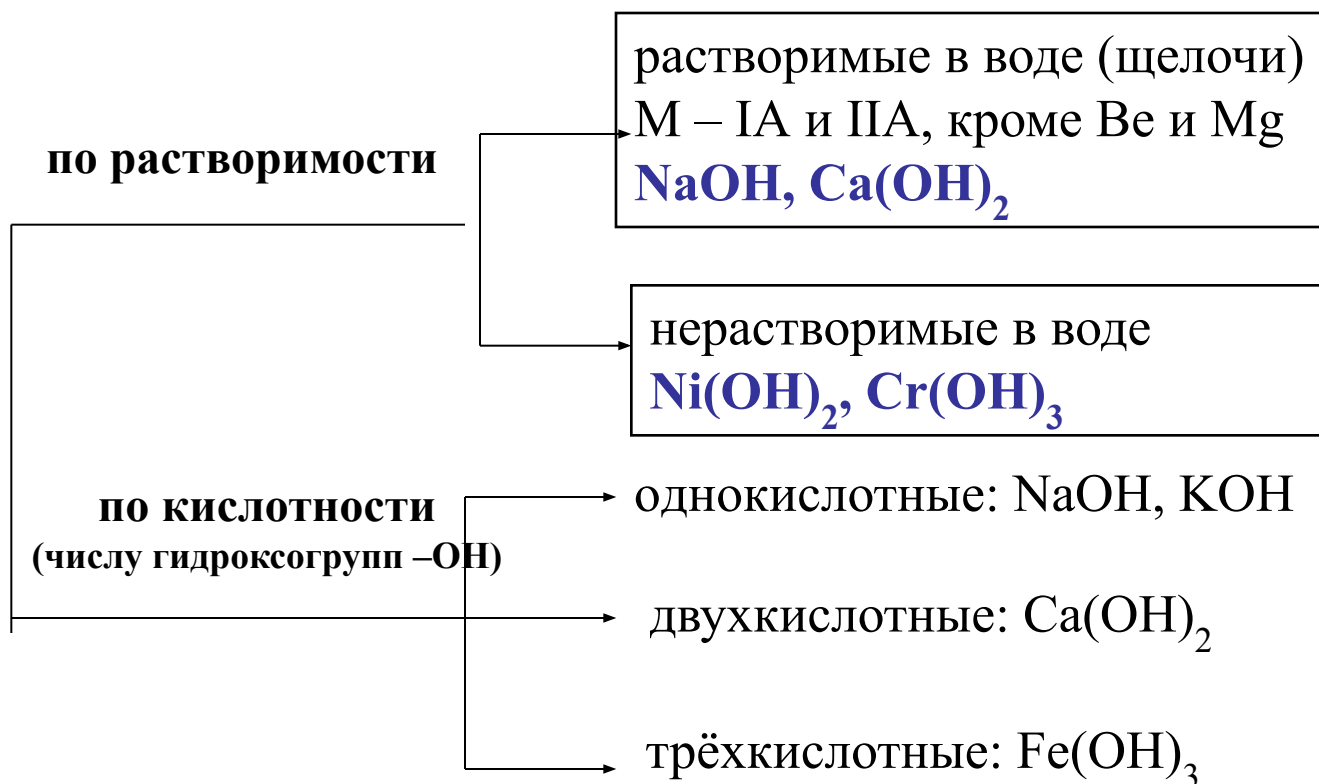
Основания

сложные вещества, в которых атомы металлов соединены с одной или несколькими гидроксильными группами (или гидроксид - анионами OH^-).

Общая формула оснований $\text{M}(\text{OH})_y$

Исключение NH_4OH – гидроксид аммония

Основания



НОМЕНКЛАТУРА ОСНОВАНИЙ

ГИДРОКСИД + Э(русское название, род. падеж) + (валентность Э)

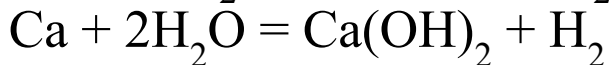
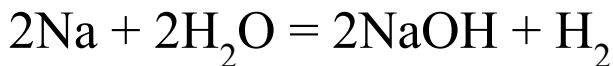
NaOH – гидроксид натрия

Cr(OH)₃ – гидроксид хрома (III)

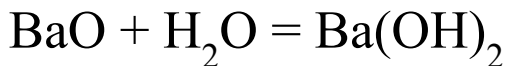
Ba(OH)₂ – гидроксид бария

Получение оснований

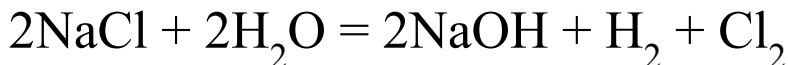
1. **Реакции активных металлов (щелочных и щелочноземельных металлов) с водой:**



2. **Взаимодействие оксидов активных металлов с водой:**



3. **Электролиз водных растворов солей:**



ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОСНОВАНИЙ

Щёлочи	Нерастворимые основания
1. Действие на индикаторы.	
лакмус - синий метилоранж - жёлтый фенолфталеин - малиновый	—
2. Взаимодействие с кислотными оксидами.	
$2\text{KOH} + \text{CO}_2 = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{KOH} + \text{CO}_2 = \text{KHCO}_3$	—
3. Взаимодействие с кислотами (реакция нейтрализации)	
$\text{NaOH} + \text{HNO}_3 = \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
4. Обменная реакция с солями	
$\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 = 2\text{KOH} + \text{BaSO}_4\downarrow$ $3\text{KOH} + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 = \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{KNO}_3$	—
5. Термический распад.	
—	$\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$

Кислоты

сложные вещества, содержащие атомы водорода, способные замещаться атомами металла, и кислотный остаток

Общая формула кислот $\text{H}^{+1}_x(\text{Ac})^{x-}$



по силе электролита – сильные ($\text{H}_2\text{SO}_4, \text{HNO}_3, \text{HCl}$), средней силы (H_3PO_4), слабые ($\text{H}_2\text{CO}_3, \text{H}_2\text{S}$).

НОМЕНКАТУРА КИСЛОТ

1. БЕСКИСЛОРОДНЫЕ КИСЛОТЫ ($\text{H}^{+1}_n \text{Э}^{-n}$)

Э + [о] + водородная кислота

HCl – хлор**о**водородная кислота

HF – фтор**о**водородная кислота

H_2S – сер**о**водородная кислота

H_2Se – селен**о**водородная

2. КИСЛОРОДСОДЕРЖАЩИЕ КИСЛОТЫ ($\text{H}^{+1}\text{Э}^{+n}\text{O}^{-2}$)

а) Степень окисления Э = № группы

Э + [ная] кислота
[овая]

б) Степень окисления Э < № группы

Э + [истая] кислота

$\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$ – сер**ная** кислота

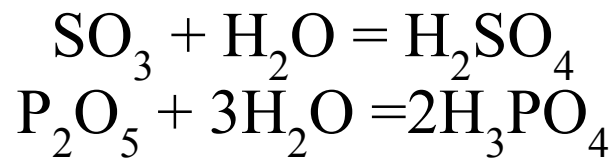
$\text{H}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3$ – серн**истая** кислота

$\text{H}_3\text{As}^{+5}\text{O}_4$ – мышьяк**овая** кислота

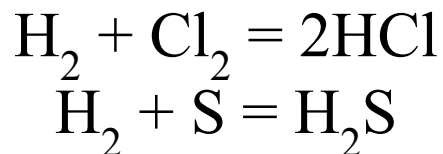
$\text{H}_3\text{As}^{+3}\text{O}_3$ – мышьяк**овистая** кислота

Получение кислот

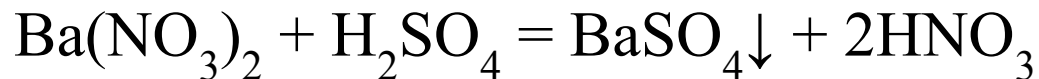
1. Взаимодействие кислотного оксида с водой (для кислородсодержащих кислот):



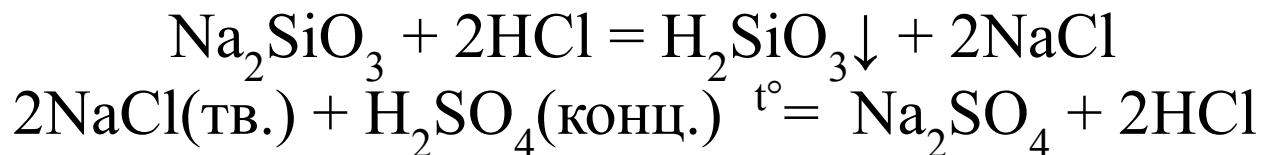
2. Взаимодействие водорода с неметаллом и последующим растворением полученного продукта в воде (для бескислородных кислот):



3. Реакциями обмена соли с кислотой



в том числе, вытеснение слабых, летучих или малорастворимых кислот из солей более сильными кислотами:



Химические свойства кислот

КИСЛОРОДСОДЕРЖАЩИЕ	БЕСКИСЛОРОДНЫЕ
1. Изменяют окраску индикатора	
лакмус – красный, метилоранж – розовый	
2. Взаимодействие с металлами, стоящими в электрохимическом ряду напряжений до водорода (кроме концентрированной серной кислоты, азотной кислоты любой концентрации)	
$\text{Ca} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$	$\text{Ca} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$
3. Взаимодействие с основными оксидами	
$\text{CaO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{CaO} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
4. Взаимодействие с основаниями	
$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
5. Взаимодействие с амфотерными оксидами	
$\text{ZnO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{ZnO} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
6. Взаимодействие с солями, если образуется малорастворимое, летучее или малодиссоциирующее вещество	
$\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{HCl}$	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
$\text{H}_2\text{SiO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{H}_2\text{O} + \text{SiO}_2$	$\text{H}_2\text{S} \xrightarrow{t^\circ} \text{H}_2 + \text{S}$
7. Разложение при нагревании (слабые кислоты легко разлагаются)	

СОЛИ

сложные вещества, которые являются продуктами замещения атомов водорода в молекулах кислот атомами металла

Общая формула солей $M_x(Ас)_y$

Типы солей:

1. **Средние** (нормальные) – продукт полного замещения атомов водорода в кислоте на металл

а) *соли кислородсодержащих кислот*

$H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4$ – сульф**ат** натрия

$H_2SO_3 \rightarrow Na_2SO_3$ – сульф**ит** натрия

б) *соли бескислородных кислот*

$HCl \rightarrow KCl$ - хлор**ид** калия

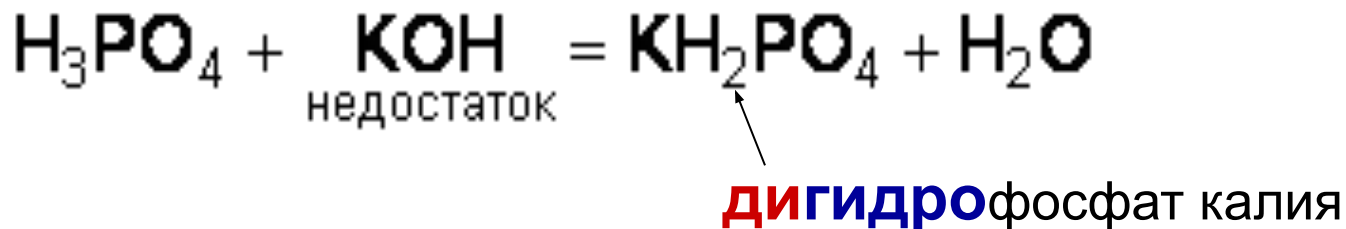
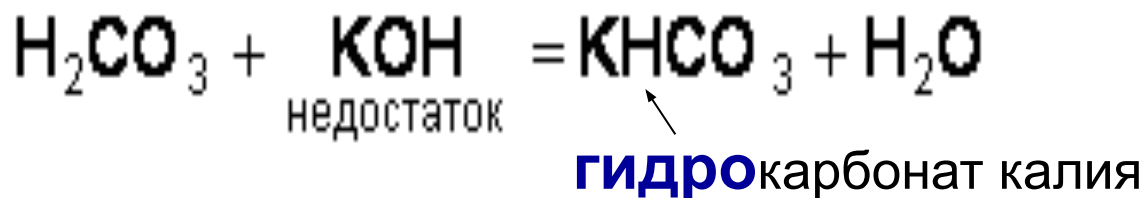
Название кислоты	Формула	Названия солей
Азотная	HNO_3	Нитраты
Азотистая	HNO_2	Нитриты
Борная (ортоборная)	H_3BO_3	Бораты (ортобораты)
Бромоводород	HBr	Бромиды
Иодоводород	HI	Иодиды
Кремниевая	H_2SiO_3	Силикаты
Марганцовая	HMnO_4	Перманганаты
Метафосфорная	HPO_3	Метафосфаты
Мышьяковая	H_3AsO_4	Арсенаты
Мышьяковистая	H_3AsO_3	Арсениты
Ортофосфорная	H_3PO_4	Ортофосфаты (фосфаты)
Двухфосфорная (пирофосфорная)	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	Дифосфаты (пирофосфаты)
Серная	H_2SO_4	Сульфаты
Сернистая	H_2SO_3	Сульфиты
Угольная	H_2CO_3	Карбонаты
Фосфористая	H_3PO_4	Фосфиты
Фтороводород (плавиковая кислота)	HF	Фториды

Хлороводород (соляная кислота)	HCl	Хлориды
Хлорная	HClO₄	Перхлораты
Хлорноватая	HClO₃	Хлораты
Хлористая	HClO₂	Хлориты
Хлорноватистая	HClO	Гипохлориты
Хромовая	H₂CrO₄	Хроматы
Циановодородная (синильная кислота)	HCN	Цианиды

2. Кислые - продукт неполного замещения атомов водорода МНОГООСНОВНОЙ кислоты на атомы металла.

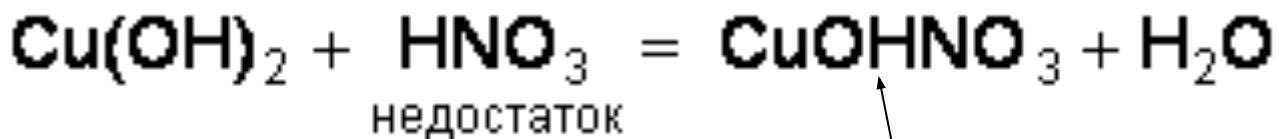
Образование наблюдается при взаимодействии многоосновной кислоты с основаниями в тех случаях, когда количество взятого основания недостаточно для образования средней соли.

Общая формула: $M_x(H_zEO_y)_n$

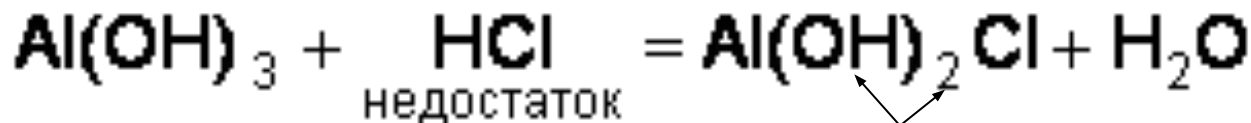


3. Основные – продукт частичного замещения гидроксид-ионов в молекуле основания кислотным остатком.

Основные соли могут быть образованы только **МНОГОКИСЛОТНЫМИ** основаниями в тех случаях, когда взятого количества кислоты недостаточно для получения средней соли. Общая формула: $(MeOH)_x(ЭO_y)_n$.



↑
гидроксонитрат меди (II)



↙ ↘
дигидроксохлорид
алюминия

4. Двойные соли состоят из ионов двух разных металлов и кислотного остатка.

KNaCO_3 – калий натрий карбонат

5. Смешанные соли – содержат один ион металла и анионы двух кислот.

$\text{AlCl(SO}_4\text{)}$ – алюминий хлорид сульфат.

6. Комплексные соли состоят из сложных (комплексных) ионов (в формулах они заключаются в квадратные скобки). $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$

Между классами неорганических соединений существует тесная генетическая связь.

ПОЛУЧЕНИЕ СРЕДНИХ СОЛЕЙ

		Средние (нормальные) соли
1. С использованием металлов	металл+неметалл	$Mg + Cl_2 = MgCl_2$
	металл (стоящий до H) + кислота (кроме HNO_3 и H_2SO_4 конц)	$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2 \uparrow$
	металл (более активный, чем металл в соли)+соль	$Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu$
2. С использованием оксидов	основной оксид+кислота	$CaO + 2HCl = CaCl_2 + H_2O$
	кислотный оксид+основание	$CO_2 + Ca(OH)_2 = CaCO_3 \downarrow + H_2O$
	кислотный+основной оксиды	$CO_2 + CaO = CaCO_3 \downarrow$
	основной+амфотерный оксиды	$CaO + Al_2O_3 \xrightarrow{t^\circ} Ca(AlO_2)_2$ $H_2SO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + 2H_2O$
3. Реакция нейтрализации	кислота+основание	$AgNO_3 + NaCl = AgCl \downarrow + NaNO_3$
4. Из солей	соль+соль	$CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2 \downarrow + Na_2SO_4$
	соль+щелочь	$Na_2CO_3 + 2HCl = 2NaCl + H_2O + CO_2 \uparrow$

Химические свойства средних солей

Разложение при прокаливании	$\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$
Соль+металл <ul style="list-style-type: none">• Реакция протекает в соответствии с положением металла в ряду активности: более активный металл вытесняет менее активный из раствора его соли• Для реакции не следует брать металлы от Li до Na, т.к. они активно взаимодействуют с водой	$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
Соль+соль <ul style="list-style-type: none">• Реакция обмена протекает до конца, если одна из образующихся солей выпадает в осадок (↓)	$\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl} \downarrow + \text{NaNO}_3$

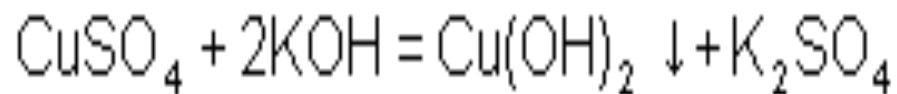
Ряд активности металлов

(электрохимический ряд напряжения металлов)

Li K Ba Sr Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Co Ni Sn Pb (H₂) Cu Hg Ag Pt Au

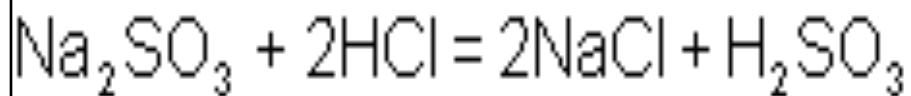
Соль+щелочь

- В реакцию вступают только растворимые соли и щелочи.
- Реакция протекает до конца, если полученное основание является нерастворимым (↓)



Соль+кислота

- Реакция обмена протекает до конца только в том случае, если образуется осадок (↓) или выделяется газ (↑)



Общие химические свойства и способы получения основных классов неорганических веществ

	Металл	Вода	Оксид металла	Основание	Соль
Неметалл	соль оксид	-	-	-	-
Вода	щелочь + $H_2 \uparrow$ оксид + $H_2 \uparrow$	-	щелочь	-	гидролиз некоторых солей
Оксид неметалла	-	кислота	соль	соль + H_2O	-
Кислота	соль + $H_2 \uparrow$	-	соль + H_2O	соль + H_2O	другая соль + другая кислота (↓ или ↑)
Соль	другая соль + другой металл	гидролиз некоторых солей	-	другая соль + другое основание ↓	две новые соли (↓)

Какие ионы могут сосуществовать в растворе?

Таблица растворимости солей, кислот и оснований в воде

катионы	Анионы												
	OH ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	SO ₄ ²⁻	SO ₃ ²⁻	CO ₃ ²⁻	PO ₄ ³⁻	CrO ₄ ²⁻	NO ₃ ⁻	CH ₃ COO ⁻	MnO ₄ ⁻
Na ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
K ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
NH ₄ ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Ag ⁺	-	HP	HP	HP	HP	MP	HP	HP	HP	HP	P	P	P
Pb ²⁺	HP	HP	HP	HP	HP	HP	HP	HP	HP	HP	P	P	P
Hg ₂ ²⁺	-	HP	HP	HP	HP	MP	HP	HP	HP	HP	P	P	P
Ca ²⁺	MP	P	P	P	P	MP	HP	HP	HP	P	P	P	P
Sr ²⁺	MP	P	P	P	P	HP	HP	HP	HP	MP	P	P	P
Ba ²⁺	P	P	P	P	P	HP	HP	HP	HP	HP	P	P	P
Al ³⁺	HP	P	P	P	P	P	-	HP	HP	P	P	P	P
Cr ³⁺	HP	P	P	P	P	P	-	HP	HP	HP	P	P	-
Zn ²⁺	HP	P	P	P	HP	P	-	HP	HP	HP	P	P	P
Sn ²⁺	HP	P	P	MP	HP	P	-	HP	HP	MP	P	-	-
Mg ²⁺	MP	P	P	P	P	P	MP	HP	HP	P	P	P	P
Mn ²⁺	HP	P	P	P	P	P	-	HP	HP	-	P	P	-
Fe ²⁺	HP	P	P	P	HP	P	MP	HP	HP	HP	P	P	-
Fe ³⁺	HP	P	P	P	HP	P	-	HP	HP	HP	P	P	-
Bi ³⁺	HP	P	-	HP	HP	MP	-	HP	HP	HP	P	HP	-
Ni ²⁺	HP	P	P	P	HP	P	HP	HP	HP	-	P	P	-
Cu ²⁺	HP	P	P	HP	HP	P	-	HP	HP	HP	P	P	-