

МЕЖГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«БЕЛОРУССКО-РОССИЙСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Кафедра «Технологии металлов»

ХИМИЯ

*Методические рекомендации к практическим занятиям
для студентов всех специальностей и всех направлений
подготовки очной и заочной форм обучения*

КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ



Могилев 2020

УДК 54
ББК 24.1
Х46

Рекомендовано к изданию
учебно-методическим отделом
Белорусско-Российского университета

Одобрено кафедрой «Технологии металлов» «01» сентября 2020 г.,
протокол № 1

Составитель канд. биол. наук, доц. И. А. Лисовая

Рецензент канд. техн. наук, доц. М. Н. Миронова

В методических рекомендациях рассмотрены классификации неорганических соединений по составу и по химическим свойствам. Изложены основные характеристики (состав, классификация, номенклатура, физические и химические свойства, способы получения) важнейших классов неорганических соединений.

Учебно-методическое издание

ХИМИЯ

Ответственный за выпуск	Д. И. Якубович
Корректор	А. А. Подошевко
Компьютерная верстка	Е. В. Ковалевская

Подписано в печать . Формат 60×84/16. Бумага офсетная. Гарнитура Таймс.
Печать трафаретная. Усл. печ. л. . Уч.-изд. л. . Тираж 66 экз. Заказ №

Издатель и полиграфическое исполнение:
Межгосударственное образовательное учреждение высшего образования
«Белорусско-Российский университет».
Свидетельство о государственной регистрации издателя,
изготовителя, распространителя печатных изданий
№ 1/156 от 07.03. 2019.
Пр-т Мира, 43, 212000, Могилев.

© Белорусско-Российский
университет, 2020

Содержание

Введение	4
1 Бинарные соединения	5
2 Оксиды	5
2.1 Классификация и номенклатура оксидов	5
2.2 Получение оксидов	6
3 Гидроксиды	8
3.1 Основания	8
3.2 Кислоты	10
3.3 Амфотерные гидроксиды	12
4 Соли	13
4.1 Определение. Классификация. Номенклатура	13
4.2 Химические свойства средних солей	14
4.3 Получение средних солей	14
Список литературы.	15

Введение

Все вещества делятся на *простые* и *сложные*. Простые вещества состоят из одного элемента, в состав сложных входит два или более элемента. Простые вещества условно делят на *металлы* и *неметаллы*.

Металлы отличаются характерным металлическим блеском, ковкостью, тягучестью, могут прокатываться в листы или вытягиваться в проволоку, обладают хорошей тепло- и электропроводностью. При комнатной температуре все металлы (кроме ртути) находятся в твердом состоянии.

Неметаллы не обладают характерным для металлов блеском, хрупки, плохо проводят теплоту и электричество. Некоторые из них при обычных условиях газообразны.

Сложные вещества в зависимости от атомарной природы изучаемого вещества, типов химической связи между атомами делят на органические, неорганические и элементоорганические.

Неорганическая химия охватывает химию всех элементов периодической системы. Неорганические вещества разделяются на классы либо по составу (двухэлементные или бинарные соединения и многоэлементные соединения; кислородсодержащие, азотсодержащие и т. д.), либо по химическим свойствам, т. е. по их функциональным признакам (кислотно-основным, окислительно-восстановительным и т. д.).

1 Бинарные соединения

К важнейшим бинарным соединениям относятся любые соединения только двух различных элементов. Например, бинарными соединениями азота и кислорода являются N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 ; бинарными соединениями меди и серы – Cu_2S , CuS , CuS_2 . В формулах бинарных соединений металлы всегда предшествуют неметаллам: $SnCl_2$, AlN .

Бинарные соединения подразделяются на классы в зависимости от типа неметалла (таблица 1).

Таблица 1 – Классификация бинарных соединений по типу неметалла

Класс	Неметалл	Пример формулы	Название
Галогениды	F, Cl, Br, I	$NaCl$	Хлорид натрия
Оксиды	O	FeO	Оксид железа (II)
Сульфиды	S	ZnS	Сульфид цинка
Нитриды	N	Li_3N	Нитрид лития
Гидриды	H	CaH_2	Гидрид кальция
Карбиды	C	SiC	Карбид кремния
Бориды	B	Mg_3B_2	Борид магния

Их названия образуются от латинского корня названия неметалла с окончанием «ид» и русского названия менее электроотрицательного элемента в родительном падеже (см. таблицу 1). Если менее электроотрицательный элемент может находиться в разных окислительных состояниях, то после его названия в скобках указывают римскими цифрами степень окисления. Так, Cu_2O – оксид меди (I), CuO – оксид меди (II), CO – оксид углерода (II), CO_2 – оксид углерода (IV), SF_6 – фторид серы (VI).

По химическим свойствам неорганические соединения можно разделить на оксиды, гидроксиды и соли.

2 Оксиды

Оксиды – соединения, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород в степени окисления 2.

Например, CaO – оксид кальция, SO_3 – оксид серы (VI).

2.1 Классификация и номенклатура оксидов

По функциональным признакам оксиды подразделяются на *солеобразующие* и *несолеобразующие (безразличные)*. Солеобразующие оксиды, в свою очередь, делятся на *основные, кислотные и амфотерные* (таблица 2).

Таблица 2 – Классификация солеобразующих оксидов по их кислотно-основному характеру

Солеобразующие оксиды		
основные	амфотерные	кислотные
Гидраты* основных оксидов – основания	Гидраты амфотерных оксидов – амфотерные гидроксиды	Гидраты кислотных оксидов – кислоты
<p>Основные оксиды образованы металлами, причем степень окисления металла в оксиде, как правило, равна +1 или +2.</p> <p>Na₂O, MgO, MnO</p> <p>Существуют исключения, например: BeO, ZnO, SnO (относятся к амфотерным оксидам)</p>	<p>Амфотерные оксиды образованы металлами, причем степень окисления металла в оксиде равна +3 или +4.</p> <p>Al₂O₃, Cr₂O₃, MnO₂</p> <p>Исключение: BeO, ZnO, SnO – амфотерные оксиды</p>	<p>Кислотные оксиды образованы:</p> <p>неметаллами</p> <p>P₂O₅, CO₂, SO₃</p> <p>металлами, причем степень окисления металла в оксиде равна +5, +6, +7</p> <p>V₂O₅, CrO₃, Mn₂O₇</p>
<p><i>Примечание</i> – * – гидраты – продукты соединения с водой, получаемые присоединением воды к данному веществу прямо или косвенно</p>		

Иногда оксиды металлов, в которых степень окисления металла равна +2, являются амфотерными, например: BeO, ZnO, SnO, PbO.

В то же время некоторые оксиды, в которых степень окисления металла равна +3, являются основными, например: Y₂O₃, La₂O₃.

Несолеобразующие (безразличные) оксиды не имеют соответствующих гидратов, которые бы являлись кислотами или основаниями. Примеры: NO, N₂O, CO, SiO.

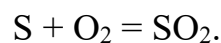
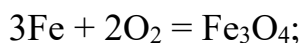
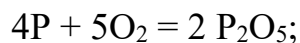
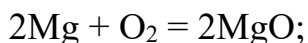
Такие оксиды не проявляют ни кислотных, ни основных свойств.

Номенклатура оксидов соответствует номенклатуре бинарных соединений (см. раздел 1).

Химические свойства оксидов рассмотрены в таблице 3.

2.2 Получение оксидов

1 Горение простых веществ.

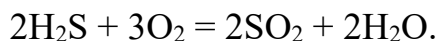
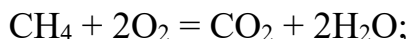


Непосредственно с O₂ не соединяются благородные газы (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn), галогены (F₂, Cl₂, Br₂, I₂), а также золото и платина.

Таблица 3 – Химические свойства солеобразующих оксидов

Солеобразующие оксиды	
основные	амфотерные
Реакции соединения с водой (процесс гидратации)	
<p>С водой реагируют оксиды щелочных и щелочно-земельных металлов (Li₂O, Na₂O, K₂O, Rb₂O, Cs₂O, CaO, SrO, BaO). В результате образуются щелочи:</p> $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{LiOH}$ $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$	<p>Амфотерные оксиды с водой не реагируют</p> <p>Кислотные оксиды реагируют с водой. Образуются кислоты:</p> $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4$ $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3$ $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HClO}_4.$ <p>Исключение: SiO₂ с водой не реагирует</p>
Реакции образования солей	
<p>Основные оксиды реагируют с кислотами с образованием соли и воды:</p> $\text{MgO} + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{S} = \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{BaO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	<p>Амфотерные оксиды реагируют как с кислотами, так и со щелочами с образованием солей и воды:</p> $\text{ZnO} + 2\text{HNO}_3 = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}.$ <p>Цинк – в катионной форме.</p> $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} \xrightarrow{\text{сплав}} \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}.$ <p>Цинк входит в состав аниона кислотного остатка цинката натрия</p>
Основные и кислотные оксиды реагируют друг с другом с образованием солей	
<p>Основные оксиды взаимодействуют с кислотными оксидами:</p> $\text{BaO} + \text{P}_2\text{O}_5 = \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$	<p>Кислотные оксиды реагируют с основаниями с образованием солей и воды:</p> $\text{CO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = (\text{CuOH})_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
<p>Основные оксиды взаимодействуют с кислотными оксидами:</p> $\text{BaO} + \text{P}_2\text{O}_5 = \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$	<p>Кислотные оксиды взаимодействуют с основными оксидами:</p> $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{Na}_2\text{O} = 2\text{NaNO}_3$

2 Горение сложных веществ.



3 Разложение сложных веществ при нагревании.



3 Гидроксиды

Гидроксиды – неорганические соединения того или иного элемента с кислородом и водородом. В гидроксиде, как правило, водород связан с кислородом (связь O–H), в отдельных случаях водород может соединяться непосредственно с атомами данного элемента. Гидроксиды можно рассматривать как продукты соединения (прямого или косвенного) соответствующих оксидов с водой, хотя значительная часть оксидов с водой непосредственно не взаимодействует.

Гидроксиды могут быть основными (основания), кислотными (кислородсодержащие кислоты) и амфотерными.

3.1 Основания

Основания – это сложные соединения, состоящие, как правило, из металла и одной или нескольких гидроксильных групп. Основания при диссоциации в водных растворах дают только один вид анионов – гидроксид-анионы OH^- .



3.1.1 Номенклатура и классификация оснований.

Названия основных гидроксидов составляются из слова «гидроксид» и русского названия элемента в родительном падеже. Например, LiOH – гидроксид лития, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – гидроксид кальция. Если атомы металлов, входящих в состав оснований, имеют переменную степень окисления (валентность), то в круглых скобках римскими цифрами указывается степень окисления (валентность) атома данного элемента: $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – гидроксид железа (II), $\text{Cr}(\text{OH})_2$ – гидроксид хрома (II).

Классификация оснований рассмотрена в таблице 4.

Таблица 4 – Классификация оснований по различным критериям

Деление оснований на группы	
1 По растворимости в воде*	
Растворимые в воде основания (щелочи) образованы щелочными и щелочно-земельными металлами: LiOH, NaOH, CsOH, Sr(OH) ₂ , KOH, RbOH, Ba(OH) ₂ , Ra(OH) ₂	Нерастворимые основания, которые не относятся к растворимым (например, Cu(OH) ₂ , Mn(OH) ₂ и т. д.)
2 По количеству гидроксогрупп в формульной единице	
Число гидроксильных групп, способных обмениваться на кислотный остаток, определяет кислотность основания	
Однокислотные: LiOH, KOH, NaOH, RbOH, CsOH, а также гидроксид аммония NH ₄ OH	Многокислотные: Ba(OH) ₂ , Mn(OH) ₂ , La(OH) ₃
3 По степени электролитической диссоциации	
Сильные основания, образованные элементами s-семейства, кроме Be и Mg: LiOH, NaOH, KOH, Ba(OH) ₂ , Ca(OH) ₂	Слабые основания, не относящиеся к сильным, а также NH ₄ OH
<i>Примечание</i> – * – растворимое основание NH ₄ OH является слабым основанием, тогда как Ca(OH) ₂ относится к малорастворимым соединениям, но является сильным основанием	

3.1.2 Химические свойства оснований.

Свойства оснований обусловлены наличием ионов OH⁻. В свойствах щелочей и нерастворимых в воде оснований имеются отличия, однако общим свойством является реакция взаимодействия с кислотами. Химические свойства оснований представлены в таблице 5.

Таблица 5 – Химические свойства оснований

Щелочи	Нерастворимые основания
Все основания реагируют с кислотами (реакция нейтрализации)	
$2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{Cr}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CrCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
Основания реагируют с кислотными оксидами с образованием соли и воды: $6\text{KOH} + \text{P}_2\text{O}_5 = 2\text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$	
Щелочи реагируют с растворами солей, если один из продуктов реакции <i>выпадает в осадок</i> (т. е. если образуется нерастворимое соединение): $\text{CuSO}_4 + 2\text{KOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$ $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = 2\text{NaOH} + \text{BaSO}_4\downarrow$	Нерастворимые в воде основания и амфотерные гидроксиды разлагаются при нагревании на соответствующий оксид и воду: $\text{Mn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MnO} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
Щелочи можно обнаружить индикатором. В щелочной среде: лакмус – синий, фенолфталеин – малиновый, метиловый оранжевый – желтый	–

3.2 Кислоты

Кислоты – это вещества, состоящие из атомов водорода и кислотного остатка. При диссоциации в водных растворах дают только один вид катионов – катионы водорода H^+ :



3.2.1 Классификация и номенклатура кислот.

Классификация кислот **по содержанию кислорода**:

– бескислородные: например, HCl , HBr , HI , H_2S , HCN ;

– кислородсодержащие: например, H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4 .

Классификация кислот по числу атомов водорода в молекуле кислоты, способных замещаться атомами металлов (**по основности**):

– одноосновные: HCl , HBr , HI , HNO_3 ;

– двухосновные: H_2SO_4 , H_2SO_3 , H_2CO_3 , H_2S ;

– трехосновные: H_3PO_4 , H_3AsO_4 .

Номенклатура кислот представлена в таблице 6.

Таблица 6 – Важнейшие кислоты и кислотные остатки

Кислота		Кислотный остаток	
Название	Формула	Название	Формула
Марганцовая	$HMnO_4$	Перманганат	MnO_4^-
Азотная	HNO_3	Нитрат	NO_3^-
Азотистая	HNO_2	Нитрит	NO_2^-
Фосфорная	H_3PO_4	Фосфат	PO_4^{3-}
Фосфористая	H_3PO_3	Фосфит	PO_3^{3-}
Серная	H_2SO_4	Сульфат	SO_4^{2-}
Сернистая	H_2SO_3	Сульфит	SO_3^{2-}
Сероводородная	H_2S	Сульфид	S^{2-}
Родановодородная	$HCNS$	Роданид	CNS^-
Угльная	H_2CO_3	Карбонат	CO_3^{2-}
Кремниевая	H_2SiO_3	Силикат	SiO_3^{2-}
Уксусная	CH_3COOH	Ацетат	CH_3COO^-
Хлороводородная (соляная)	HCl	Хлорид	Cl^-

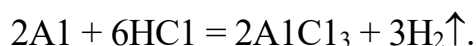
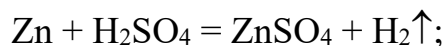
3.2.2 Химические свойства кислот.

3.2.2.1 Реакции с металлами.

Электрохимический ряд напряжений металлов

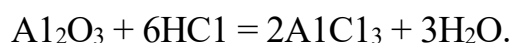
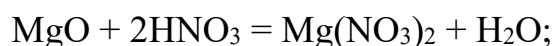
Li K Ca Ba Na Mg Al Zn Cr Fe Ni Sn Pb (H_2) Cu Ag Pt Au

Металлы, расположенные в электрохимическом ряду напряжений металлов до H_2 , вытесняют водород из растворов кислот-неокислителей (HCl , HBr , HI , H_2SO_4 разбавленная). Происходит реакция замещения, образуется соль и водород. Металлы, расположенные в ряду напряжений после H_2 , с кислотами-неокислителями не реагируют.

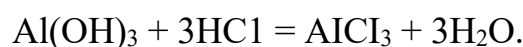
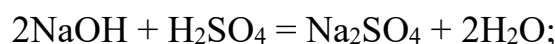


$\text{Cu} + \text{HCl} \not\rightarrow$ (реакция не идет, т. к. медь расположена в ряду напряжений металлов после водорода).

3.2.2.2 Реакции с основными и амфотерными оксидами завершаются образованием соли и воды:



3.2.2.3 Реакции с основаниями и амфотерными гидроксидами протекают с образованием соли и воды:

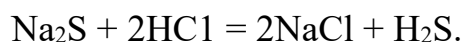


Реакция сильных кислот с сильными основаниями – *нейтрализация*.

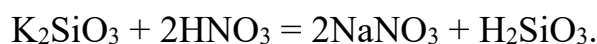
3.2.2.4 Реакции с солями.

Слабые кислоты могут быть вытеснены из солей сильными кислотами.

Например, сильная соляная кислота HCl вытесняет слабую сероводородную кислоту H_2S :



Сильная азотная кислота HNO_3 вытесняет слабую H_2SiO_3 . Последняя выпадает в осадок, т. к. она нерастворима в воде:

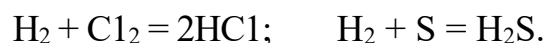


3.2.2.5 Кислоты можно обнаружить индикаторами. Лакмус в кислой среде – красный, метиловый оранжевый – красный, фенолфталеин – бесцветный.

3.2.3 Получение кислот.

3.2.3.1 Получение бескислородных кислот.

Бескислородные кислоты, состоящие из двух элементов, могут быть получены синтезом простых веществ:



3.2.3.2 Получение кислородсодержащих кислот.

Кислородсодержащие кислоты могут быть получены гидратацией соответствующих кислотных оксидов:



3.3 Амфотерные гидроксиды

Амфотерные гидроксиды – гидроксиды, проявляющие как основные, так и кислотные свойства, т. е. реагирующие, соответственно, с кислотами и со щелочами. Амфотерному оксиду соответствует амфотерный гидроксид: например, $\text{ZnO} - \text{Zn}(\text{OH})_2$ или H_2ZnO_2 ; $\text{Al}_2\text{O}_3 - \text{Al}(\text{OH})_3$ или H_3AlO_3 (HAlO_2).

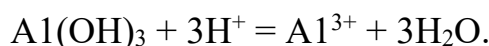
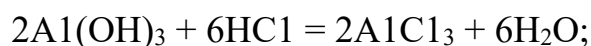
Амфотерные гидроксиды, как правило, нерастворимы в воде. И основные, и кислотные свойства таких гидроксидов выражены слабо, они одновременно являются и слабыми кислотами, и слабыми основаниями.

Амфотерными являются следующие оксиды элементов *главных* подгрупп: BeO , Al_2O_3 , Ga_2O_3 , GeO_2 , SnO , SnO_2 , PbO . Амфотерными гидроксидами являются следующие гидроксиды элементов *главных* подгрупп: $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Ga}(\text{OH})_3$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$ и т. д.

Рассмотрим амфотерные свойства гидроксидов на примере соединений алюминия.

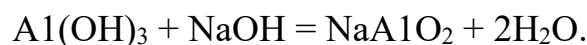
Гидроксид алюминия проявляет амфотерные свойства, реагирует как с основаниями, так и с кислотами и образует два ряда солей:

1) в которых элемент Al находится в форме катиона:



В этой реакции $\text{Al}(\text{OH})_3$ выполняет функцию основания, образуя соль, в которой алюминий является катионом Al^{3+} ;

2) в которых элемент Al входит в состав аниона (алюминаты):

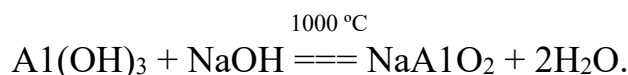


В этой реакции $\text{Al}(\text{OH})_3$ выполняет функцию кислоты, образуя соль, в которой алюминий входит в состав аниона AlO_2^- .

При растворении $\text{Al}(\text{OH})_3$ в избытке щелочи образуется тетрагидроксоалюминат натрия:



При спекании реагентов образуется метаалюминат натрия:



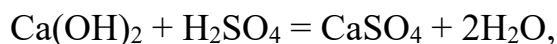
4 Соли

4.1 Определение. Классификация. Номенклатура

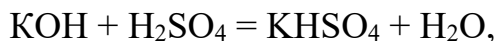
К *солям* относятся вещества, состоящие из катионов металла (аммония) и кислотного остатка, диссоциирующие в водных растворах с образованием, соответственно, катионов металлов и анионов кислотного остатка. Например,



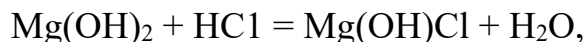
Соли можно рассматривать как продукты замещения атомов водорода в кислоте атомами металлов (или группами атомов, например, группой атомов NH_4) или как продукты замещения гидроксогрупп в основном гидроксиде кислотными остатками. При полном замещении получают *средние* (или *нормальные*) соли. При неполном замещении водорода кислоты получают *кислые* соли, при неполном замещении гидроксогрупп основания – *основные* соли. Ясно, что кислые соли могут быть образованы только кислотами, основность которых равна двум или больше, а основные соли – гидроксидами, содержащими не менее двух гидроксогрупп. Примеры образования солей:



где CaSO_4 (сульфат кальция) – средняя соль;



где KHSO_4 (гидросульфат калия) – кислая соль;



где $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$ (хлорид гидроксомагния) – основная соль.

Соли, образованные двумя металлами и одной кислотой, называются *двойными* солями; соли, образованные одним металлом и двумя кислотами, – *смешанными* солями. Примером двойной соли может служить сульфат калия-алюминия (алюмокалиевые квасцы) $\text{KA}1(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$. К смешанным солям относится, например, хлорид-гипохлорит кальция $\text{CaCl}(\text{OCl})$ (или CaOCl_2) – кальциевая соль соляной (HCl) и хлорноватистой (HOCl) кислот.

В состав *комплексных* солей входят сложные (комплексные) ионы.

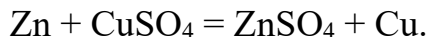
Названия *кислых* солей составляют так же, как и для средних, но при этом к аниону добавляют приставку «гидро», указывающую на наличие незамещенных атомов водорода, число которых обозначают греческими числительными (ди, три и т. д.). Например: $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$ – гидрокарбонат бария, NaH_2PO_4 – дигидрофосфат натрия.

Названия *основных* солей также составляют подобно названию средних солей, но при этом к катиону добавляют приставку «гидроксо», указывающую на наличие незамещенных гидроксогрупп. Например: FeOHCl – хлорид гидроксожелеза (II), $(\text{NiOH})_2\text{SO}_4$ – сульфат гидроксоникеля (II), $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ – нитрат дигидроксоалюминия.

4.2 Химические свойства средних солей

4.2.1 Соли взаимодействуют с металлами.

Более активные металлы (более активные восстановители) вытесняют менее активные из растворов их солей:



Активность металла в данном случае определяется по его положению в электрохимическом ряду напряжений металлов:

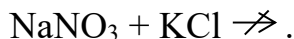
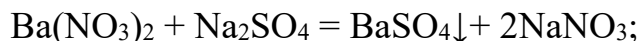


Медь находится в ряду напряжений *после* цинка, реакция с образованием цинка не идет.

4.2.2 Растворы солей реагируют со щелочами. Данные реакции рассматривались в п. 3.1.2.

4.2.3 Соли реагируют с кислотами. Данные реакции рассматривались в п. 3.2.2.4.

4.2.4 Растворы солей реагируют друг с другом, если в результате реакции выпадает осадок (образуется нерастворимая соль):



Реакция не идет, т. к. не образуется осадка в результате реакции.

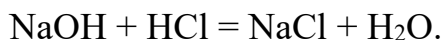
4.2.5 Некоторые соли разлагаются при нагревании.

В основном при нагревании разлагаются соли летучих кислот, например карбонаты (кроме карбонатов щелочных металлов) с образованием углекислого газа и оксида металла:

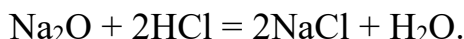


4.3 Получение средних солей

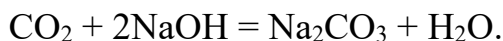
1 Реакция взаимодействия оснований с кислотами



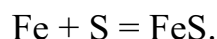
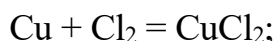
2 Реакция основного оксида и кислоты



3 Реакция кислотного оксида со щелочью

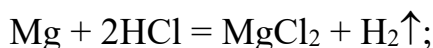


4 Реакция металла с неметаллом (получение солей бескислородных кислот). Например,

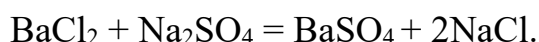


5 Получение одних солей из других:

– по реакции замещения



– по реакции обмена



Вопросы и упражнения для самопроверки

1 Охарактеризуйте основные классы неорганических соединений.

2 Охарактеризуйте химические свойства основных, кислотных, амфотерных оксидов.

3 Какие из перечисленных ниже оксидов способны взаимодействовать с кислотами: Cr_2O_3 , ZnO , N_2O , CaO , P_2O_5 , CO_2 , SiO_2 , MgO , Fe_2O_3 , Al_2O_3 ? Составьте соответствующие уравнения реакций их взаимодействия с соляной кислотой.

4 Какие из перечисленных ниже оксидов взаимодействуют со щелочами: CrO_3 , ZnO , P_2O_5 , SiO_2 , NiO , SO_3 , BaO , BeO ? Составьте соответствующие уравнения реакций их взаимодействия с гидроксидом калия.

5 Какие соли называют средними, кислыми, основными? Какие из перечисленных солей относятся к средним, кислым, основным: Na_2HPO_4 , $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$, CaHPO_4 , $(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, Na_2CO_3 , ZnOHCl , KH_2PO_4 ? Назовите эти соли.

6 Составьте уравнения реакций между соответствующими кислотами и основаниями, приводящих к образованию следующих солей: Na_2S , K_2HSO_4 , Na_2HPO_4 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, MgOHCl , MgCl_2 , CuSO_4 .

7 Запишите формулы следующих соединений: дигидрофосфат натрия, гидрокарбонат кальция, нитрат дигидроксоалюминия, хлорид дигидроксожелеза (III), оксид фосфора (V), оксид хрома (III), перманганат калия, сульфид меди (I), оксид железа (III).

Список литературы

1 **Иванов, В. Г.** Неорганическая химия. Краткий курс / В. Г. Иванов, О. Н. Гева. – Москва: КУРС; ИНФРА-М, 2019. – 256 с.

2 **Мартынова, Т. В.** Неорганическая химия: учебник / Т. В. Мартынова, И. И. Супоницкая, Ю. С. Агеева. – Москва: ИНФРА-М, 2018. – 336 с.