

4. Классификация и взаимосвязь неорганических веществ

Классификация неорганических веществ базируется на *химическом составе* – наиболее простой и постоянной во времени характеристике. Химический состав вещества показывает, какие элементы присутствуют в нем и в каком числовом отношении для их атомов.

Элементы условно делятся на элементы с металлическими и неметаллическими свойствами. Первые из них всегда входят в состав **катионов** многоэлементных веществ (*металлические* свойства), вторые – в состав **анионов** (*неметаллические* свойства). В соответствии с Периодическим законом в периодах и группах между этими элементами находятся амфотерные элементы, проявляющие одновременно в той или иной мере металлические и неметаллические (*амфотерные, двойственные*) свойства. Элементы VIIA-группы продолжают рассматривать отдельно (*благородные газы*), хотя для Kr, Xe и Rn обнаружены явно неметаллические свойства (элементы He, Ne, Ar химически инертны).

Классификация простых и сложных неорганических веществ приведена в табл. 6.

Ниже приводятся определения (дефиниции) классов неорганических веществ, их важнейшие химические свойства и способы получения.

Неорганические вещества – соединения, образуемые всеми химическими элементами (кроме большинства органических соединений углерода). Делятся по химическому составу:

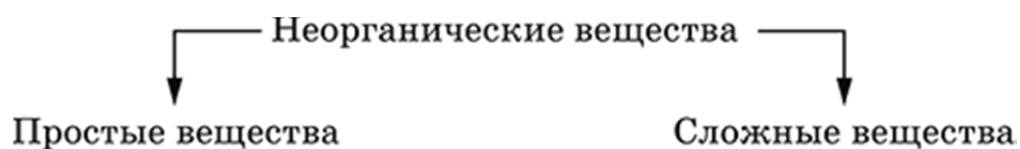
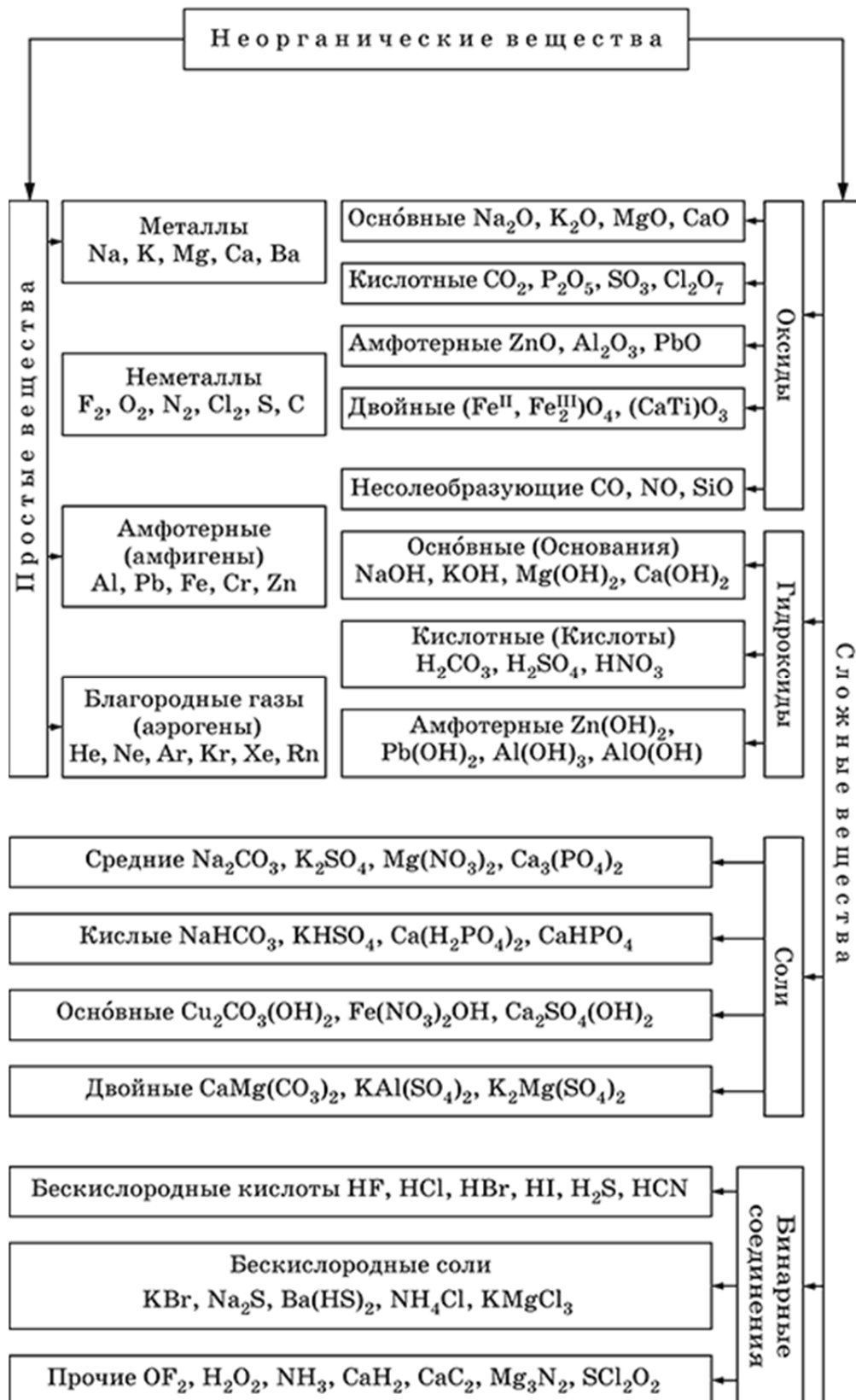
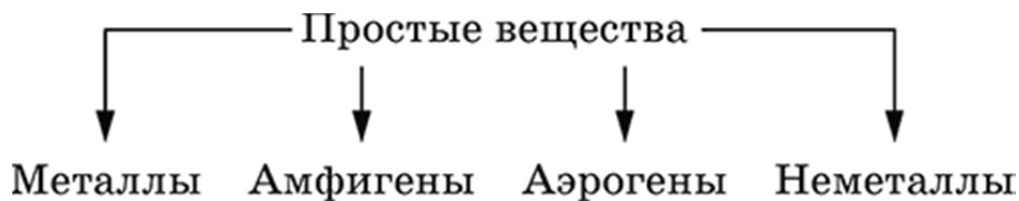


Таблица 6



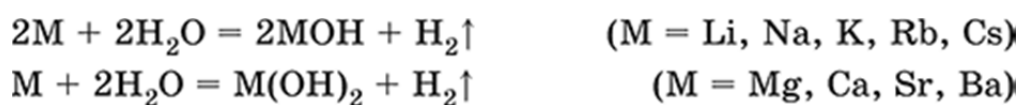
Простые вещества образованы атомами одного элемента. Делятся по химическим свойствам:



Металлы – простые вещества элементов с металлическими свойствами (низкая электроотрицательность). Типичные металлы:

IA-группа	Li, Na, K, Rb, Cs
IIA-группа	Mg, Ca, Sr, Ba

Металлы обладают высокой восстановительной способностью по сравнению с типичными неметаллами. В электрохимическом ряду напряжений они стоят значительно левее водорода, вытесняют водород из воды (магний – при кипячении):



Простые вещества элементов Cu, Ag и Ni также относят к металлам, так как у их оксидов CuO, Ag₂O, NiO и гидроксидов Cu(OH)₂, Ni(OH)₂ преобладают основные свойства.

Неметаллы – простые вещества элементов с неметаллическими свойствами (высокая электроотрицательность). Типичные неметаллы: F₂, Cl₂, Br₂, I₂, O₂, S, N₂, P, C, Si.

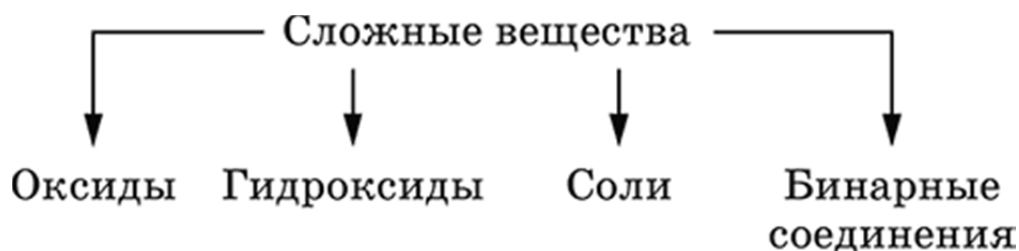
Неметаллы обладают высокой окислительной способностью по сравнению с типичными металлами.

Амфигены – амфотерные простые вещества, образованные элементами с амфотерными (двойственными) свойствами (электроотрицательность промежуточная между металлами и неметаллами). Типичные амфигены: Be, Cr, Zn, Al, Sn, Pb.

Амфигены обладают более низкой восстановительной способностью по сравнению с типичными металлами. В электрохимическом ряду напряжений они примыкают слева к водороду или стоят за ним справа.

Аэрогены – благородные газы, одноатомные простые вещества элементов VIIIA-группы: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn. Из них He, Ne и Ar химически пассивны (соединения с другими элементами не получены), а Kr, Xe и Rn проявляют некоторые свойства неметаллов с высокой электроотрицательностью.

Сложные вещества образованы атомами разных элементов. Делятся по составу и химическим свойствам:



Оксиды – соединения элементов с кислородом, степень окисления кислорода в оксидах всегда равна (-II). Делятся по составу и химическим свойствам:



Элементы He, Ne и Ar соединений с кислородом не образуют. Соединения элементов с кислородом в других степенях окисления – это не оксиды, а бинарные соединения, например $O^{+II}F_2^{-1}$ и $H_2^{+I}O_2^{-1}$. Не относятся к оксидам и смешанные бинарные соединения, например $S^{+IV}Cl_2^{-1}O^{-II}$.

Осно́вные оксиды – продукты полной дегидратации (реальной или условной) основных гидроксидов, сохраняют химические свойства последних.

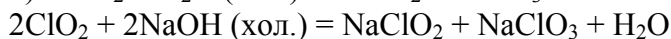
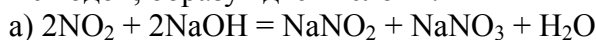
Из типичных металлов только Li, Mg, Ca и Sr образуют оксиды Li_2O , MgO , CaO и SrO при сжигании на воздухе; оксиды Na_2O , K_2O , Rb_2O , Cs_2O и BaO получают другими способами.

Оксиды CuO , Ag_2O и NiO также относят к основным.

Кислотные оксиды – продукты полной дегидратации (реальной или условной) кислотных гидроксидов, сохраняют химические свойства последних.

Из типичных неметаллов только S, Se, P, As, C и Si образуют оксиды SO_2 , SeO_2 , P_2O_5 , As_2O_3 , CO_2 и SiO_2 при сжигании на воздухе; оксиды Cl_2O , Cl_2O_7 , I_2O_5 , SO_3 , SeO_3 , N_2O_3 , N_2O_5 и As_2O_5 получают другими способами.

Исключение: у оксидов NO_2 и ClO_2 нет соответствующих кислотных гидроксидов, но их считают кислотными, так как NO_2 и ClO_2 реагируют со щелочами, образуя соли двух кислот, а ClO_2 и с водой, образуя две кислоты:

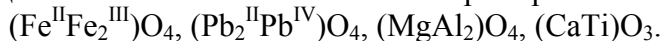


Оксиды CrO_3 и Mn_2O_7 (хром и марганец в высшей степени окисления) также являются кислотными.

Амфотерные оксиды – продукты полной дегидратации (реальной или условной) амфотерных гидроксидов, сохраняют химические свойства амфотерных гидроксидов.

Типичные амфигены (кроме Ga) при сжигании на воздухе образуют оксиды BeO , Cr_2O_3 , ZnO , Al_2O_3 , GeO_2 , SnO_2 и PbO ; амфотерные оксиды Ga_2O_3 , SnO и PbO_2 получают другими способами.

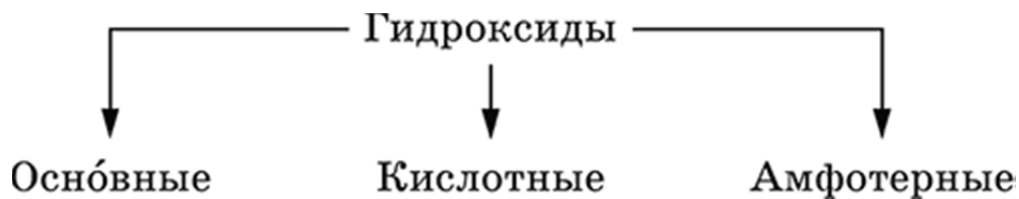
Двойные оксиды образованы либо атомами одного амфотерного элемента в разных степенях окисления, либо атомами двух разных (металлических, амфотерных) элементов, что и определяет их химические свойства. Примеры:



Оксид железа образуется при сгорании железа на воздухе, оксид свинца – при слабом нагревании свинца в кислороде; оксиды двух разных металлов получают другими способами.

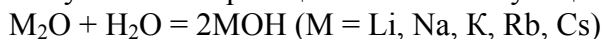
Несолеобразующие оксиды – оксиды неметаллов, не имеющие кислотных гидроксидов и не вступающие в реакции солеобразования (отличие от основных, кислотных и амфотерных оксидов), например: CO , NO , N_2O , SiO , S_2O .

Гидроксиды – соединения элементов (кроме фтора и кислорода) с гидроксогруппами $O^{-II}H$, могут содержать также кислород O^{-II} . В гидроксидах степень окисления элемента всегда положительная (от +I до +VIII). Число гидроксогрупп от 1 до 6. Делятся по химическим свойствам:



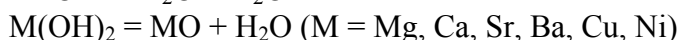
Оснóвные гидроксиды (основания) образованы элементами с металлическими свойствами.

Получаются по реакциям соответствующих основных оксидов с водой:



Исключение: гидроксиды $Mg(OH)_2$, $Cu(OH)_2$ и $Ni(OH)_2$ получают другими способами.

При нагревании реальная дегидратация (потеря воды) протекает для следующих гидроксидов:



Основные гидроксиды замещают свои гидроксогруппы на кислотные остатки с образованием солей, металлические элементы сохраняют свою степень окисления в катионах солей.

Хорошо растворимые в воде основные гидроксиды ($NaOH$, KOH , $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$ и др.) называют *щелочами*, так как именно с их помощью в растворе создается щелочная среда.

Кислотные гидроксиды (кислоты) образованы элементами с неметаллическими свойствами. Примеры:

Состав	$CO(OH)_2$	$NO_2(OH)$	$PO(OH)_3$	$SO_2(OH)_2$
Формула	H_2CO_3	HNO_3	H_3PO_4	H_2SO_4

При диссоциации в разбавленном водном растворе образуются катионы H^+ (точнее, H_3O^+) и следующие анионы, или *кислотные остатки*:

Кислота	H_2CO_3	HNO_3	H_3PO_4	H_2SO_4
Кислотные остатки	HCO_3^- CO_3^{2-}	NO_3^-	$H_2PO_4^-$ HPO_4^{2-} PO_4^{3-}	SO_4^{2-}

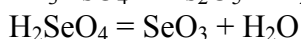
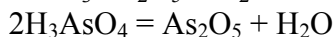
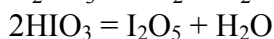
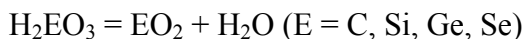
Кислоты можно получить по реакциям соответствующих кислотных оксидов с водой (ниже приведены реально протекающие реакции):



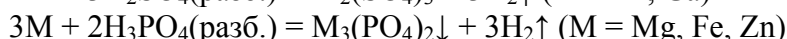
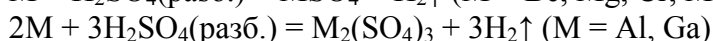
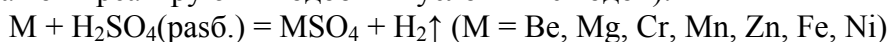
Исключение: оксиду SO_2 в качестве кислотного гидроксида соответствует полигидрат $SO_2 \cdot nH_2O$ («сернистая кислота H_2SO_3 ») не существует, но кислотные остатки HSO_3^- и SO_3^{2-} присутствуют в солях).

При нагревании некоторых кислот протекает реальная дегидратация и образуются соответствующие кислотные оксиды:





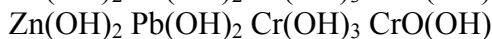
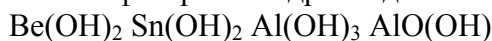
При замене (реальной и формальной) водорода кислот на металлы и амфигены образуются соли, кислотные остатки сохраняют в солях свой состав и заряд. Кислоты H_2SO_4 и H_3PO_4 в разбавленном водном растворе реагируют с металлами и амфигенами, стоящими в ряду напряжений левее водорода, при этом образуются соответствующие соли и выделяется водород (кислота HNO_3 в такие реакции не вступает; ниже типичные металлы, кроме Mg, не указаны, так как они реагируют в подобных условиях с водой):



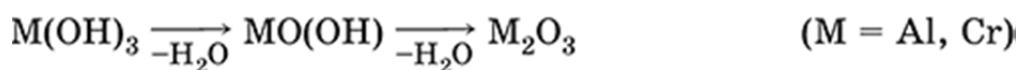
В отличие от бескислородных кислот кислотные гидроксиды называют *кислородсодержащими кислотами или оксокислотами*.

Амфотерные гидроксиды образованы элементами с амфотерными свойствами.

Типичные амфотерные гидроксиды:



Не образуются из амфотерных оксидов и воды, но подвергаются реальной дегидратации и образуют амфотерные оксиды:



Исключение: для железа(III) известен только метагидроксид $\text{FeO}(\text{OH})$, «гидроксид железа(III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ » не существует (не получен).

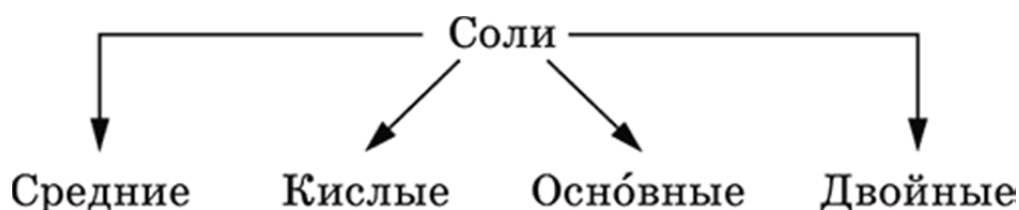
Амфотерные гидроксиды проявляют свойства основных и кислотных гидроксидов; образуют два вида солей, в которых амфотерный элемент входит в состав либо катионов солей, либо их анионов.

Для элементов, имеющих несколько степеней окисления, действует правило: **чем выше степень окисления, тем более выражены кислотные свойства гидроксидов (и/или соответствующих оксидов)**.

Пример:

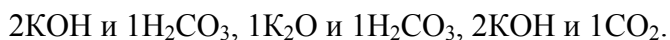
Cr^{II}	Cr^{III}	Cr^{VI}
$\text{Cr}(\text{OH})_2$ основной гидроксид	$\text{Cr}(\text{OH})_3, \text{CrO}(\text{OH})$ амфотерные гидро- ксиды	H_2CrO_4 хромовая кислота

Соли – соединения, состоящие из **катионов** основных или амфотерных (в роли основных) гидроксидов и **анионов** (остатков) кислотных или амфотерных (в роли кислотных) гидроксидов. В отличие от бескислородных солей, соли, рассматриваемые здесь, называются *кислородсодержащими солями или оксосолями*. Делятся по составу катионов и анионов:



Средние соли содержат средние кислотные остатки CO_3^{2-} , NO_3^- , PO_4^{3-} , SO_4^{2-} и др.; например: K_2CO_3 , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$.

Если средние соли получают по реакциям с участием гидроксидов, то реагенты берут в эквивалентных количествах. Например, соль K_2CO_3 можно получить, если взять реагенты в соотношениях:

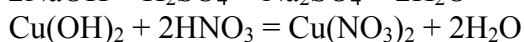
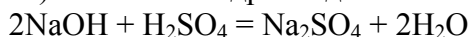


Реакции образования средних солей:

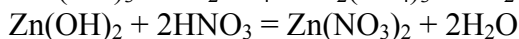
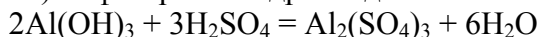
1)

Основание + Кислота → Соль + Вода

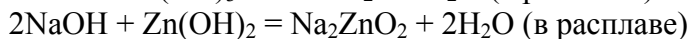
1а) основной гидроксид + кислотный гидроксид → ...



1б) амфотерный гидроксид + кислотный гидроксид → ...



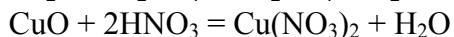
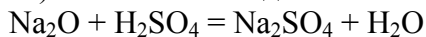
1в) основной гидроксид + амфотерный гидроксид → ...



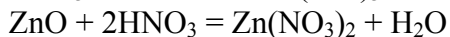
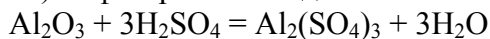
2)

Основной оксид + Кислота = Соль + Вода

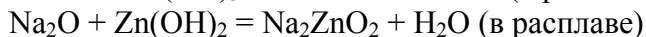
2а) основной оксид + кислотный гидроксид → ...



2б) амфотерный оксид + кислотный гидроксид → ...



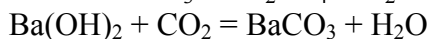
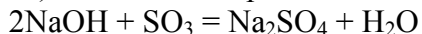
2в) основной оксид + амфотерный гидроксид → ...



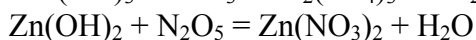
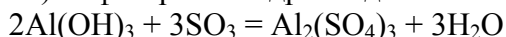
3)

Основание + Кислотный оксид → Соль + Вода

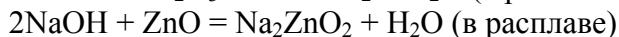
3а) основной гидроксид + кислотный оксид → ...



3б) амфотерный гидроксид + кислотный оксид → ...



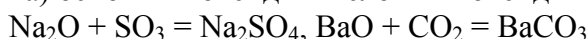
3в) основной гидроксид + амфотерный оксид → ...



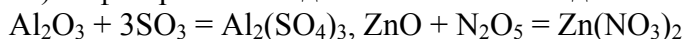
4)

Основной оксид + Кислотный оксид → Соль

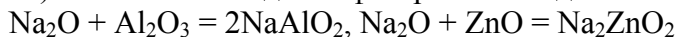
4а) основной оксид + кислотный оксид → ...



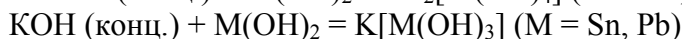
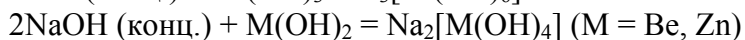
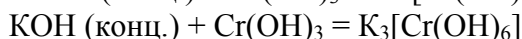
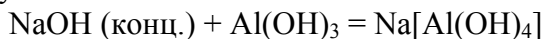
4б) амфотерный оксид + кислотный оксид → ...



4в) основной оксид + амфотерный оксид → ...

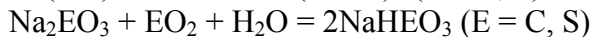
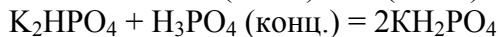
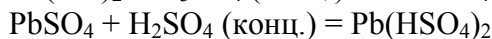
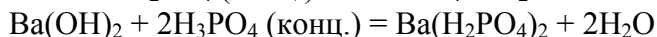


Реакции 1в, если они протекают в **растворе**, сопровождаются образованием других продуктов – *комплексных солей*:

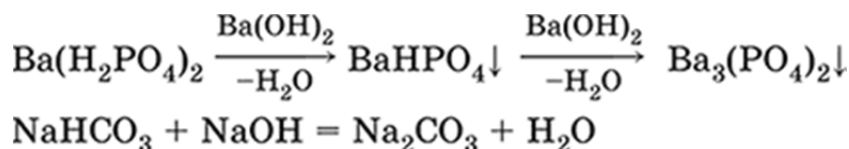
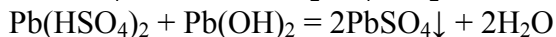
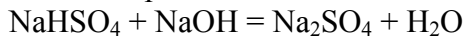


Все средние соли в растворе – сильные электролиты (диссоциируют нацело).

Кислые соли содержат кислые кислотные остатки (с водородом) HCO_3^- , $\text{H}_2\text{PO}_4^{2-}$, HPO_4^{2-} и др., образуются при действии на основные и амфотерные гидроксиды или средние соли избытка кислотных гидроксидов, содержащих не менее двух атомов водорода в молекуле; аналогично действуют соответствующие кислотные оксиды:

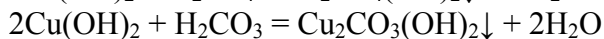
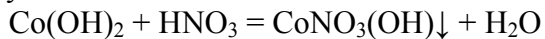


При добавлении гидроксида соответствующего металла или амфигена кислые соли переводятся в средние:

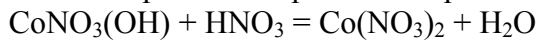


Почти все кислые соли хорошо растворимы в воде, диссоциируют нацело ($\text{KHCO}_3 = \text{K}^+ + \text{HCO}_3^-$).

Оснóвные соли содержат гидроксогруппы OH, рассматриваемые как отдельные анионы, например $\text{FeNO}_3(\text{OH})$, $\text{Ca}_2\text{SO}_4(\text{OH})_2$, $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$, образуются при действии на кислотные гидроксиды **избытка** основного гидроксида, содержащего не менее двух гидроксогрупп в формульной единице:



Основные соли, образованные сильными кислотами, при добавлении соответствующего кислотного гидроксида переходят в средние:



Большинство основных солей малорастворимы в воде; они осаждаются при совместном гидролизе, если образованы слабыми кислотами:



Двойные соли содержат два химически разных катиона; например: $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$, $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, $\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2$, $\text{LiAl}(\text{SiO}_3)_2$. Многие двойные соли образуются (в виде

кристаллогидратов) при совместной кристаллизации соответствующих средних солей из насыщенного раствора:



Часто двойные соли менее растворимы в воде по сравнению с отдельными средними солями.

Бинарные соединения – это сложные вещества, не относящиеся к классам оксидов, гидроксидов и солей и состоящие из катионов и бескислородных анионов (реальных или условных).

Их химические свойства разнообразны и рассматриваются в неорганической химии отдельно для неметаллов разных групп Периодической системы; в этом случае классификация проводится по виду аниона.

Примеры:

а) *галогениды*: OF_2 , HF , KBr , PbI_2 , NH_4Cl , BrF_3 , IF_7

б) *халькогениды*: H_2S , Na_2S , ZnS , As_2S_3 , NH_4HS , K_2Se , $NiSe$

в) *нитриды*: NH_3 , $NH_3 \cdot H_2O$, Li_3N , Mg_3N_2 , AlN , Si_3N_4

г) *карбиды*: CH_4 , Be_2C , Al_4C_3 , Na_2C_2 , CaC_2 , Fe_3C , SiC

д) *силициды*: Li_4Si , Mg_2Si , $ThSi_2$

е) *гидриды*: LiH , CaH_2 , AlH_3 , SiH_4

ж) *пероксиды*: H_2O_2 , Na_2O_2 , CaO_2

з) *надпероксиды*: HO_2 , KO_2 , $Ba(O_2)_2$

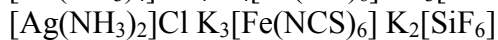
По типу химической связи среди этих бинарных соединений различают:

ковалентные: OF_2 , IF_7 , H_2S , P_2S_5 , NH_3 , H_2O_2

ионные: NaI , K_2Se , Mg_3N_2 , CaC_2 , Na_2O_2 , KO_2

Встречаются **двойные** (с двумя разными катионами) и **смешанные** (с двумя разными анионами) бинарные соединения, например: $KMgCl_3$, $(FeCu)S_2$ и $Pb(Cl)F$, $Bi(Cl)O$, SCl_2O_2 , $As(O)F_3$.

Все ионные комплексные соли (кроме гидросококомплексных) также относятся к этому классу сложных веществ (хотя обычно рассматриваются отдельно), например:

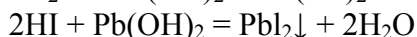
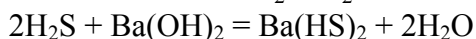
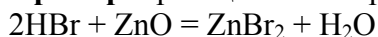


К бинарным соединениям относятся ковалентные комплексные соединения без внешней сферы, например $[Fe(CO)_5]$ и $[Ni(CO)_4]$.

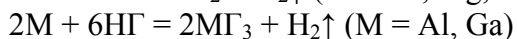
По аналогии со взаимосвязью гидроксидов и солей из всех бинарных соединений выделяют бескислородные кислоты и соли (остальные соединения классифицируют как прочие).

Бескислородные кислоты содержат (как и оксокислоты) подвижный водород H^+ и поэтому проявляют некоторые химические свойства кислотных гидроксидов (диссоциация в воде, участие в реакциях солеобразования в роли кислоты). Распространенные бескислородные кислоты – это HF , HCl , HBr , HI , HCN и H_2S , из них HF , HCN и H_2S – слабые кислоты, а остальные – сильные.

Примеры реакций солеобразования:



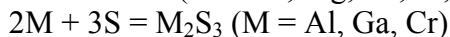
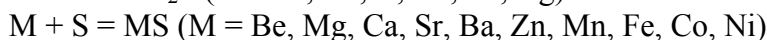
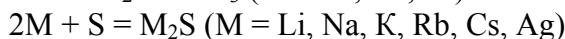
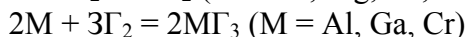
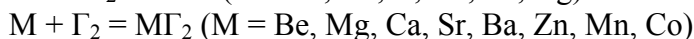
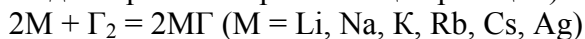
Металлы и амфилены, стоящие в ряду напряжений левее водорода и не реагирующие с водой, вступают во взаимодействие с сильными кислотами HCl , HBr и HI (в общем виде $HГ$) в разбавленном растворе и вытесняют из них водород (приведены реально протекающие реакции):



Бескислородные соли образованы катионами металлов и амфиленов (а также катионом аммония NH_4^+) и анионами (остатками) бескислородных кислот; примеры: AgF , $NaCl$, KBr , PbI_2 , Na_2S , $Ba(HS)_2$, $NaCN$, NH_4Cl . Проявляют некоторые химические свойства оксосолей.

Общий способ получения бескислородных солей с одноэлементными анионами –

взаимодействие металлов и амфигонов с неметаллами F_2 , Cl_2 , Br_2 и I_2 (в общем виде Γ_2) и серой S (приведены реально протекающие реакции):



Исключения:

а) Cu и Ni реагируют только с галогенами Cl_2 и Br_2 (продукты MCl_2 , MBr_2)

б) Cr и Mn реагируют с Cl_2 , Br_2 и I_2 (продукты $CrCl_3$, $CrBr_3$, CrI_3 и $MnCl_2$, $MnBr_2$, MnI_2)

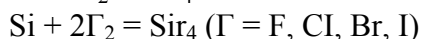
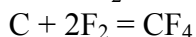
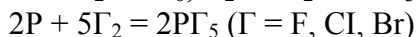
в) Fe реагирует с F_2 и Cl_2 (продукты FeF_3 , $FeCl_3$), с Br_2 (смесь $FeBr_3$ и $FeBr_2$), с I_2 (продукт FeI_2)

г) Cu при реакции с S образует смесь продуктов Cu_2S и CuS

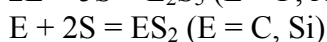
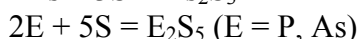
Прочие бинарные соединения – все вещества этого класса, кроме выделенных в отдельные подклассы бескислородных кислот и солей.

Способы получения бинарных соединений этого подкласса разнообразны, самый простой – взаимодействие простых веществ (приведены реально протекающие реакции):

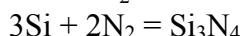
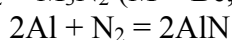
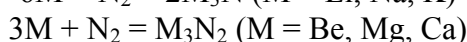
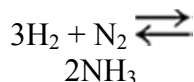
а) галогениды:



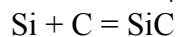
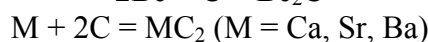
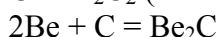
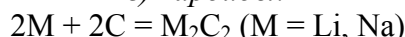
б) халькогениды:



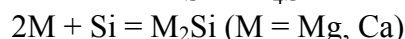
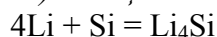
в) нитриды:



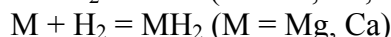
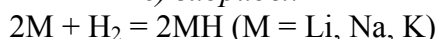
г) карбиды:



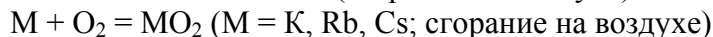
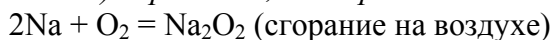
д) силициды:



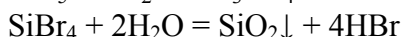
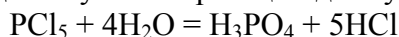
е) гидриды:

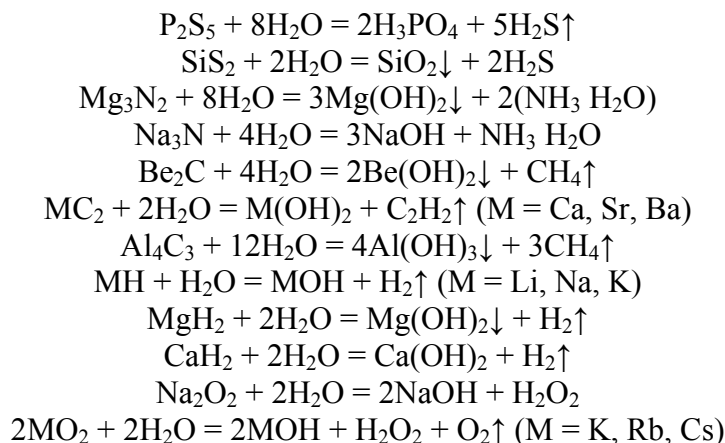


ж) пероксиды, надпероксиды:



Многие из этих веществ полностью реагируют с водой (чаще гидролизуются без изменения степеней окисления элементов, но гидриды выступают как восстановители, а надпероксиды вступают в реакции дисмутации):





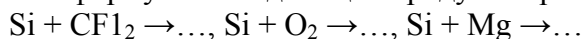
Другие вещества, наоборот, устойчивы по отношению к воде, среди них SF_6 , NF_3 , CF_4 , CS_2 , AlN , Si_3N_4 , SiC , Li_4Si , Mg_2Si и Ca_2Si .

Примеры заданий частей А, В, С

1. Простые вещества – это

- 1) фуллерен
- 2) этилен
- 3) ацетон
- 4) озон

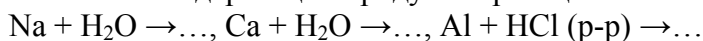
2. В формульных единицах продуктов реакций



общая сумма числа атомов всех элементов равна

- 1) 8
- 2) 9
- 3) 10
- 4) 11

3. В металлсодержащих продуктах реакций



общая сумма числа атомов всех элементов равна

- 1) 6
- 2) 8
- 3) 10
- 4) 12

4. Оксид кальция может реагировать (по отдельности) со всеми веществами набора

- 1) CO_2 , $NaOH$, NO
- 2) HBr , SO_3 , NH_4Cl
- 3) BaO , SO_3 , $KMgCl_3$
- 4) O_2 , Al_2O_3 , NH_3

5. Будет протекать реакция между оксидом серы (IV) и

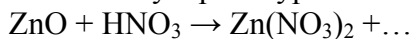
- 1) SiO_2
- 2) KCl
- 3) $LiOH$
- 4) $NaNO_3$

6. Соль $MAIO_2$ образуется при сплавлении

- 1) Al и ZnO
- 2) Al_2O_3 и KOH

- 3) Al и Ca(OH)₂
- 4) Al₂O₃ и Fe₂O₃

7. В молекулярном уравнении реакции



сумма коэффициентов равна

- 1) 4
- 2) 5
- 3) 6
- 4) 7

8. Продукты реакции $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$ – это

- 1) Na₂O, HNO₃
- 2) NaOH, NH₃
- 3) NaNO₃, H₂O
- 4) NaNO₂, N₂, H₂O

9. Набор оснований – это

- 1) NaOH, LiOH, ClOH
- 2) NaOH, Ba(OH)₂, Cu(OH)₂
- 3) Ca(OH)₂, KOH, BrOH
- 4) Mg(OH)₂, Be(OH)₂, NO(OH)

10. Гидроксид калия реагирует в растворе (по отдельности) с веществами набора

- 1) CO, CuSO₄
- 2) SO₂, Ag
- 3) Al, Ba(OH)₂
- 4) SO₃, FeCl₃

11–12. Остаток, отвечающий кислоте с названием

11. Серная

12. Азотная

имеет формулу

- 1) NO₂⁻
- 2) SO₄²⁻
- 3) NO₃⁻
- 4) SO₃²⁻

13. Из соляной и разбавленной серной кислот **не выделяет** газ только металл

- 1) ртуть
- 2) цинк
- 3) магний
- 4) хром

14. Амфотерный гидроксид – это

- 1) Ba(OH)₂
- 2) CsOH
- 3) Ni(OH)₂
- 4) Cr(OH)₃

15-16. По заданным формулам гидроксидов

15. H₃PO₄, Pь(OH)₂

16. Cr(OH)₃, HNO₃

выводится формула средней соли

- 1) $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$
- 2) Pb_3PO_4
- 3) Cr_2NO_3
- 4) $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$

17. После пропускания избытка H_2S через раствор гидроксида бария в конечном растворе будет содержаться соль

- 1) $\text{Ba}(\text{HS})_2$
- 2) $(\text{BaOH})_2\text{S}$
- 3) BaS
- 4) BaSO_3

18. Возможно протекание реакций:

- 1) $\text{CaSO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
- 2) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \dots$
- 3) $\text{NaHCO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
- 4) $\text{Al}(\text{HSO}_4)_3 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$

19. В уравнении реакции $(\text{CaOH})_2\text{CO}_3(\text{т}) + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{CaHPO}_4\downarrow + \dots$ сумма коэффициентов равна

- 1) 6
- 2) 5
- 3) 9
- 4) 8

20. Установите соответствие между формулой вещества и группой, к которой оно относится.

ФОРМУЛА

- А) Cr_2O_3
- Б) $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- В) $(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}^{\text{III}})_2\text{O}_4$
- Г) $\text{Al}(\text{HSO}_4)_3$

ГРУППА

- 1) средняя соль
- 2) основание
- 3) кислая соль
- 4) амфотерный оксид
- 5) двойной оксид
- 6) двойная соль

21. Установите соответствие между исходными веществами и продуктами реакций.

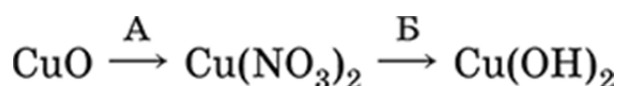
ИСХОДНЫЕ ВЕЩЕСТВА

- А) $\text{ZnSO}_4 + \text{NaOH}$ (разб.) \rightarrow
- Б) $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{HNO}_3$ (разб.) \rightarrow
- В) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (разб.) \rightarrow
- Г) $\text{CuSO}_4 + \text{BaS} \rightarrow$

ПРОДУКТЫ

- 1) $\text{CuS} + \text{BaSO}_4$
- 2) $\text{MgS}, \text{SO}_2, \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$
- 4) $\text{H}_2 + \text{MgSO}_4$
- 5) $\text{SiO}_2 + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 6) $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{Na}_2\text{SO}_4$

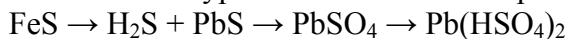
22. В схеме превращений



вещества А и Б указаны в наборе

- 1) NaNO_3 , H_2O
- 2) HNO_3 , KOH
- 3) N_2O , NaOH
- 4) HNO_3 , H_2O

23. Составьте уравнения возможных реакций по схеме



24. Составьте уравнения четырех возможных реакций между веществами:

- 1) азотная кислота (конц.)
- 2) углерод (графит или кокс)
- 3) оксид кальция
- 4) оксид железа(II)

Ответы

1. 1, 4. 2. 4. 3. 4. 4. 2. 5. 3. 6. 2. 7. 2. 8. 3. 9. 2. 10. 4. 11. 2. 12. 3. 13. 1. 14. 4. 15. 1. 16. 4. 17. 1.
18. 1, 4. 19. 3. 20. А-4, Б-2, В-5, Г-3. 21. А-3, Б-5, В-4, Г-1. 22. 2. 23. См. разделы 6.3, 7.3.2, 7.3.4.
24. См. разделы 4, 5.3, 6.3, 7.4.2.