

Задание 7

В результате выполнения задания 7 ЕГЭ по химии проверяются следующие требования/умения:

Характерные химические свойства оснований и амфотерных гидроксидов.

Характерные химические свойства кислот.

Характерные химические свойства солей: средних, кислых, основных; комплексных (на примере гидроксосоединений алюминия и цинка).

Электролитическая диссоциация электролитов в водных растворах.

Сильные и слабые электролиты.

Реакции ионного обмена

Основания – сложные вещества, в состав которых входят атомы металлов, соединенные с одной или несколькими группами атомов ОН.

- Общая формула оснований выглядит следующим образом:
- $Me(OH)_n$, где Me – металл; n – индекс.

Номенклатура оснований

- Название основания = «Гидрооксид» + название Me + валентность (в скобках)
- NaOH, Ca(OH)₂, Fe(OH)₂

Классификация оснований

Признаки классификации	Группы оснований	Примеры
Растворимость в воде	растворимые (щелочи)	NaOH, KOH, Ca(OH) ₂ , Ba(OH) ₂
	нерастворимые	Cu(OH) ₂ , Fe(OH) ₂ , Fe(OH) ₃
Степень электролитической диссоциации	сильные ($\alpha \rightarrow 1$)	щелочи
	слабые ($\alpha \rightarrow 0$)	нерастворимые основания, водный р-р аммиака NH ₃ * H ₂ O
Кислотность (число гидроксогрупп)	однокислотные	NaOH, KOH
	двукислотные	Cu(OH) ₂ , Fe(OH) ₂



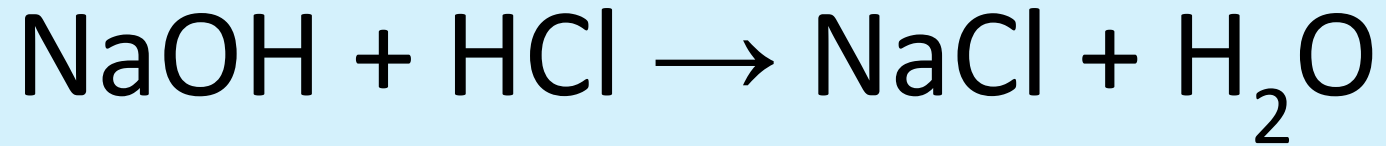
Химические свойства щелочей (Щ)

1. Водные растворы Щ изменяют окраску индикаторов, тем самым можно определить реакцию среды.

Название индикатора	Окраска индикатора в нейтральной среде	Окраска индикатора в щелочной среде	Окраска индикатора в кислотной среде
Лакмус	Фиолетовый	Синяя	Красная
Метиловый оранжевый	Оранжевый	Желтая	Красно-розовая
Фенолфталеин	Бесцветная	Малиновая	Бесцветная

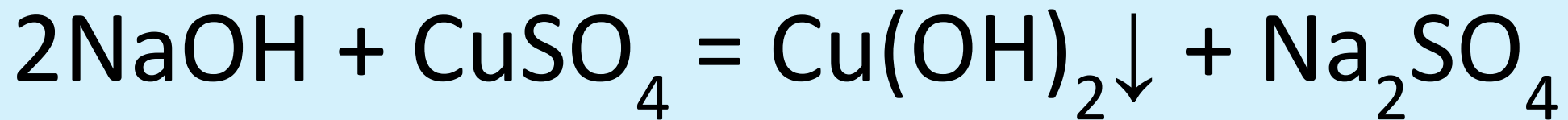


2. Реакция нейтрализации

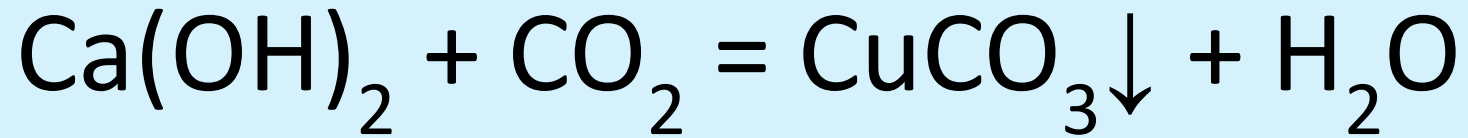


реакция характерна и для щелочей, и для нерастворимых оснований.

3. Для Щ характерны реакции с солями, в результате образуется другая соль и основание.



4. Могут вступать в реакции с кислотными оксидами, при этом образуется нерастворимая соль и вода.

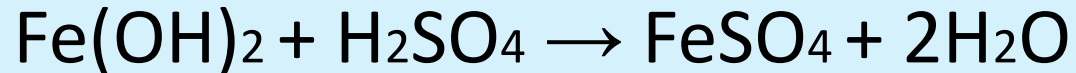


•5. В отличие от нерастворимых оснований, Щ не разлагаются при нагревании.

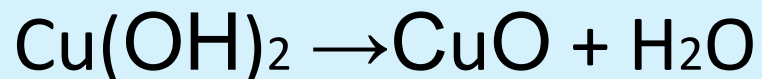
Химические свойства нерастворимых оснований

1. Так же как и щелочи, могут изменять окраску индикаторов.

2. Характерна реакция нейтрализации.



3. При нагревании разлагаются с образованием основного оксида и воды

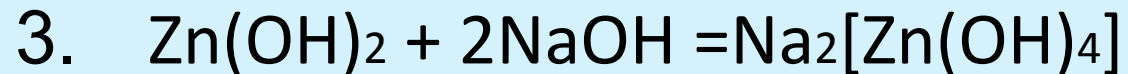
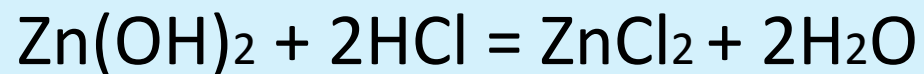


Химические свойства амфотерных гидроксидов

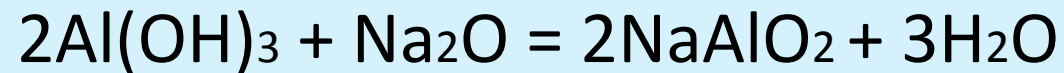
- $\text{ZnO} - \text{Zn(OH)}_2 \leftrightarrow \text{H}_2\text{ZnO}_2$
- $\text{Al}_2\text{O}_3 - \text{Al(OH)}_3 \leftrightarrow \text{H}_3\text{AlO}_3$
- $\text{GeO}_2 - \text{Ge(OH)}_4 \leftrightarrow \text{H}_4\text{GeO}_4$

1. В нейтральной среде не растворяются и не диссоциируют на ионы. Способны разлагаться в кислотах и щелочах.

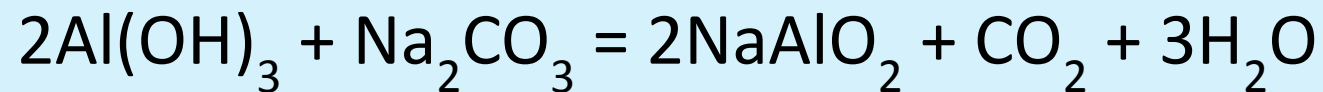
2. При взаимодействии с кислотами образуется соль и вода.



4. Способны взаимодействовать с основными оксидами



5. Так же как и щелочи взаимодействуют с солями.



Химические свойства оснований

основание

+

кислота

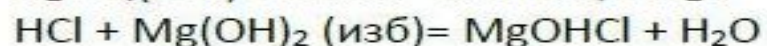
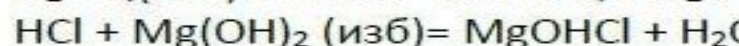
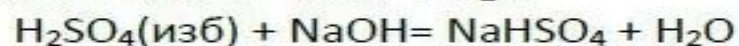
=

соль

+

вода

При избытке многоосновной кислоты образуется кислая соль, при избытке многокислотного основания – основная.



основание

+

кислотный оксид

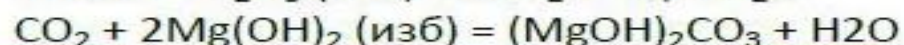
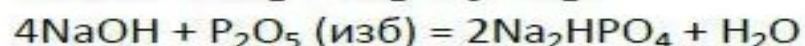
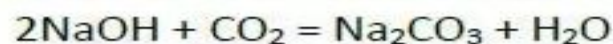
=

соль

+

вода

При избытке кислотного оксида, соответствующего многоосновной кислоте, образуется кислая соль, при избытке многокислотного основания – основная соль



щелочь

+

амфотерный оксид/гидроксид

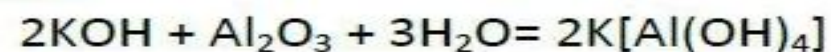
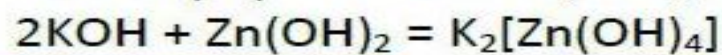
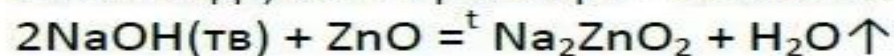
$\overset{t}{=}$

соль

+

вода

Щелочи реагируют с амфотерными оксидами и гидроксидами, которые в этом случае проявляют себя как кислотные. Если реакция протекает в расплаве, образуется средняя соль и вода, если в растворе – комплексная соль.



щелочь

+

соль

=

соль

+

основание

Кальций	Оксид и гидроксид кальция	Соли кальция
<p>1. Серебристо-белый металл. 2. Активный металл, окисляется простыми веществами — неметаллами: $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$ $\text{Ca} + \text{Cl}_2 = \text{CaCl}_2$ $\text{Ca} + \text{S} = \text{CaS}$ $\text{Ca} + \text{H}_2 = \text{CaH}_2$</p> <p>3. Вытесняет водород из воды: $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\uparrow$</p> <p>4. Вытесняет металлы из их оксидов (кальциотермия): $2\text{Ca} + \text{ThO}_2 = \text{Th} + 2\text{CaO}$</p> <p>Получение Разложение электрическим током расплава хлорида кальция: $\text{CaCl}_2 = \text{Ca} + \text{Cl}_2\uparrow$</p>	<p>1. Порошки белого цвета. 2. Оксид кальция (негашеная известь) проявляет свойства основного оксида: а) взаимодействует с водой с образованием основания: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$ б) взаимодействует с кислотными оксидами: $\text{CaO} + \text{SiO}_2 = \text{CaSiO}_3$</p> <p>3. Гидроксид кальция проявляет свойства сильного основания: $\text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^-$ $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$; $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 = 2\text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$</p> <p>Получение 1. Оксида — обжиг известняка: $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow$ 2. Гидроксида — гашение негашеной извести: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$</p>	<p>1. Образует нерастворимый карбонат: $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3\downarrow$ и растворимый гидрокарбонат: $\text{CaCO}_3(\text{кр}) + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2(\text{р-р})$</p> <p>2. Образует нерастворимый фосфат: $3\text{Ca}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-} = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow$ и растворимый дигидрофосфат: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(\text{кр}) + 4\text{H}_3\text{PO}_4 = 3\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2(\text{р-р})$</p> <p>3. Гидрокарбонат разлагается при кипячении или испарении раствора: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>4. Обожженный природный гипс: $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} = \text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O} + 1,5\text{H}_2\text{O}$ затвердевает при взаимодействии с водой, снова образуя кристаллогидрат: $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O} + 1,5\text{H}_2\text{O} = \text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$</p>

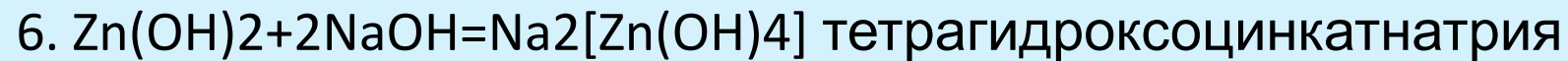
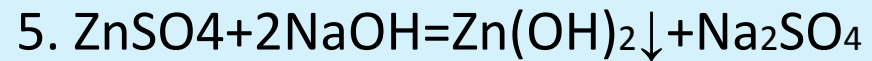
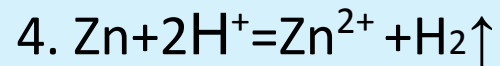
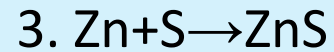
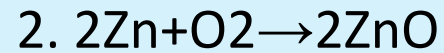
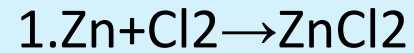
Алюминий	Соединения алюминия	
	Оксид алюминия	Гидроксид алюминия
<p>1. Серебристо-белый легкий металл.</p> <p>2. Окисляется на воздухе с образованием защитной пленки: $4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3$</p> <p>3. Вытесняет водород из воды: $2Al + 6H_2O = 2Al(OH)_3 \downarrow + 3H_2 \uparrow$</p> <p>4. Взаимодействует с кислотами: $2AlO + 6H^+ = 2Al^{3+} + 3H_2O \uparrow$</p> <p>5. Взаимодействует с водным раствором щелочи: $2Al + 2H_2O + 2NaOH = 2NaAlO_2 + 3H_2 \uparrow$</p> <p>6. Вытесняет металлы из их оксидов (алюминотермия): $8Al + 3Fe_3O_4 = 9Fe + 4Al_2O_3 + Q$</p> <p>Получение Разложение электрическим током расплава оксида алюминия (в криолите): $2Al_2O_3 = 4Al + 3O_2 \uparrow - 3352 \text{ кДж}$</p>	<p>1. Очень твердый порошок белого цвета</p> <p>2. Амфотерный оксид, взаимодействует:</p> <p>а) с кислотами: $Al_2O_3 + 6H^+ = 2Al^{3+} + 3H_2O$</p> <p>б) со щелочами: $Al_2O_3 + 2OH^- = 2AlO_2^- + H_2O$</p> <p>Образуется:</p> <p>а) при окислении или горении алюминия на воздухе: $4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3$</p> <p>б) в реакции алюминотермии: $2Al + Fe_2O_3 = Al_2O_3 + 2Fe;$</p> <p>в) при термическом разложении гидроксида алюминия: $2Al(OH)_3 = Al_2O_3 + 3H_2O$</p>	<p>1. Белый нерастворимый в воде порошок.</p> <p>2. Проявляет амфотерные свойства, взаимодействует:</p> <p>а) с кислотами: $Al(OH)_3 + 3HCl = AlCl_3 + 3H_2O$ $Al(OH)_3 + 3H^+ = Al^{3+} + 3H_2O$</p> <p>б) со щелочами: $Al(OH)_3 + NaOH = NaAlO_2 + 2H_2O$ $Al(OH)_3 + OH^- = AlO_2^- + 2H_2O$</p> <p>3. Разлагается при нагревании: $2Al(OH)_3 = Al_2O_3 + 3H_2O$</p> <p>Образуется при:</p> <p>а) взаимодействии растворов солей алюминия с растворами щелочей (без избытка): $Al^{3+} + 3OH^- = Al(OH)_3 \downarrow$</p> <p>б) взаимодействии алюминатов с кислотами (без избытка): $AlO_2^- + H^+ + H_2O = Al(OH)_3 \downarrow$</p> <p>Соли алюминия в водных</p>

Химические свойства меди

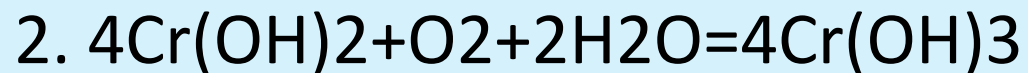
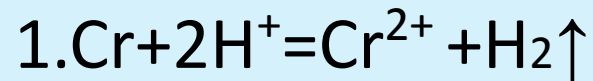
- Медь (Cu) — элемент побочной подгруппы первой группы. Электронная формула: (...3d¹⁰4s¹). Десятый d-электрон атома меди подвижный, т. к. переместился с 4s-подуровня. Медь в соединениях проявляет степени окисления +1(Cu₂O) и +2(CuO).
- Медь — мягкий, блестящий металл, имеющий красную окраску, ковкий и обладает хорошими литейными качествами, хороший тепло- и электропроводник. Температура плавления 1083°C.
- Как и другие металлы побочной подгруппы I группы Периодической системы, медь стоит в ряду активности правее водорода и не вытесняет его из кислот, но реагирует с кислотами-окислителями:
 - $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{Cu} + 4\text{HNO}_3(\text{конц.}) = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
- Под действием щелочей на растворы солей меди выпадает осадок слабого основания голубого цвета — гидроксида меди (II), который при нагревании разлагается на основной оксид, CuO черного цвета и воду.

Химические свойства цинка

При нагревании



Химические свойства хрома



3. Ему соответствует амфотерный оксид Cr_2O_3 . Оксид и гидроксид хрома (в высшей степени окисления) проявляют свойства кислотных оксидов и кислот соответственно. Соли хромовой **кислоты (H_2CrO_4)** в кислой среде превращаются в дихроматы — соли дихромовой **кислоты ($\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$)**. Окисление сопровождается изменением окраски, т.к. соли хроматы желтого цвета, а дихроматы — оранжевого.

Химические свойства железа

Железо

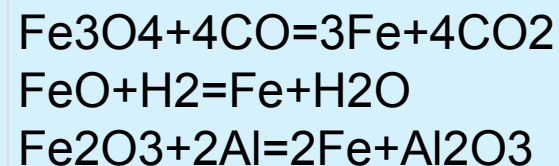
1. Серебристо-белый металл.
2. Взаимодействует с простыми веществами:
 - а) горит в кислороде:
$$3\text{Fe} + 2\text{O}_2 = \text{Fe}_3\text{O}_4$$
 - б) реагирует с хлором:
$$2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$$
 - в) взаимодействует с серой:
$$\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$$
3. Реагирует с растворами кислот:
$$\text{Fe} + 2\text{H}^+ = \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\uparrow$$
4. Вытесняет водород из воды при сильном нагревании:
$$\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} = \text{FeO} + \text{H}_2\uparrow$$
5. Окисляется в присутствии воды и кислорода воздуха (с образованием ржавчины):
$$4\text{Fe} + 6\text{H}_2\text{O} + 3\text{O}_2 = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$$
6. Замещает менее активный металл в растворе его соли:
$$\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} = \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$$

Оксиды железа (II) и (III)

1. Проявляют основные свойства, взаимодействуя с кислотами:
$$\text{FeO} + 2\text{H}^+ = \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$$
$$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{H}^+ = 2\text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$$
2. Оксид железа (III) проявляет слабые амфотерные свойства, взаимодействуя при нагревании с основными оксидами с образованием ферритов:
$$\text{MnO} + \text{Fe}_2\text{O}_3 = \text{Mn}(\text{FeO})_2$$

Получение

Восстановление оксидов железа оксидом углерода (II), водородом или алюминием:



Гидроксиды железа (II) и (III)

1. Проявляют свойства нерастворимых в воде оснований:
 - а) взаимодействуют с кислотами:
$$\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ = \text{Fe}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$$
$$\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ = \text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$$
 - б) разлагаются при нагревании:
$$\text{Fe}(\text{OH})_2 = \text{FeO} + \text{H}_2\text{O}$$
$$2\text{Fe}(\text{OH})_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$$
2. Гидроксид железа (III) проявляет слабые амфотерные свойства, реагируя с горячими концентрированными растворами щелочей:
$$\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} = \text{NaFeO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$
3. Гидроксид железа (II) на воздухе окисляется в гидроксид железа (III):
$$4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$$
4. Соли железа (II) и (III) гидролизуются:
$$\text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{FeOH}^+ + \text{H}^+$$
$$\text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{FeOH}^{2+} + \text{H}^+$$

Кислоты

Признаки классификации	Группы кислот	Примеры
Наличие кислорода в кислотном остатке	а) кислородные б) бескислородные	$\text{H}_3\text{PO}_4, \text{HNO}_3$ $\text{H}_2\text{S}, \text{HCl}, \text{HBr}$
Основность	а) одноосновные б) двухосновные в) трехосновные	HCl, HNO_3 $\text{H}_2\text{S}, \text{H}_2\text{SO}_4$ H_3PO_4
Растворимость в воде	а) растворимые б) нерастворимые	$\text{H}_2\text{SO}_4, \text{H}_2\text{S}, \text{HNO}_3$ H_2SiO_3
Летучесть	а) летучие б) нелетучие	$\text{H}_2\text{S}, \text{HCl}, \text{HNO}_3$ $\text{H}_2\text{SO}_4, \text{H}_2\text{SiO}_3, \text{H}_3\text{PO}_4$
Степень электролитической диссоциации	а) сильные б) слабые	$\text{H}_2\text{SO}_4, \text{HCl}, \text{HNO}_3$ $\text{H}_2\text{S}, \text{H}_2\text{SO}_3, \text{H}_2\text{CO}_3$
Стабильность	а) стабильные б) нестабильные	$\text{H}_2\text{SO}_4, \text{H}_3\text{PO}_4, \text{HCl}$ $\text{H}_2\text{SO}_3, \text{H}_2\text{CO}_3, \text{H}_2\text{SiO}_3$

Химические свойства кислот

Взаимодействие с металлами, расположенными до H в ряду напряжений (кислота проявляет окислительные свойства за счет иона H ⁺)	$\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{p-p}) = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$
Взаимодействие с основаниями и амфотерными гидроксидами	$\text{HCl} + \text{KOH} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие с основными и амфотерными оксидами	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{MgO} = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие с солями (если образуется более слабая или летучая кислота)	$2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{SiO}_3 = \text{H}_2\text{SiO}_3 + 2 \text{NaCl}$
Взаимодействие с металлами, расположенными после H в ряду напряжений (кислота проявляет окислительные свойства за счет аниона)	$\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц}) = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Простые вещества								
Кислоты	Mg	Al	Zn	Fe	Cr	Cu	P	S
HNO ₃ разбавленная	Mg(NO ₃) ₂ NH ₄ NO ₃ N ₂	Al(NO ₃) ₃ NH ₄ NO ₃ N ₂	Zn(NO ₃) ₂ NH ₄ NO ₃ N ₂	Fe(NO ₃) ₃ NH ₄ NO ₃ N ₂	Cr(NO ₃) ₃ NO	Cu(NO ₃) ₂ NO	H ₃ PO ₄ NO	H ₂ SO ₄ NO
HNO ₃ концентрированная	Mg(NO ₃) ₂ N ₂ O	пассивирует	Zn(NO ₃) ₂ N ₂ O	пассивирует	пассивирует	Cu(NO ₃) ₂ N ₂ O	H ₃ PO ₄ N ₂ O	H ₂ SO ₄ N ₂ O
H ₂ SO ₄ разбавленная	MgSO ₄ H ₂	Al ₂ (SO ₄) ₃ H ₂	ZnSO ₄ H ₂	FeSO ₄ H ₂	CrSO ₄ H ₂	—	—	—
H ₂ SO ₄ концентрированная <i>горячая</i>	MgSO ₄ H ₂ S	Al ₂ (SO ₄) ₃ H ₂ S	ZnSO ₄ H ₂ S S	Fe ₂ (SO ₄) ₃ SO ₂ S	Fe ₂ (SO ₄) ₃ SO ₂	CuSO ₄ SO ₂	H ₃ PO ₄ SO ₂	SO ₂ H ₂ O

Номенклатура солей

Название кислоты	Формула	Название солей	Формула (пример)
Азотистая	HNO_2	Нитриты	KNO_2
Азотная	HNO_3	Нитраты	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$
Хлороводородная (соляная)	HCl	Хлориды	FeCl_3
Сернистая	H_2SO_3	Сульфиты	K_2SO_3
Серная	H_2SO_4	Сульфаты	Na_2SO_4
Сероводородная	H_2S	Сульфиды	FeS
Фосфорная	H_3PO_4	Фосфаты	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
Угльная	H_2CO_3	Карбонаты	CaCO_3
Кремниевая	H_2SiO_3	Силикаты	Na_2SiO_3

Классификация солей

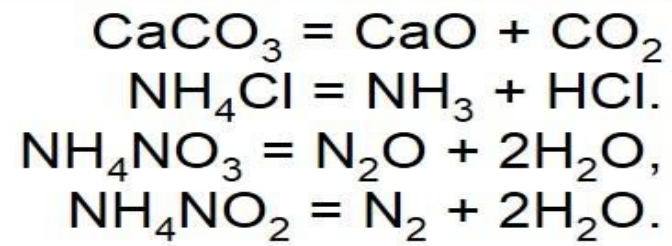
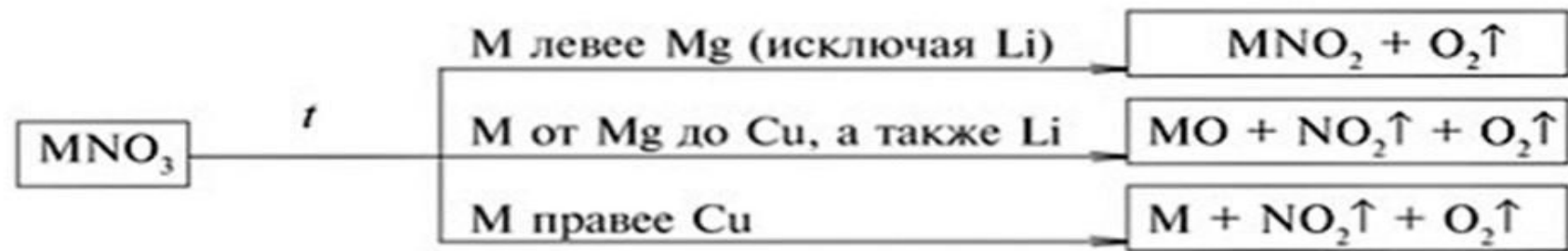


Соли

Средние	Кислые	Основные	Двойные	Смешанные	Комплексные	Гидратные
Продукты полного замещения катионов водорода в кислоте на катионы металла	Продукты неполного замещения катионов водорода в кислоте на катионы металлов	Продукты неполного замещения гидроксогрупп основания на анионы кислотных остатков	Состоят из двух или более разных катионов и аниона одного типа	Состоят из катиона одного типа металла и двух и более кислотных остатков разных типов	Содержат комплексный катион или анион	Содержат молекулы <u>кристаллизационной</u> воды
$Me + к.о.$	$Me + H + к.о.$	$Me + OH + \underline{к.о.}$	$Me_1 + Me_2 + \dots + к.о.$	$Me + к.о._1 + к.о._2 + \dots$		
$CaCl_2$	$LiHCO_3$	$(CuOH)_2CO_3$	$KAl(SO_4)_2$	$Ca(OCl)Cl$	$K[Al(OH)_4]$	$Na_2SO_4 \cdot 10 H_2O$

Свойства солей	Пример реакции
С металлами (более акт)	$2\text{AgNO}_3 + \text{Ca} = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Ag}$.
С основаниями (осадок/газ)	$\text{CuSO}_4 + 2\text{KOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$
С кислотами (осадок/газ)	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
С солями (осадок/газ)	$\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl} \downarrow + \text{NaNO}_3$

Термическое разложение



Гидролиз солей:

- По аниону (слаб.кислота)

$$\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NaHSO}_3 + \text{NaOH}$$

$$\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} = \text{HSO}_3^- + \text{OH}^-$$
- По катиону (слаб.основ)

$$\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{FeOHCl}_2 + \text{HCl}$$

$$\text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O} = \text{FeOH}^{2+} + \text{H}^+$$
- Совместный

$$2\text{AlCl}_3 + 3\text{Na}_2\text{CO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 6\text{NaCl} + 3\text{CO}_2$$

- **Задание 7.1**

- В одну из пробирок с осадком гидроксида алюминия добавили сильную кислоту X, а в другую – раствор вещества Y. В результате в каждой из пробирок наблюдали растворение осадка. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые могут вступать в описанные реакции.
- 1) бромоводородная кислота
- 2) гидросульфид натрия
- 3) сероводородная кислота
- 4) гидроксид калия
- 5) гидрат аммиака

- **Задание 7.2**

- В пробирку с раствором вещества X добавили несколько капель бесцветного раствора вещества Y. В результате реакции наблюдали выделение чёрного осадка. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые могут вступать в описанную реакцию.
- 1) гидроксид калия
- 2) сульфид натрия
- 3) хлороводородная кислота
- 4) нитрат цинка
- 5) хлорид меди (II)

- **Задание 7.3**

- В пробирку с раствором соли X добавили по каплям раствор вещества Y. При этом сначала наблюдали образование осадка, а затем – его растворение. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые могут вступать в описанную реакцию.
- 1) хлорид бария
- 2) гидроксид натрия
- 3) хлорид цинка
- 4) хлорид аммония
- 5) серная кислота

- **Задание 7.4**

- В пробирку с раствором соли X добавили несколько капель раствора вещества Y. В результате реакции наблюдали образование белого осадка. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые могут вступать в описанную реакцию.
- 1) хлороводородная кислота
- 2) фторид натрия
- 3) уксусная кислота
- 4) нитрат серебра
- 5) нитрат калия

- **Задание 7.5**

- В одну пробирку с раствором сульфата меди (II) добавили вещество X и в результате реакции наблюдали образование меди. В другую пробирку с раствором сульфата меди (II) добавили раствор вещества Y. В результате реакции образовался осадок голубого цвета. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые могут вступать в описанные реакции.
- 1) серебро
- 2) хлороводородная кислота
- 3) железо
- 4) гидроксид натрия
- 5) бромид калия

- **Задание 7.6**

- В пробирку с раствором соли X добавили несколько капель раствора вещества Y. В результате реакции наблюдали выделение бесцветного газа. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые могут вступать в описанную реакцию.
- 1) карбонат железа (II)
- 2) карбонат калия
- 3) сульфат натрия
- 4) гидроксид калия
- 5) хлороводородная кислота

- **Задание 7.7**

- Даны две пробирки с соляной кислотой. В первую пробирку добавили нерастворимое в воде вещество X. В результате добавленное вещество полностью растворилось, выделения газа при этом не наблюдались. Во вторую пробирку добавили раствор соли Y и наблюдали выделение газа. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые участвовали в описанных реакциях.

- 1) цинк
- 2) оксид магния
- 3) карбонат бария
- 4) гидрофосфат аммония
- 5) сульфит натрия

- **Задание 7.8**

- Даны две пробирки с раствором бромида железа (III). В первую пробирку добавили раствор сильного электролита X, а во вторую - раствор слабого электролита Y. В результате в каждой из пробирок наблюдали образование осадка. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые участвовали в описанных реакциях.
- 1) азотная кислота
- 2) нитрат лития
- 3) аммиак (р-р)
- 4) фосфат калия
- 5) гидроксид меди (II)

- **Задание 7.9**

- Даны две пробирки с раствором гидрокарбоната натрия. В первую пробирку добавили раствор вещества X, а во вторую - раствор вещества Y. В результате в первой пробирке образовался осадок, а во второй пробирке выделился газ. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые участвовали в описанных реакциях.
 - 1) гидроксид железа (II)
 - 2) бромоводород
 - 3) аммиак
 - 4) оксид углерода (IV)
 - 5) гидроксид бария

- **Задание 7.10**

- Даны две пробирки с раствором сульфата алюминия. В первую пробирку добавили раствор вещества X, в результате образовались нерастворимый гидроксид и растворимая соль. Во вторую пробирку добавили раствор вещества Y, в результате образовались две соли, одна из которых выпала в осадок. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые участвовали в описанных реакциях.
- 1) гидроксид магния
2) гидроксид бария
3) гидроксид калия
4) фосфат натрия
5) ацетат аммония

- Задание 7.11

- Даны две пробирки с раствором хлорида магния. В одну из них добавили раствор слабого электролита X, а в другую - раствор сильного электролита Y. В результате в каждой из пробирок наблюдали образование осадка. Из предложенного перечня выберите вещества X и Y, которые могут вступать в описанные реакции.

- 1) фтороводород
- 2) нитрат серебра
- 3) аммиак
- 4) бромоводород
- 5) бромид кальция

- F:\ЕГЭ 20\vopros_7_2018.pdf