

Министерство образования и науки Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования

**Санкт-Петербургский государственный технологический
университет растительных полимеров**

И.С.Михайлова, Д.Л.Хотемлянская Н.В.Павлова

Классы неорганических соединений

Учебное пособие

Санкт-Петербург
2009

Федеральное агентство по образованию

Государственное образовательное учреждение высшего
профессионального образования
САНКТ-ПЕТЕРБУРГСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНОЛОГИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ
РАСТИТЕЛЬНЫХ ПОЛИМЕРОВ

И.С.Михайлова, Д.Л.Хотемлянская
Н.В.Павлова

Классы неорганических соединений
Учебное пособие

Санкт-Петербург
2009

УДК 546 (075)

ББК 24.12

М 690

Михайлова И.С., Хотемлянская Д.Л., Павлова Н.В. Классы неорганических соединений: учебное пособие / ГОУВПО СПбГТУРП.-СПб., 2009 - 48 с.

Учебное пособие предназначено для студентов I курса нехимических специальностей. Пособие составлено в соответствии с разработанными программами по общей химии, а именно, раздела общей химии «Классы неорганических соединений». Содержит варианты типовых задания по данной теме общей химии. Пособие позволит каждому учащемуся расширить свои знания в решении заданий.

Рецензенты: канд. хим. наук, доцент кафедры аналитической химии СПб ГТУРП Г.Ф.Пругло; канд. хим. наук, нач. лаб. ФГУП РНЦ «Прикладная химия» Н.Г. Зубрицкая.

Рекомендовано к изданию Редакционно-издательским советом университета в качестве учебного пособия.

Редактор и корректор Т.А.Смирнова

Техн. редактор Л.Я.Титова

Темплан 2009 г., поз. 94

Подп. к печати 14.09.09. Формат 60x84/16. Бумага тип. № 3.

Печать офсетная. Объем 3,25 печ.л., 3,25 уч.-изд.л. Тираж 200 экз.

Изд. № 94. Цена "С." Заказ 2152

Ризограф ГОУВПО Санкт-Петербургского государственного технологического университета растительных полимеров, 198095, СПб., ул.Ивана Черных, 4

- © ГОУВПО Санкт-Петербургский государственный технологический университет растительных полимеров, 2009
- © Михайлова И.С., Хотемлянская Д.Л., Павлова Н.В., 2009

Введение

Классы неорганических соединений являются основополагающим материалом в курсе изучения общей и неорганической химии. Классификация веществ облегчает изучение и систематизирует все многообразие неорганических соединений в природе. Зная особенности строения классов химических соединений, можно охарактеризовать свойства отдельных их представителей.

Как правило, тема «классы неорганических соединений» – часть курса общей и неорганической химии недостаточно отрабатывается учащимися в курсе школьной программы. Это приводит к тому, что студенты I курса как химических, так и нехимических специальностей не готовы воспринимать более сложный материал, предлагаемый для изучения в вузе.

Настоящее учебное пособие ставит своей целью помочь студентам восполнить недостающие знания и в полной мере овладеть представленным материалом.

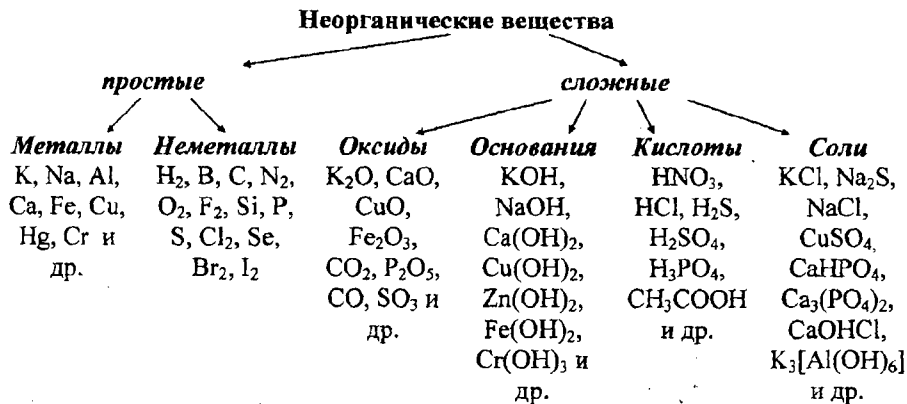
Учебное пособие отражает все нюансы, связанные со строением, получением, номенклатурой и химическими свойствами неорганических соединений: оксидов, оснований, кислот и солей. Авторами представлены также тривиальные названия некоторых соединений, качественные реакции на ионы, названия наиболее распространенных минералов с формулой основного вещества.

Пособие предназначено для студентов I курса всех специальностей очной и заочной форм обучения.

1. Классы неорганических соединений

Все неорганические соединения по общности их состава и свойств объединяются в следующие основные классы: оксиды, гидроксиды (кислоты и основания), соли (средние, кислые и основные).

Формулы соединений составляются исходя из характеристики элементов, входящих в их состав, а именно – степени окисления. Эта характеристика однозначно связана с положением элемента в Периодической системе Д.И.Менделеева.



1.1. Степени окисления элементов в зависимости от положения элементов в Периодической системе

Степень окисления – это условная характеристика элемента, позволяющая легко составлять формулы типичных его соединений. Эта величина возникла из предположения о том, что молекулы всех неорганических соединений состоят из положительно и отрицательно заряженных частиц. Алгебраическая сумма зарядов всех частиц равна нулю, т.е. молекула в целом является электрически нейтральной частицей. Степень окисления водорода принята равной +1. Так как водород образует с кислородом соединение, состоящее из двух атомов этого элемента и одного атома кислорода, то степень окисления кислорода равна -2. Степени окисления любых других элементов также достаточно легко вычислить, поскольку они образуют соединения с водородом или кислородом. Например, если некий элемент образует с кислородом соединение, содержащее два атома кислорода на каждый атом этого элемента, то его степень окисления равна +4,

если на каждый атом элемента приходится три атома кислорода, то степень окисления этого элемента равна +6 и т.д.

Для элементов главных подгрупп Периодической системы существует однозначная связь между возможными степенями окисления и положением элемента в таблице Периодического закона. Для элементов I – VII групп высшая степень окисления элементов, равная номеру группы.

- Для элементов IV – VII групп существует промежуточная положительная степень окисления, на 2 единицы меньше высшей степени окисления.
- Для элементов IV – VII групп существует отрицательная степень окисления, равная разности между номером группы и числом 8.

Исключениями из этих правил являются кислород и фтор. Как было сказано выше, степень окисления кислорода принята равной -2; фтор, в отличие от других элементов VII группы не имеет положительных степеней окисления. Кроме того, другие элементы VII группы – хлор, бром и йод – имеют дополнительно степени окисления +1 и +3.

Типичные степени окисления элементов главных и побочных подгрупп Периодической системы элементов Д.И.Менделеева.

Таблица 1

| Главные подгруппы | | | | | | | |
|--------------------------|----------------------------|--|---|--|---|--|--------------------------------|
| I | II | III | IV | V | VI | VII | VIII |
| +1 (Э ₂ O) | +2 (ЭO) | +3 (Э ₂ O ₃) | +4 (ЭO ₂) +2(ЭO) -4(ЭН ₄) | +5(Э ₂ O ₅) +3(Э ₂ O ₃) -3(ЭН ₃) | +6 (ЭO ₃) +4(ЭO ₂) -2(Н ₂ Э) | +7(Э ₂ O ₇) +5(Э ₂ O ₅) +3(Э ₂ O ₃) +1(Э ₂ O) -1(НЭ) | |
| Побочные подгруппы | | | | | | | |
| Cu: +1, +2 | +2 (для всех элементов) | +3 (для всех элементов в) | +4, +2 (для всех элементов) | +5, +3 (для всех элементов) | Cr: +2, +3, +6 | Mn: +2, +4, +6, +7 | Fe, Co, Ni: +2, +3 |
| Ag: +1 | | | | | | | |
| Au: +1, +3 | | | | | | | |

Обратите внимание на то, что металлы не имеют отрицательной степени окисления.

2. Составление эмпирических и графических формул неорганических соединений

Формулой химического соединения называется условная запись, отражающая его состав, содержащая указания на его свойства и строение.

Химические элементы в этой записи обозначаются символами, соответствующими названиям элементов. Число атомов одного элемента в формуле указывается в виде подстрочного цифрового индекса. Такие формулы называются *эмпирическими*.

Формулы, в которых указана последовательность соединения элементов в молекуле, называются *графическими*.

2.1 Определение и классификация оксидов

Оксиды – это сложные вещества, состоящие из двух элементов один из которых кислород в степени окисления всегда равной -2, а другой элемент (Э) – металл или неметалл.

$\text{Э}_2^{+n}\text{O}_n^{-2}$ – общая формула оксидов, где n – степень окисления элемента, -2 – степень окисления кислорода, Э – обозначается любой элемент.

Названия оксидов. Согласно международной номенклатуре, названия оксидов образуются из латинского корня названия элемента с большей электроотрицательностью с окончанием – *ид* и русского названия элемента с меньшей относительной электроотрицательностью в родительном падеже. Если элемент образует несколько оксидов, то в их названиях указывается степень окисления элемента римской цифрой в скобках сразу после названия.

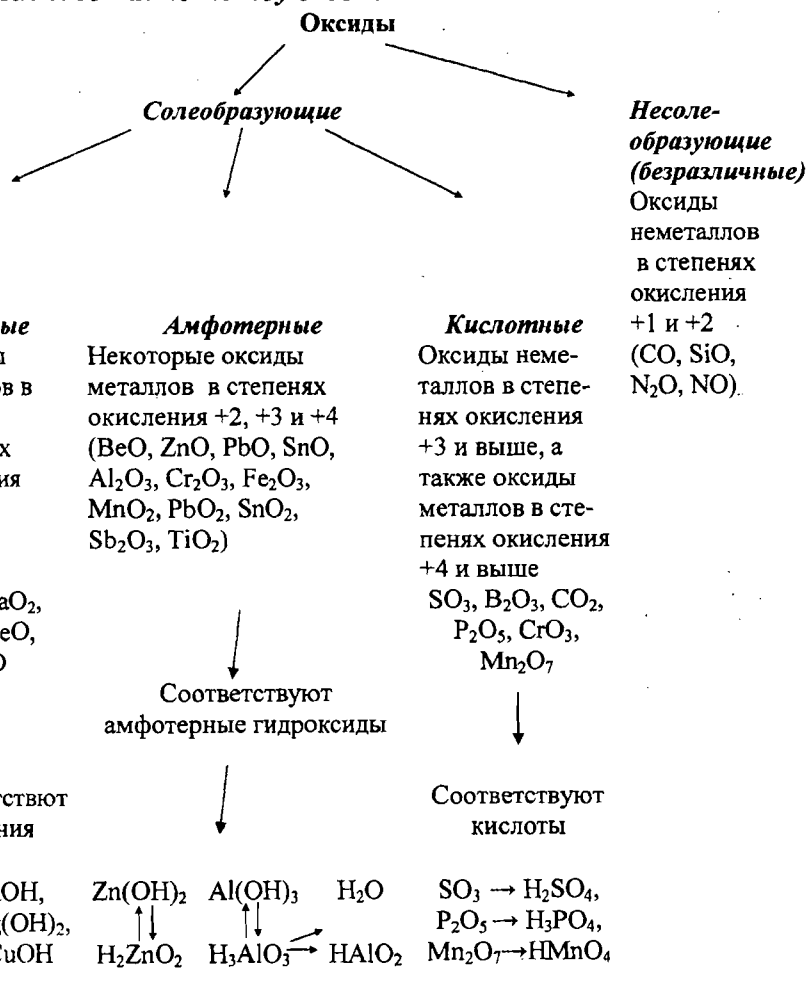
CO – оксид углерода (II), NO – оксид азота (II), N₂O₅ – оксид азота (V), Fe₂O₃ – оксид железа (III), CrO₃ – оксид хрома (VI), Mn₂O₇ – оксид марганца (VII).

Эмпирические формулы (формулы, отражающие только состав соединения) оксидов составляются, исходя из возможных степеней окисления элементов и условия электронейтральности молекул. Например, для элементов V группы, имеющих степени окисления +5 и +3, оксиды имеют формулы Э₂O₅ и Э₂O₃. Для элементов III группы, имеющих только одну степень окисления +3, формула оксидов — Э₂O₃. Элементы VI группы имеют оксиды общей формулы ЭO₃ и ЭO₂.

Графические формулы, кроме состава соединений, отражают также порядок соединения элементов в молекуле. При написании таких формул элементы соединяют между собой черточками, общее число которых равно числу электронных пар, участвующих в образовании химической связи (степени окисления элемента).

Например, для оксидов состава Э₂O графическая формула записывается так: Э — О — Э, для оксидов ЭO соответственно Э = O, для оксидов состава Э₂O₃: O = Э - O - Э = O.

Обратите внимание на то, что в графической формуле соединений атомы элементов в положительных степенях окисления нельзя соединять между собой!



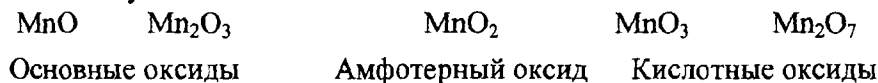
Солеобразующие оксиды (кислотные, основные, амфотерные) образуют соли при взаимодействии с кислотами или щелочами.

Несолеобразующие оксиды не образуют солей, безразличны к кислотам и щелочам.

Увеличение степени окисления неметалла приводит к изменению свойств его оксида от несолеобразующего к кислотному, так например:



Увеличение степени окисления металла приводит к изменению свойств его оксида от основного к амфотерному и дальше – к кислотному.

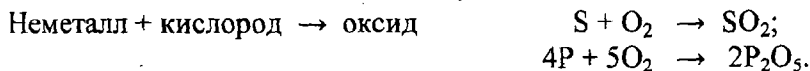
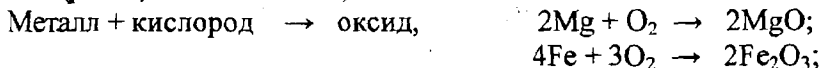


Амфотерные свойства проявляют, как правило, соединения, содержащие элементы в промежуточной степени окисления

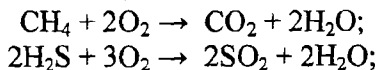
Получение оксидов:

Оксиды образуют почти все химические элементы. Не получены до настоящего времени только оксиды трех элементов – гелия, неона и аргона.

1. Окисление кислородом (горение) простых веществ
(*реакции соединения*):



2. Горение сложных веществ:

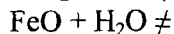
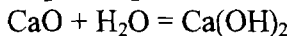
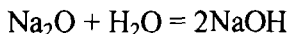


3. Разложение сложных веществ (*реакция разложения*):

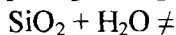
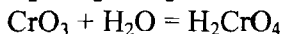
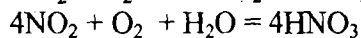
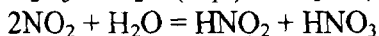
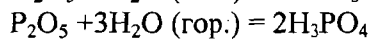
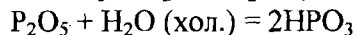
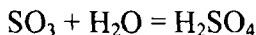
| | |
|-----------|---|
| Солей | $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$ |
| Оснований | $2Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 + 3H_2O$ |
| Кислот | $2HNO_3 \rightarrow N_2O_5 + H_2O$ |
| Оксидов | $4CrO_3 \rightarrow 2Cr_2O_3 + 3O_2$ |

Химические свойства оксидов:

1. Основные и кислотные оксиды растворяются в воде в том случае, если в результате реакции образуются растворимые в воде основания и кислоты:

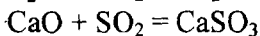
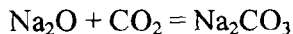


С водой взаимодействуют оксиды щелочных и щелочно-земельных металлов

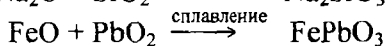
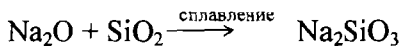


С водой взаимодействуют кислотные оксиды, которым соответствуют растворимые кислоты

2. Основные и кислотные оксиды взаимодействуют между собой:

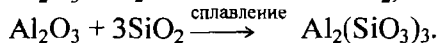
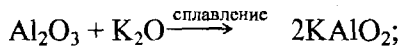
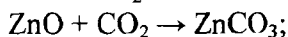
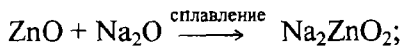


Если кислотный оксид газообразный, реакция идет при комнатной температуре

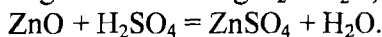
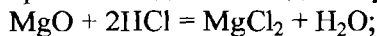


Если кислотный оксид, не растворим в воде, реакция идет при нагревании (сплавление)

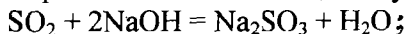
3. Амфотерные оксиды взаимодействуют как с основными, так и с кислотными оксидами:

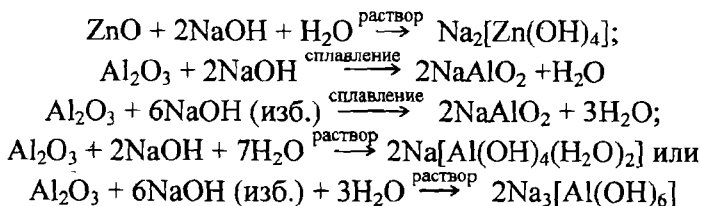


4. Основные и амфотерные оксиды взаимодействуют с кислотами:



5. Кислотные и амфотерные оксиды взаимодействуют со щелочами:





2.2. Гидроксиды

Сложные химические соединения, которые могут быть получены при взаимодействии оксида элемента (металла, неметалла) с водой.

Составить формулу гидроксида (основания или кислоты) можно из оксида металла и воды.

Например: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$

CaO

+

$\frac{\text{H}_2\text{O}}{\text{CaH}_2\text{O}_2}$

CaH₂O₂

В графической формуле гидроксидов водород связывают с центральным атомом через кислород:



Эмпирическая формула гидроксида кальция имеет вид $\text{Ca}(\text{OH})_2$

Аналогичным образом можно составить эмпирические формулы гидроксидов неметаллов (кислот).

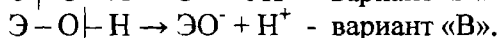
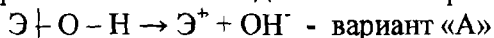
SO₂

+

$\frac{\text{H}_2\text{O}}{\text{H}_2\text{SO}_3}$

H₂SO₃

Химическое поведение гидроксидов определяется наличием в их молекулах гидроксиогрупп. В зависимости от принадлежности центрального атома к металлам или неметаллам, а также от его степени окисления, гидроксиды могут проявлять свои свойства путем отщепления гидроксиогрупп, в виде отрицательного иона (OH⁻) – вариант «А» или в виде иона H⁺ – вариант «В»:



Притом, чем выше степень окисления центрального атома, тем легче гидроксид способен отщеплять ион водорода (вариант «В»).

Как правило, гидроксиды, содержащие элементы в высоких степенях окисления (+4 и более) проявляют свойства только *кислот*, для гидроксидов металлов более характерны свойства *оснований*.

Однако, гидроксиды некоторых металлов, находящихся в Периодической таблице на границе между металлами и неметаллами, способны проявлять как свойства кислот, так и свойства оснований. Такие гидроксиды называют *амфотерными*.

2.2.1. Основания. Определение и классификация

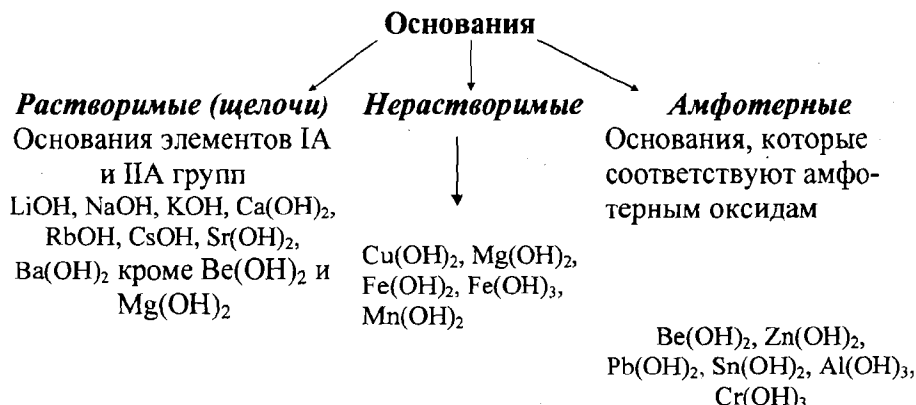
Основания – это сложные вещества, расплавы или растворы которых при диссоциации образуют катионы металлов (или аммония NH_4^+) и гидроксид-анионы OH^- .

$\text{Me}^{+n}(\text{OH})_n^{-1}$ – общая формула оснований, где Me – металл, n – степень окисления металла.

С позиции теории электролитической диссоциации **основания** – соединения, образующие при растворение в воде из отрицательных ионов *только ионы гидроксида OH*.

С позиции протонной теории Й. Бренстеда и Т. Лоури, основания – акцепторы протонов ($\text{NH}_3 + \text{H}^+ = \text{NH}_4^+$)

С позиции электронной теории Г. Льюиса, основания – доноры электронной пары (OH, HF и др.)



Названия оснований. Согласно международной номенклатуре, названия оснований составляются из слова *гидроксид* и названия металла. Если элемент образует несколько оснований, то в названиях указывается степень его окисления римской цифрой в скобках.

Гидроксиды меди (II) – $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и железа (III) – $\text{Fe}(\text{OH})_3$ при повышенной температуре проявляют слабые амфотерные свойства, а при комнатной температуре – свойства нерастворимых оснований.

Число групп OH^- , входящих в состав основания, определяет его **кислотность**. Например, KOH – однокислотное основание, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – двухкислотное основание, $\text{Al}(\text{OH})_3$ – трехкислотное основание.

Получение оснований

1. Взаимодействие щелочных и щелочноземельных металлов с водой (реакции замещения):

Активный металл + вода → щелочь + водород

(только металлы Li, Na, K, Rb, Cs, Ca, Sr, Ba)

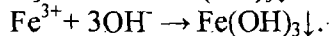
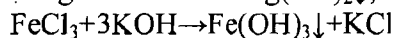
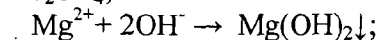
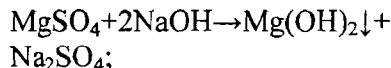
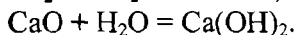
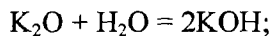
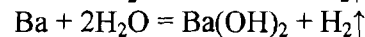
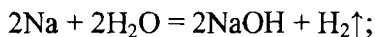
2. Взаимодействие основных оксидов с водой

(только в случае образования щелочей (растворимых оснований)):

основной оксид + вода → щелочь
(только оксиды Li_2O , Na_2O , K_2O , Rb_2O , Cs_2O , CaO , SrO , BaO)

3. Нерастворимые и амфотерные основания получают взаимодействием солей металлов со щелочами (реакции ионного обмена):

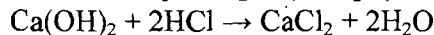
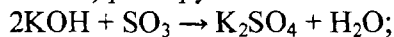
соль 1 + щелочь → соль 2 + нерастворимое основание



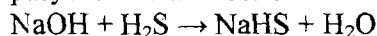
Химические свойства оснований

Растворимые в воде основания (щелочи):

1) реагируют с кислотными оксидами и кислотами:



При избытке многоосновной кислоты образуется **кислая соль**

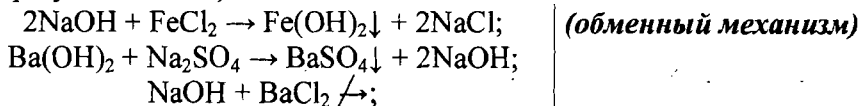


При избытке многокислотного основания образуется основная соль

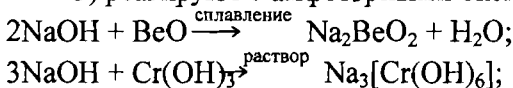


(реакция нейтрализации);

2) реагируют с солями (в том случае, если в процессе реакции образуется осадок):

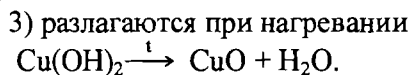
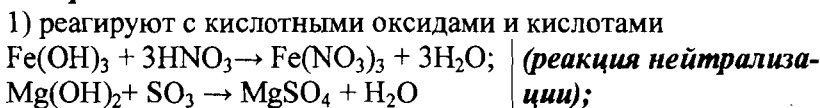


3) реагируют с амфотерными оксидами и основаниями:

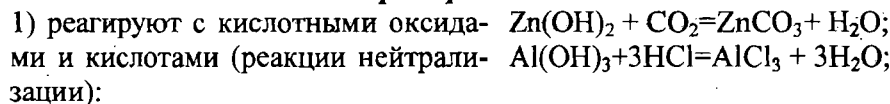


4) диссоциируют в водных растворах и изменяют окраску кислотно-основных индикаторов: $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$
(метилоранж – желтый, лакмус – синий, фенолфталеин – малиновый).

Нерастворимые основания:



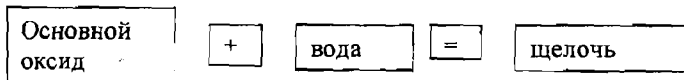
Амфотерные основания



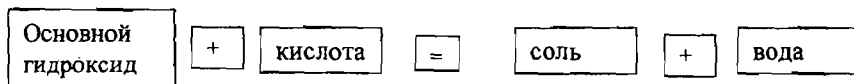
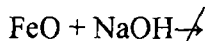
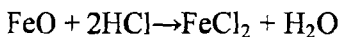
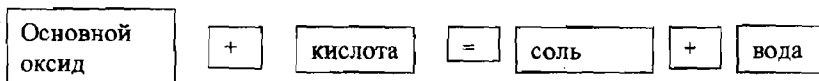
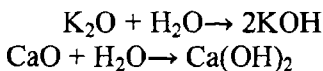
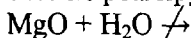
Поскольку свойства оксидов и гидроксидов проявляются в реакциях солеобразования, то для демонстрации тех или иных свойств этих соединений следует использовать уравнения солеобразования.

Например:

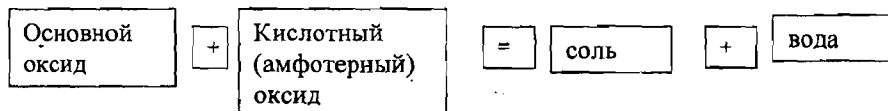
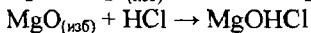
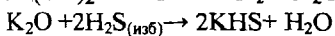
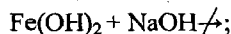
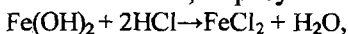
1) Для доказательства основных свойств соединений.



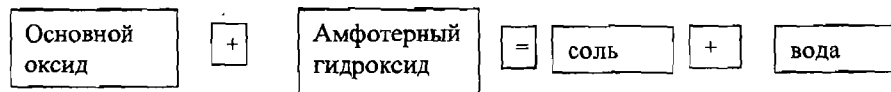
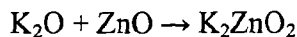
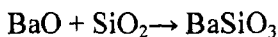
С водой взаимодействуют только оксиды щелочных и щелочно-земельных металлов, образуя растворимые основания – *щелочи*, остальные не реагируют.



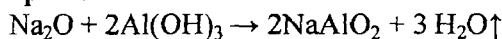
При избытке многоосновной кислоты образуется *кислая соль*. При избытке оксида (гидроксида), которому соответствует многокислотное основание, образуется *основная соль*.



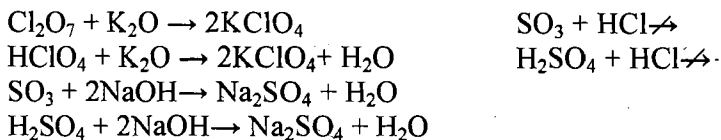
В этих реакциях элемент из основного оксида образует *катион соли*, а элемент из кислотного или амфотерного оксида – *анион соли*



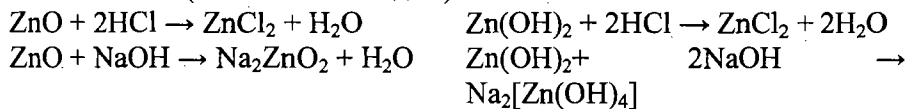
Оксиды щелочных и щелочно-земельных металлов при сплавлении реагируют с амфотерными гидроксидами, которые в этом случае проявляют себя как кислота.



2) Для доказательства кислотных свойств соединений, необходимо привести реакции солеобразования между кислотным оксидом (кислотой) и основным оксидом (гидроксидом).



3) Для доказательства амфотерных свойств необходимо привести, как минимум, две реакции и с кислотой (кислотным оксидом), и с основанием (основным оксидом).



Приведенные уравнения показывают, что оксид железа (II) и гидроксид железа (II) реагируют только с кислотами, то есть имеют *основной* характер. Оксид серы (VI) и гидроксид серы (серная кислота) реагируют только с основанием, т.е. являются *кислотными*.

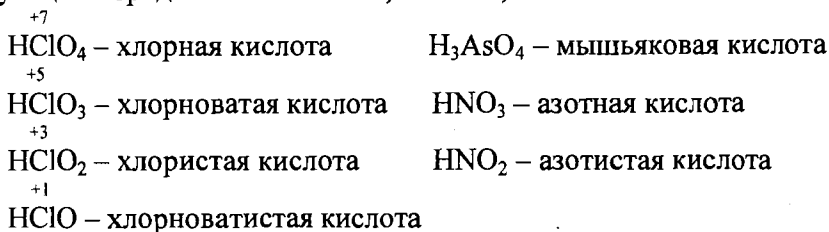
Оксид и гидроксид цинка реагируют как с кислотами, так и с основаниями, они являются амфотерными.

2.2.2 Кислоты. Определение и классификация

Кислоты – это сложные вещества, которые при диссоциации образуют катионы водорода H^+ и анионы кислотного остатка.

Названия кислот. Названия кислородных кислот производятся от названия неметалла с прибавлением окончаний – *ная*, – *вая*, если степень окисления его соответствует номеру группы.

По мере понижения степени окисления суффиксы меняются в следующем порядке: – *оватистая*, – *истая*, – *ватая*:



В таблице 2 приведены названия и эмпирические формулы некоторых кислот и соответствующие им кислотные оксиды.

Таблица 2

Номенклатура кислот

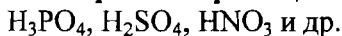
| Кислота | Название | Кислотный остаток | Название | Кислотный оксид |
|--|-------------------------------|--|----------------|-------------------------------|
| HF | фтороводородная (плавиковая) | F ⁻ | фторид | нет |
| HCl | хлороводородная (соляная) | Cl ⁻ | хлорид | нет |
| HBr | бромоводородная | Br ⁻ | бромид | нет |
| HI | иодоводородная | I ⁻ | иодид | нет |
| H ₂ S | сероводородная | HS ⁻ | гидросульфид | нет |
| | | S ²⁻ | сульфид | |
| H ₂ S ₂ O ₇ | дисерная | HS ₂ O ₇ ⁻ | гидродисульфат | SO ₃ |
| | | S ₂ O ₇ ²⁻ | дисульфат | |
| H ₂ SO ₃ | сернистая | HSO ₃ ⁻ | гидросульфит | SO ₂ |
| | | SO ₃ ²⁻ | сульфит | |
| H ₂ SO ₄ | серная | HSO ₄ ⁻ | гидросульфат | SO ₃ |
| | | SO ₄ ²⁻ | сульфат | |
| HNO ₂ | азотистая | NO ₂ ⁻ | нитрит | N ₂ O ₃ |
| HNO ₃ | азотная | NO ₃ ⁻ | нитрат | N ₂ O ₅ |
| HPO ₃ | метафосфорная | PO ₃ ⁻ | метафосфат | P ₂ O ₅ |
| H ₃ PO ₄ | (орто)фосфорная | H ₂ PO ₄ ⁻ | дигидрофосфат | P ₂ O ₅ |
| | | HPO ₄ ²⁻ | гидрофосфат | |
| | | PO ₄ ³⁻ | (орто)фосфат | |
| H ₄ P ₂ O ₇ | двухфосфорная (пирофосфорная) | H ₃ P ₂ O ₇ ⁻ | тригидрофосфат | P ₂ O ₅ |
| | | H ₂ P ₂ O ₇ ²⁻ | дигидрофосфат | |
| | | HP ₂ O ₇ ³⁻ | гидрофосфат | |
| | | P ₂ O ₇ ⁴⁻ | дифосфат | |

| Кислота | Название | Кислотный остаток | Название | Кислотный оксид |
|--------------|----------------|-------------------|----------------|-----------------|
| H_3AsO_3 | мышьяковистая | $H_2AsO_3^-$ | дигидроарсенит | As_2O_3 |
| | | $HAsO_3^{2-}$ | гидроарсенит | |
| | | AsO_3^{3-} | арсенит | |
| H_3AsO_4 | мышьяковая | $H_2AsO_4^-$ | дигидроарсенат | As_2O_5 |
| | | $HAsO_4^{2-}$ | гидроарсенат | |
| | | AsO_4^{3-} | арсенат | |
| H_2CO_3 | угольная | HCO_3^- | гидрокарбонат | CO_2 |
| | | CO_3^{2-} | карбонат | |
| H_2SiO_3 | кремниевая | $HSiO_3^-$ | гидросиликат | SiO_2 |
| | | SiO_3^{2-} | силикат | |
| CH_3COOH | уксусная | CH_3COO^- | ацетат | $(CH_3CO)_2O$ |
| H_2CrO_4 | хромовая | $HCrO_4^-$ | гидрохромат | CrO_3 |
| | | CrO_4^{2-} | хромат | |
| $H_2Cr_2O_7$ | двуххромовая | $HCr_2O_7^-$ | гидродихромат | CrO_3 |
| | | $Cr_2O_7^{2-}$ | дихромат | |
| $HMnO_4$ | марганцевая | MnO_4^- | перманганат | Mn_2O_7 |
| H_2MnO_4 | марганцовистая | $HMnO_4^-$ | гидроманганат | MnO_3 |
| | | MnO_4^{2-} | манганат | |
| H_3BO_3 | борная | $H_2BO_3^-$ | дигидроборат | B_2O_3 |
| | | HBO_3^{2-} | гидроборат | |
| | | BO_3^{3-} | борат | |
| $HClO_4$ | хлорная | ClO_4^- | перхлорат | Cl_2O_7 |
| $HClO_3$ | хлорноватая | ClO_3^- | хлорат | Cl_2O_5 |
| $HClO_2$ | хлористая | ClO_2^- | хлорит | Cl_2O_3 |
| $HClO$ | хлорноватистая | ClO^- | гипохлорит | Cl_2O |

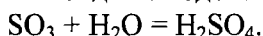
Классификация кислот

Кислоты

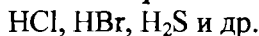
Кислородосодержащие



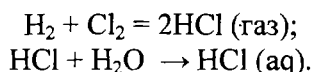
Кислородосодержащие кислоты получают взаимодействием кислотных оксидов с водой:



Бескислородные

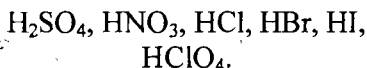


Бескислородные кислоты получают путем взаимодействия водорода с неметаллом и последующего растворения продукта реакции в воде:



Кислоты

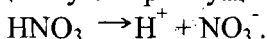
Сильные



Слабые

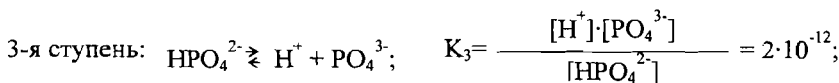
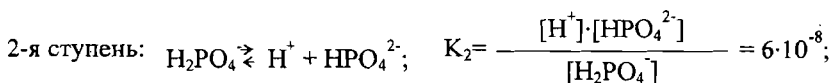
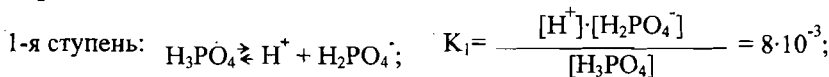


Сила кислот определяется их поведением в водном растворе или расплаве. Сильные кислоты диссоциируют (распадаются на ионы) полностью и в растворе существуют преимущественно в виде ионов:

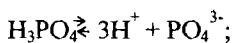


Слабые кислоты диссоциируют обратимо и ступенчато и в растворах существуют преимущественно в виде молекул. Каждая ступень диссоциации характеризуется константой равновесия, которая называется **константой диссоциации кислоты**.

Например, диссоциация ортофосфорной кислоты – трехступенчатый процесс:

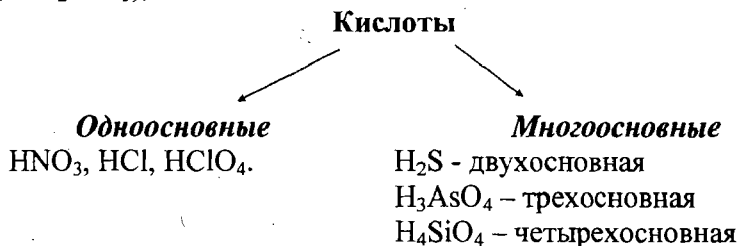


Суммарный процесс

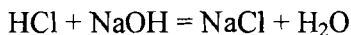


Суммарная константа $K = K_1 \cdot K_2 \cdot K_3 = 1 \cdot 10^{-21}$,

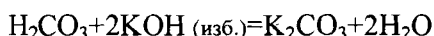
где $[\text{H}^+]$, $[\text{H}_2\text{PO}_4^-]$, $[\text{HPO}_4^{2-}]$, $[\text{PO}_4^{3-}]$, $[\text{H}_3\text{PO}_4]$ – равновесные концентрации ионов. K_1 , K_2 , K_3 – ступенчатые константы диссоциации ($K_1 > K_2 > K_3$); K – общая константа диссоциации.



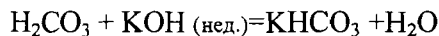
Под **основностью кислоты** понимают число атомов водорода в составе кислоты.



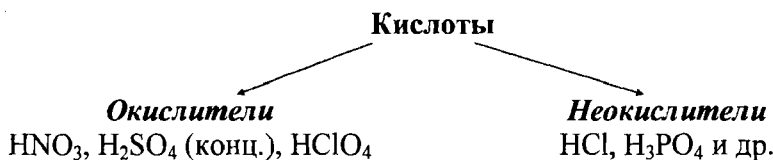
Для одноосновных кислот возможна только одна реакция нейтрализации, приводящая к образованию средних солей.



Для многоосновных кислот возможна полная и неполная нейтрализация: (полная нейтрализация – образование средней соли);



Неполная нейтрализация приводит к образованию кислой соли



В реакциях металлов с кислотами-окислителями водород никогда не выделяется, окислительные свойства проявляет **элемент**, образующий кислоту. В реакциях металлов с кислотами неокислителями изменяет степень окисления **водород**, который выделяется в виде простого вещества.

Таблица 3

Сопоставление силы кислородсодержащих кислот ЭО_m(ОН)_n

| Общая формула | m | Графическая формула | Примеры | Сила кислоты |
|-----------------------------------|---|--|---|--------------|
| Э(ОН) _n | 0 | $\begin{array}{c} \text{HO} \quad \text{OH} \\ \quad \diagdown \quad / \\ \quad \text{Э} \\ \quad \\ \quad \text{OH} \end{array}$ <p style="text-align: center;">Э - ОН</p> | $\text{H}_3\text{BO}_3 = \text{B}(\text{OH})_3$ $\text{HClO} = \text{Cl}(\text{OH})$ | Очень слабые |
| ЭО(ОН) _n | 1 | $\begin{array}{c} \delta^- \text{O} = \text{Э} \delta^+ \begin{array}{l} \swarrow \text{OH} \\ \searrow \text{OH} \end{array} \\ \delta^- \quad \delta^+ \\ \text{O} = \text{Э} \leftarrow \text{OH} \end{array}$ | $\text{H}_2\text{SO}_3 = \text{SO}(\text{OH})_2$ $\text{HNO}_2 = \text{NO}(\text{OH})$ | Слабые |
| ЭО ₂ (ОН) _n | 2 | $\begin{array}{c} \delta^- \quad \delta^+ \\ \text{O} = \text{Э} \begin{array}{l} \swarrow \text{OH} \\ \searrow \text{OH} \end{array} \\ \delta^- \quad \delta^+ \\ \text{O} = \text{Э} \leftarrow \text{OH} \end{array}$ | $\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{SO}_2(\text{OH})_2$ $\text{HClO}_3 = \text{ClO}_2(\text{OH})$ | Средней силы |
| ЭО ₃ (ОН) _n | 3 | $\begin{array}{c} \delta^- \quad \text{O} \\ \quad \parallel \delta^+ \\ \text{O} = \text{Э} \leftarrow \text{OH} \\ \quad \parallel \\ \quad \text{O} \end{array}$ | $\text{HClO}_4 = \text{ClO}_3(\text{OH})$ | Сильные |

Таблица 4

Химические свойства кислот

| | |
|--|--|
| Изменение окраски индикаторов | Лакмуса (синий) - розовый |
| | Метилоранжа - желтый |
| Взаимодействие с основными и амфотерными оксидами | $2\text{HNO}_3 + \text{CuO} = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O};$ $3\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Al}_2\text{O}_3 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}.$ |
| Взаимодействие с основаниями (<i>реакция нейтрализации</i>): | $2\text{HCl} + \text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ |
| Взаимодействие с солями (<i>реакции обмена</i>): | $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = 2\text{HCl} + \text{BaSO}_4\downarrow$ (осадок) $2\text{HNO}_3 + \text{CaCO}_3 = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ (газ) $\text{HCl} + \text{KNO}_2 = \text{KCl} + \text{HNO}_2$ <i>(сильная кислота вытесняет слабую).</i> |
| Термическое разложение (почти все кислородсодержащие кислоты разлагаются при нагревании) | $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ $2\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$ |
| Взаимодействие кислот - неокислителей с металлами (в ряду напряжений до H_2) | $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + \text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$ $6\text{HCl} + 2\text{Al} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\uparrow$ $\text{HCl} + \text{Cu} \nrightarrow$ |

Кислоты-неокислители (все, кроме конц. HNO_3 и конц. H_2SO_4) взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду напряжений металлов до H_2 . При этом выделяется H_2 и образуется соль металла с минимальной степенью окисления металла.

Изучая свойства кислот, особое внимание следует уделить взаимодействию кислот окислителей (конц. HNO_3 и конц. H_2SO_4) с металлами (табл. 5).

Таблица 5

Взаимодействие кислот с металлами

| Кислота | Положение металла в ряду напряжений | | Продукты взаимодействия | | | |
|--|-------------------------------------|--|-------------------------|--|---|-----------------------------|
| Кислота неокислитель | + | Металл в ряду напряжения после H ₂ | → | Реакция не идет | | |
| | + | Металл в ряду напряжения до H ₂ | → | Соль металла в min. С.О. | + | H ₂ ↑ |
| H ₂ SO ₄ концентрированная | + | Au, Pt, Ir, Ru, Ta | → | Реакция не идет | | |
| | + | МЕТАЛЛ щелочной/щелочноземельный Mg/Zn | → | H ₂ S (S, SO ₂) в зависимости от условий | + | Сульфат металла в min. С.О. |
| | + | МЕТАЛЛ остальные (Al, Cr, Co, Ni при нагреван.) | → | SO ₂ | + | |
| HNO ₃ концентрированная | + | Au, Pt, Ir, Ru, Ta | → | Реакция не идет | | |
| | + | МЕТАЛЛ щелочной/щелочно-земельный | → | N ₂ O | + | Нитрат металла в max. С.О. |
| | + | МЕТАЛЛ остальные | → | NO | + | |
| | + | Al, Fe, Cr, Co, Ni | → | Металл пассивирует с образованием соответствующего оксида | | |
| HNO ₃ разбавленная | + | Au, Pt, Ir, Ru, Ta | → | Реакция не идет | | |
| | + | МЕТАЛЛ щелочной/щелочноземельный | → | NH ₃ (NH ₄ OH) | + | Нитрат металла в max. С.О. |
| | + | МЕТАЛЛ (остальные в ряду напряжения до H ₂) | → | NO/ N ₂ O/ N ₂ NH ₃ (NH ₄ NO ₃) В зависимости от условий | + | |
| | + | МЕТАЛЛ (остальные в ряду напряжения после H ₂) | → | NO ₂ | + | |

2.3. Соли. Определение и классификация

Соли – это сложные вещества, которые при диссоциации образуют катионы металла (или NH_4^+) и анионы кислотного остатка.

С позиции теории электролитической диссоциации, **соли** – **сильные электролиты**, существующие в водных растворах в виде положительно заряженных ионов металлов и отрицательно заряженных ионов кислотных остатков (иногда в растворах солей имеются также ионы H^+ и OH^-).

Соли можно рассматривать как продукты полного или частичного замещения атомов водорода (H) в молекуле кислоты на металл ($\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaHSO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$) или замещения гидроксогрупп в основании на кислотный остаток ($\text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgOHCl} \rightarrow \text{MgCl}_2$).

Соли подразделяются на средние, кислые и основные.

Средние соли (нормальные) состоят из остатков кислоты и основания, которые не содержат ни ионов водорода, ни гидроксогрупп, способных к замещению. Это продукты полного замещения атомов водорода в молекуле кислоты на атом металла или продукты полного замещения гидроксильных групп основания на кислотные остатки. Например, соли K_3PO_4 и FeCl_3 — средние.

Кислые соли – это продукты неполного замещения атомов водорода многоосновных кислот на атом металлов. Кислые соли содержат остатки кислот, имеющие ион водорода, способный к дальнейшему замещению на остаток основания. Например, K_2HPO_4 и $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$ — кислые соли, они способны взаимодействовать с основаниями, так как ионы HPO_4^{2-} и HCO_3^- содержат ион водорода.

Основные соли – это продукты неполного замещения гидроксильных групп многокислотных оснований на кислотные остатки. В состав основных солей входит остаток основания, содержащий гидроксогруппу, способную к замещению на остаток кислоты. Например, соли $[\text{Al}(\text{OH})]\text{SO}_4$ и $\text{Fe}(\text{OH})\text{Cl}_2$ — основные.

Названия солей состоят из названий остатка кислоты и остатка основания. Например, в состав соли K_2HPO_4 входит остаток основания KOH — ион калия, остаток фосфорной кислоты — гидрофосфат-ион. Соль называется **гидрофосфат калия**.

Соль $[\text{Al}(\text{OH})]\text{SO}_4$ состоит из остатка гидроксида алюминия - иона гидроксиалюминия $[\text{Al}(\text{OH})]^{2+}$ и сульфат-иона. Соль называется **сульфат гидроксиалюминия**. Типичная ошибка в составлении

названия основных солей - это разрыв названия остатка основания: *гидрокосульфат алюминия*.

$M_m^{+n}X_n^{-m}$ – общая формула соли, где Me – металл, X – кислотный остаток, n – степень окисления металла, m – степень окисления кислотного остатка.

Кроме средних, кислых и основных солей существуют также смешанные, двойные и комплексные соли.

Смешанные – в образовании соли участвуют один металл и два кислотных остатка.

Двойные – в образовании соли участвуют два металла и один кислотный остаток; соли, образующиеся при замещении атомов водорода в молекулах кислот двумя разными металлами.

Комплексные - соли с донорно-акцепторным механизмом образования химических связей.

В таблице 6 приведены примеры солей.

Таблица 6

Типы солей

| Тип соли | Эмпирическая формула соли | Название |
|----------------------------------|----------------------------|-----------------------------|
| Средние (нормальные) соли | $CaSO_4$ | сульфат кальция |
| | $CaCO_3$ | карбонат кальция |
| Кислые соли | $NaHCO_3$ | гидрокарбонат натрия |
| | $BaHPO_4$ | гидрофосфат бария |
| Основные соли | $Al(OH)_2Cl$ | хлорид дигидроксоалюминия |
| | $Cu(OH)_2SO_4$ | сульфат гидроксомеди (II) |
| Смешанные соли | $CaClBr$ | хлорид-бромид кальция |
| Двойные соли | $KAl(SO_4)_2$ | сульфат калия-алюминия |
| | $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ | алюмокалиевые квасцы |
| Комплексные соли | $K_3[Al(OH)_6]$ | гексагидроксоалюминат калия |

Следует уделить особое внимание солям, которые существуют в виде *кристаллогидратов*. При растворении в воде ионы некоторых солей захватывают и удерживают определенное количество молекул воды. Для таких солей силы взаимодействия с молекулами воды так велики, что последние остаются в составе соли даже при выпаривании раствора. При этом соотношение между количеством вещества соли и воды постоянны для данной соли. Такие соединения называют

кристаллогидратами, а вода – **кристаллизационной**: $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – дигидрат хлорида бария, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – пентагидрат сульфата меди (медный купорос).

Таблица 7

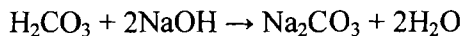
Получение солей

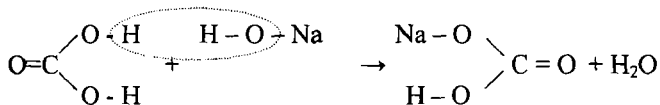
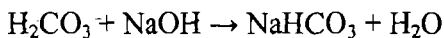
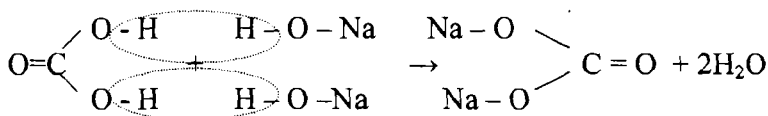
| | |
|--|--|
| Реакция металлов с неметаллами | $\text{Fe} + \text{Cl}_2 = \text{FeCl}_2$ |
| Реакция металлов с кислотами | $\text{Mg} + 2\text{HBr} = \text{MgBr}_2 + \text{H}_2\uparrow$; |
| | $\text{Cu} + 4\text{HNO}_3 (\text{конц.}) = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ |
| Реакция металлов с солями | $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$ |
| Реакция амфотерных металлов со щелочами | $2\text{Al} + 6\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] + 3\text{H}_2\uparrow$ |
| Реакция основных и кислотных оксидов | $\text{K}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{K}_2\text{CO}_3$ |
| Реакция основных или амфотерных оксидов с кислотами | $\text{K}_2\text{O} + \text{ZnO} \xrightarrow{t} \text{K}_2\text{ZnO}_2$ |
| Реакция кислотных или амфотерных оксидов с основаниями | $\text{SO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ |
| | $\text{PbO} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4]$ |
| Реакция оснований и кислот | $2\text{HNO}_3 + \text{Fe}(\text{OH})_2 = \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ |
| Реакция амфотерных оснований со щелочами | $\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{NaOH} = \text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ |
| Реакция щелочей с солями | $3\text{NaOH} + \text{FeCl}_3 = 3\text{NaCl} + \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow$ |
| Реакция кислот с солями | $\text{HCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl}\downarrow + \text{HNO}_3$ |
| | $2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{S} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{S}\uparrow$ |
| Реакция двух солей | $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaCl}$ |
| Термическое разложение солей при нагревании. | $2\text{KClO}_3 \xrightarrow{t} 2\text{KCl} + \text{O}_2\uparrow$. |

Для каждой конкретной соли существует свой набор способов получения, основанный на вышеприведенных реакциях.

Пример 1: Написать все возможные соли, которые могут быть образованы при взаимодействии угольной кислоты и гидроксида натрия.

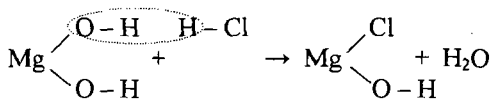
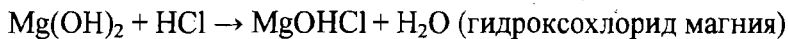
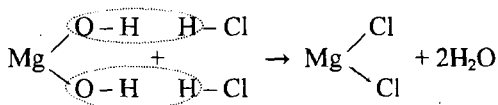
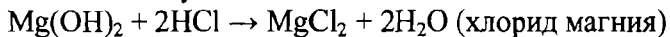
Двухосновная угольная кислота образует два типа солей: карбонаты и гидрокарбонаты. Гидроксид натрия имеет только одну соль – среднюю.





Пример 2: Написать все возможные соли, которые могут быть образованы при взаимодействии соляной кислоты и гидроксида магния.

Двухкислотное основание *гидроксид магния* образует две соли – среднюю и основную.



Физические свойства солей: твердые кристаллические вещества. Многие соли имеют высокие температуры пл. и кип. По растворимости в воде делятся на хорошо (NaCl , KCl), мало (PbCl_2 , CaSO_4) и практически не растворимые (BaSO_4 , PbSO_4 , PbS , CaCO_3). Сильные электролиты.

| Термическое разложение нитратов | |
|---|--|
| Нитраты щелочных и щелочно-земельных металлов (металлы, стоящие в ряду напряжений левее Mg (искл. Li)) | $2\text{NaNO}_3 \xrightarrow{t} 2\text{NaNO}_2 + \text{O}_2$ $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t} \text{Ca}(\text{NO}_2)_2 + \text{O}_2$ Искл.: $4\text{LiNO}_3 \xrightarrow{t} 2\text{Li}_2\text{O} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ |
| Нитраты металлов, стоящих в ряду напряжений между магнием и медью (металл в ряду напряжений от Mg до Cu, Li.) | $2\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t} 2\text{MgO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ $4\text{Al}(\text{NO}_3)_3 \xrightarrow{t} 2\text{Al}_2\text{O}_3 + 12\text{NO}_2 + 3\text{O}_2$ $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t} 2\text{CuO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ |
| Нитраты серебра и ртути (металлы в ряду напряжений правее Cu) | $2\text{AgNO}_3 \xrightarrow{t} 2\text{Ag} + 2\text{NO}_2 + \text{O}_2$ $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t} \text{Hg} + 2\text{NO}_2 + \text{O}_2$ |
| Термическое разложение карбонатов | |
| (Na ₂ CO ₃ и K ₂ CO ₃ не разлагаются при нагревании до 1000 °C) | |
| При нагревании выше температуры плавления (618 °C) | $\text{Li}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{>750^\circ\text{C}} \text{Li}_2\text{O} + \text{CO}_2$ |
| Карбонаты остальных металлов | $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{CO}_2$ |
| Карбонат серебра | $2\text{Ag}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t} 4\text{Ag} + 2\text{CO}_2 + \text{O}_2$ |
| Термическое разложение гидрокарбонатов | |
| Гидрокарбонаты щелочных металлов | $2\text{NaHCO}_3 \xrightarrow{t} \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{KHCO}_3 \xrightarrow{t} \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ Искл.: $2\text{LiHCO}_3 \xrightarrow{t} 2\text{Li}_2\text{O} + 2\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ |
| Гидрокарбонаты щелочно-земельных металлов | $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 (\text{тв.}) \xrightarrow{t} \text{CaO} + 2\text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$; $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 (\text{раствор.}) \xrightarrow{t} \text{CaCO}_3\downarrow + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$. |
| Перманганат калия: | $2\text{KMnO}_4 \xrightarrow{t} \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$. |
| Хлорат калия (бертолетова соль) | $4\text{KClO}_3 \xrightarrow{400^\circ\text{C, без кат.}} \text{KClO}_4 + \text{KCl}$; $2\text{KClO}_3 \xrightarrow{150-300^\circ\text{C, кат. MnO}_2} 2\text{KCl} + \text{O}_2$. |

В таблице 10 приведены названия многих гидроксидов и их остатков, знание которых достаточно для полного ответа на вопросы экзаменационного билета, касающегося номенклатуры неорганических кислот.

Таблица 10

Названия гидроксидов и их ионов, которые они образуют

| Элемент | Оксид | Формулы гидроксидов и их остатков | Названия гидроксидов и их остатков |
|--------------------------|--------------------------------|---|---|
| 1 | 2 | 3 | 4 |
| Li, Na, K, Rb, Cs (Э) | Э ₂ O | Э(OH) | Гидроксид + название элемента в родительном падеже |
| Be | BeO | Be(OH) ₂ Be(OH) ⁺ Be ²⁺ BeO ₂ ²⁻ [Be(OH) ₄] ²⁻ | Гидроксид бериллия Гидроксобериллий Бериллий Бериллат Тетрагидроксобериллат |
| Mg, Ca, Sr, Ba | ЭO | Э(OH) ₂ Э(OH) ⁺ Э ²⁺ | Гидроксид + название элемента в родительном падеже Гидроксо + название элемента в именительном падеже Название элемента в именительном падеже с указанием ст. окисления |
| Zn | ZnO | Zn(OH) ₂ Zn(OH) ⁺ Zn ²⁺ ZnO ₂ ²⁻ [Zn(OH) ₄] ²⁻ | Гидроксид цинка Цинкат Тетрагидроксоцинкат |
| Al | Al ₂ O ₃ | Al(OH) ₃ Al(OH) ₂ ⁺ Al(OH) ⁺ Al ³⁺ AlO ₂ ⁻ [Al(OH) ₆] ³⁻ | Аналогично элементам II группы Метаалюминат Гексагидроксоалюминат |
| C | CO ₂ | CO ₂ ·H ₂ O (H ₂ CO ₃) HCO ₃ ⁻ CO ₃ ²⁻ | Угльная кислота Гидрокарбонат Карбонат |
| Si | SiO ₂ | SiO ₂ ·H ₂ O (H ₂ SiO ₃) SiO ₃ ²⁻ | Метакремниевая кислота Метасиликат |

| 1 | 2 | 3 | 4 | |
|----|-------------------------------|--|---|--|
| Ge | GeO | Ge(OH) ₂ | Гидроксид германия | |
| | | Ge(OH) ⁺ GeO ₂ ²⁻ [Ge(OH) ₄] ²⁻ | Германит Тетрагидроксогерманит(II) | |
| Sn | SnO | Sn(OH) ₂ Sn(OH) ⁺ Sn ²⁺ SnO ₂ ²⁻ [Sn(OH) ₄] ²⁻ | Гидроксид олова(II) Гидроксоолово(II) Олово(II) Станнит Тетрагидроксостаннит(II) | |
| | | SnO ₂ | SnO ₂ ·H ₂ O (H ₂ SnO ₃) SnO ₃ ²⁻ [Sn(OH) ₆] ²⁻ | Оловянная кислота Станнат Гексагидроксостаннат(IV) |
| Pb | PbO | Pb(OH) ₂ Pb(OH) ⁺ Pb ²⁺ PbO ₂ ²⁻ [Pb(OH) ₄] ²⁻ | Гидроксид свинца(II) Гидроксосвинец(II) свинец(II) Пломбит Тетрагидроксоплюмбит(II) | |
| | | N | N ₂ O ₃ | HNO ₂ NO ₂ ⁻ |
| P | P ₂ O ₃ | N ₂ O ₅ | NO ₃ ⁻ | Нитрат |
| | | - | H ₃ PO ₂ H ₂ PO ₂ ⁻ | Фосфорноватистая кислота Гипофосфит |
| P | P ₂ O ₅ | P ₂ O ₃ | H ₃ PO ₃ H ₂ PO ₃ ⁻ | Фосфористая кислота Фосфит |
| | | P ₂ O ₅ | HPO ₃ PO ₃ ⁻ H ₃ PO ₄ H ₂ PO ₄ ⁻ HPO ₄ ²⁻ | Метафосфорная кислота Метафосфат Ортофосфорная кислота Дигидрофосфат Гидрофосфат |

| 1 | 2 | 3 | 4 | |
|----------------------------|--------------------------|--|----------------------------------|-------------------|
| | | PO_4^{3-} | Фосфат | |
| | | $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ | Дифосфорная кислота | |
| | | $\text{H}_3\text{P}_2\text{O}_7^-$ | Тригидродифосфат | |
| | | $\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7^{2-}$ | Дигидродифосфат | |
| | | $\text{HP}_2\text{O}_7^{3-}$ | Гидродифосфат | |
| | | $\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$ | Дифосфат | |
| As | As_2O_3 | H_3AsO_3 | Мышьяковистая кислота | |
| | | As^{3+} | Мышьяк (3+) | |
| AsO_2^- | | Метаарсенит | | |
| H_2AsO_3^- | | дигидроарсенит | | |
| As_2O_3 | H_3AsO_4 | H_3AsO_4 | Мышьяковая кислота (орто) | |
| | | H_2AsO_4^- | Дигидроарсенат | |
| | | HAsO_4^{2-} | Гидроарсенат | |
| | | AsO_4^{3-} | Арсенат | |
| Sb | Sb_2O_3 | $\text{Sb}(\text{OH})_3$ | Гидроксид сурьмы(III) | |
| | | $\text{Sb}(\text{OH})_2^-$ | Дигидроксосурьма(III) | |
| | | $\text{Sb}(\text{OH})^{2-}$ | Гидроксосурьма(III) | |
| | | Sb^{3+} | сурьма(III) | |
| | | SbO_2^- | Метаантимонит | |
| | Sb_2O_5 | H_3SbO_4 | H_3SbO_4 | Сурьмяная кислота |
| | | | H_2SbO_4^- | Дигидроантимонат |
| | | | HSbO_4^{2-} | Гидроантимонат |
| | | | SbO_4^{3-} | Антимонат |
| | | | | |
| S | SO_2 | $\text{SO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ | Сернистая кислота | |
| | | (H_2SO_3) | | |
| | | HSO_3^- | Гидросульфит | |
| | | SO_3^{2-} | Сульфит | |
| | SO_3 | H_2SO_4 | H_2SO_4 | Серная кислота |
| | | | HSO_4^- | Гидросульфат |
| | | | SO_4^{2-} | Сульфат |
| | | | $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ | Дисерная |
| | | | HS_2O_7^- | Гидросульфат |
| | | | $\text{S}_2\text{O}_7^{2-}$ | Дисульфат |
| | | | | |

| 1 | 2 | 3 | 4 |
|------------------|--------------------------------|--|---|
| Se | SeO ₂ | H ₂ SeO ₃ HSeO ₃ ⁻ SeO ₃ ²⁻ | Селенистая кислота Гидроселенит Селенит |
| | SeO ₃ | H ₂ SeO ₄ HSeO ₄ ⁻ SeO ₄ ²⁻ | Селеновая кислота Гидроселенат Селенат |
| Te | TeO ₂ | H ₂ TeO ₃ HTeO ₃ ⁻ TeO ₃ ²⁻ | Теллуристая кислота Гидротеллурит Теллурит |
| | TeO ₃ | H ₂ TeO ₄ HTeO ₄ ⁻ TeO ₄ ²⁻ | Теллуровая кислота Гидротеллурат Теллурат |
| Cr | Cr ₂ O ₃ | Cr(OH) ₃ Cr(OH) ₂ ⁺ Cr(OH) ²⁺ Cr ³⁺ CrO ₂ ⁻ [Cr(OH) ₆] ³⁻ | Гидроксид хрома(III) Дигидроксохром(III) Гидроксохром(III) Хром(III) Метахромит Гексагидроксохромат(III) |
| | CrO ₃ | H ₂ CrO ₄ CrO ₄ ²⁻ H ₂ Cr ₂ O ₇ Cr ₂ O ₇ ²⁻ | Хромовая кислота Хромат Дихромовая кислота Дихромат |
| Cl | Cl ₂ O | HClO | Хлорноватистая кислота |
| | | ClO ⁻ | Гипохлорит |
| | | HClO ₂ | Хлористая кислота |
| | Cl ₂ O ₃ | ClO ₂ ⁻ | Хлорит |
| ClO ₃ | Cl ₂ O ₇ | HClO ₃ | Хлорноватая кислота |
| | | ClO ₃ ⁻ | Хлорат |
| | | HClO ₄ | Хлорная кислота |
| | | ClO ₄ ⁻ | Перхлорат |
| Br | Br ₂ O | HBrO | Бромноватистая кислота |
| | | BrO ⁻ | Гипобромит |
| | Br ₂ O ₃ | HBrO ₂ | Бромистая кислота |

| 1 | 2 | 3 | 4 |
|----|--|---|---|
| | Br_2O_5 | BrO_2^- HBrO_3 BrO_3^- | Бромит Бромноватая кислота Бромат |
| I | I_2O IO_2 I_2O_5 - | HIO IO^- HIO_2 IO_2^- HIO_3 IO_3^- HIO_4 (H_5IO_6) IO_4^- (IO_6^{5-}) | Иодноватистая кислота Гипоидит Иодистая кислота Иодит Иодноватая кислота Иодат Иодная кислота Периодат |
| Mn | MnO_3 Mn_2O_7 | H_2MnO_4 MnO_4^{2-} HMnO_4 MnO_4^- | Марганцовистая кислота Манганат Марганцовая кислота Перманганат |

Существуют также бескислородные кислоты, остатки которых могут образовать соли: HCl – соляная кислота, Cl^- – хлорид; HBr – бромоводородная кислота, Br^- – бромид; HI – иодоводородная кислота, I^- – иодид; H_2S – сероводородная кислота, HS^- – гидросульфид, S^{2-} – сульфид.

3. Связь между классами неорганических соединений

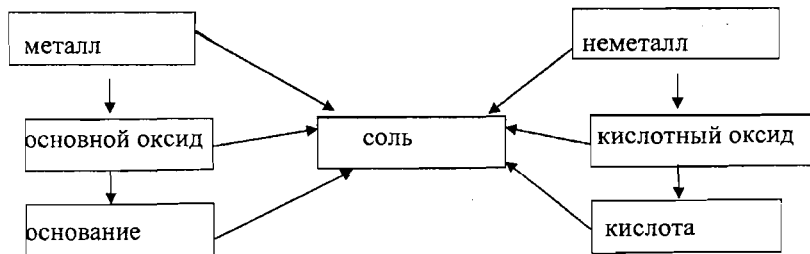


Таблица 11

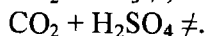
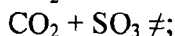
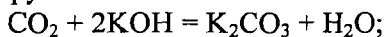
Примеры реакций

| | |
|--|---|
| 1. металл + неметалл → соль | $\text{Hg} + \text{S} \rightarrow \text{HgS}$ $2\text{Al} + 3\text{I}_2 \rightarrow 2\text{AlI}_3$ |
| 2. основной оксид + кислотный оксид → соль | $\text{Li}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Li}_2\text{CO}_3$ $\text{CaO} + \text{SiO}_2 \rightarrow \text{CaSiO}_3$ |
| 3. основание + кислота → соль | $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ |
| 4. металл → основной оксид | $2\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CaO}$ $4\text{Li} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Li}_2\text{O}$ |
| 5. неметалл → кислотный оксид | $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$ $4\text{As} + 5\text{O}_2 \rightarrow 2\text{As}_2\text{O}_5$ |
| 6. основной оксид → основание | $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2$ $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{LiOH}$ |
| 7. кислотный оксид → кислота | $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4$ $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ |

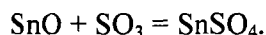
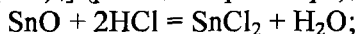
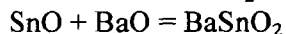
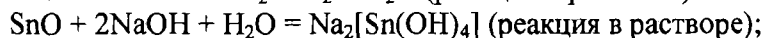
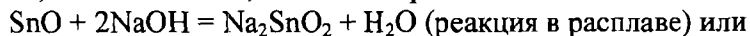
4. Примеры типовых контрольных вопросов и индивидуальных заданий по теме «Классы неорганических соединений» и ответов на них

Пример 1. Напишите уравнение реакций, характеризующих характер оксида (кислотный, амфотерный или основной): CO_2 , SnO , CuO .

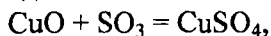
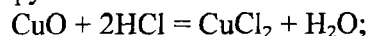
Ответ: Оксид CO_2 – это оксид неметаллического элемента углерода, находящегося в состоянии окисления +4. Поскольку для оксидов неметаллов характерно проявление кислотных свойств, то CO_2 – кислотный оксид. Это проявляется в том, что CO_2 реагирует с основаниями или основными оксидами с образованием солей и не реагирует с кислотами или кислотными основаниями:



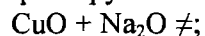
Олово относится к металлам, поэтому его оксид должен обязательно проявлять основные свойства. Однако оксиды некоторых металлов¹, включая олово, способны проявлять и кислотные свойства.



CuO – основной оксид. Его характер проявляется в том, что он реагирует с кислотами и кислотными оксидами:



но не реагирует с основаниями и основными оксидами:



Пример 2. Составьте эмпирические и графические формулы оксидов и гидроксидов азота.

Ответ: Азот – элемент главной подгруппы V группы, он имеет две положительные степени окисления: +3 и +5.

Оксид азота(III) имеет формулу N_2O_3 : $\text{O} = \text{N} - \text{O} - \text{N} = \text{O}$.

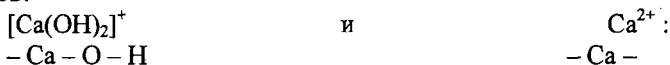
Формула гидроксида получится путем сложения:



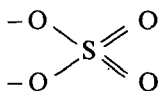
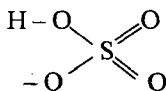
Азот относится к элементам – неметаллам, поэтому в формуле гидроксида количество атомов кислорода (2) больше, чем атомов водорода (1). Составляя графическую формулу гидроксида азота (III), сначала соединим водород с азотом через кислород $\text{H} - \text{O} - \text{N}$, а затем присоединим к атому азота недостающий атом кислорода двумя связями: $\text{H} - \text{O} - \text{N} = \text{O}$.

Пример 3. Составьте эмпирические и графические формулы всех возможных солей, образующихся из гидроксида кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и серной кислоты H_2SO_4 .

Ответ: Гидроксид кальция способен образовывать 2 типа остатков.



Остатки серной кислоты – частицы

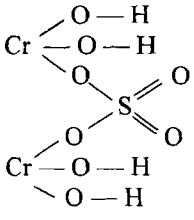
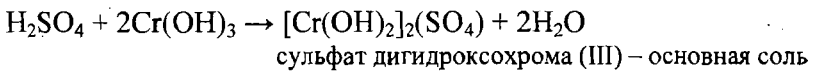
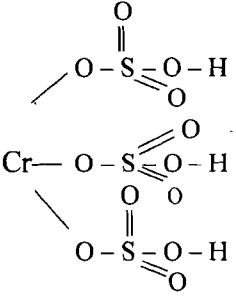
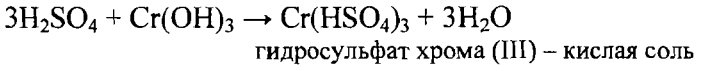
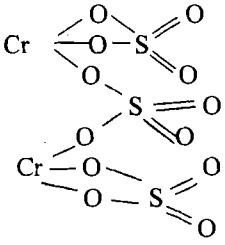
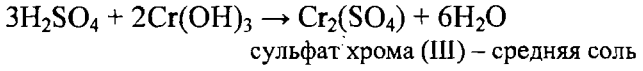


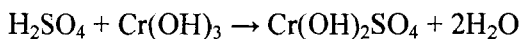
Из этих остатков можно образовать соли трех типов:

| | | |
|--|--|---|
| 1. CaSO_4 | Сульфат кальция, средняя соль | $\begin{array}{c} \text{O} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{Ca} \quad \text{S} = \text{O} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{O} \end{array}$ |
| 2. $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$ | Гидросульфат кальция, кислая соль | $\begin{array}{c} \text{H} - \text{O} \\ \quad \quad \quad \diagdown \\ \quad \quad \quad \text{S} = \text{O} \\ \quad \quad \quad \diagup \\ \text{Ca} - \text{O} \\ \quad \quad \quad \diagdown \\ \quad \quad \quad \text{S} = \text{O} \\ \quad \quad \quad \diagup \\ \text{H} - \text{O} \end{array}$ |
| 3. $[\text{Ca}(\text{OH})_2]\text{SO}_4$ | Сульфат гидроксокальция, основная соль | $\begin{array}{c} \text{H} - \text{O} - \text{Ca} - \text{O} \\ \quad \quad \quad \diagdown \\ \quad \quad \quad \text{S} = \text{O} \\ \quad \quad \quad \diagup \\ \text{H} - \text{O} - \text{Ca} - \text{O} \end{array}$ |

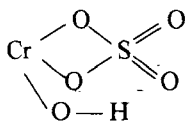
Пример 4. Написать все возможные соли, которые могут быть образованы при взаимодействии серной кислоты и гидроксида хрома (III). Полученные соли назвать, написать их графические формулы.

Ответ : Двухосновная серная кислота образует два типа солей - среднюю и кислую; трехосновное основание гидроксид хрома (III) - три типа солей среднюю и две основные соли.





сульфат гидроксохрома (III) – основная соль



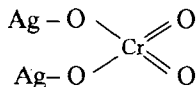
Пример 5. Написать эмпирические и графические формулы хромата серебра и ортоарсената цинка.

Представить данные соли, как продукты взаимодействия

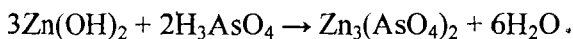
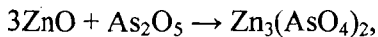
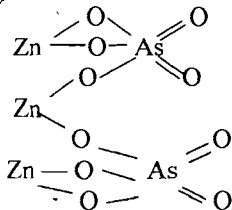
- основного и кислотного оксидов,
- кислоты и основания.

Ответ:

Ag_2CrO_4 – хромат серебра



$\text{Zn}_3(\text{AsO}_4)_2$ – ортоарсенат цинка



П Р И Л О Ж Е Н И Я

Приложение 1

Качественные реакции на анионы

| Анион | Реактив | Наблюдаемая реакция |
|-------------------------------|--|--|
| SO_4^{2-} | Ba^{2+} | Выпадение белого осадка, нерастворимого в кислотах: $\text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} = \text{BaSO}_4\downarrow$ |
| NO_3^- | 1) Добавить конц. H_2SO_4 и Cu , нагреть. 2) смесь $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{FeSO}_4$ | Образование голубого раствора, содержащего ионы Cu^{2+} , выделение газа бурого цвета (NO_2) Возникновение окраски сульфата нитрозожелеза (II) $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5\text{NO}]^{2+}$. Окраска от фиолетовой до коричневой (реакция «бурого кольца»). |
| PO_4^{3-} | ионы Ag^+ | Выпадение светло – желтого осадка в нейтральной среде: $3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} = \text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow$ |
| CrO_4^{2-} | ионы Ba^{2+} | Выпадение желтого осадка, не растворимого в уксусной кислоте, но растворимого в HCl : $\text{Ba}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} = \text{BaCrO}_4\downarrow$ |
| S^{2-} | ионы Pb^{2+} | Выпадение черного осадка: $\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{PbS}\downarrow$ |
| CO_3^{2-} | ионы Ca^{2+} | выпадение белого осадка, растворимого в кислотах: $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3\downarrow$ |
| CO_2 | известная вода $\text{Ca}(\text{OH})_2$ | $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$, $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ Выпадение белого осадка и его растворение при пропускании CO_2 |
| SO_3^{2-} | Ионы H^+ | Появление характерного запаха SO_2 : $2\text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2\uparrow$ |
| F^- | ионы Ca^{2+} | Выпадение белого осадка: $\text{Ca}^{2+} + 2\text{F}^- = \text{CaF}_2\downarrow$ |
| Cl^- | ионы Ag^+ | Выпадение белого осадка, не растворимого в HNO_3 , но растворимого в конц. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$: $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}\downarrow$ $\text{AgCl} + 2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{Cl}^- + 2\text{H}_2\text{O}$ |
| Br^- | ионы Ag^+ | Выпадение светло – желтого осадка, не растворимого в HNO_3 : $\text{Ag}^+ + \text{Br}^- = \text{AgBr}\downarrow$ осадок темнеет на свету |
| I^- | ионы Ag^+ | Выпадение желтого осадка, не растворимого в HNO_3 и NH_3 конц. : $\text{Ag}^+ + \text{I}^- = \text{AgI}\downarrow$ осадок темнеет на свету |
| OH^- (щел. среда) | индикаторы: лакмус фенолфталеин | синее окрашивание малиновое окрашивание |

Качественные реакции на катионы

| Анион | Воздействие или Ре-актив | Наблюдаемая реакция |
|--------------------------------|--|--|
| Li^+ | Пламя | Карминово – красное окрашивание |
| Na^+ | Пламя | Желтое окрашивание |
| K^+ | Пламя | Фиолетовое окрашивание |
| Ca^{2+} | Пламя | Кирпично – красное окрашивание |
| Sr^{2+} | Пламя | Карминово – красное окрашивание |
| Ba^{2+} | Пламя SO_4^{2-} | Желто – зеленое окрашивание Выпадение белого осадка, не растворимого в кислотах: $\text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} = \text{BaSO}_4 \downarrow$ |
| Cu^{2+} | Вода | Гидратированные ионы Cu^{2+} имеют голубую окраску |
| | S^{2-} | Выпадение черного осадка: $\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{PbS}$ |
| Ag^+ | Cl^- | Выпадение белого осадка, не растворимого в HNO_3 , но растворимого в конц. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$: $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- + \text{AgCl} \downarrow$ $\text{AgCl} + 2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{Cl}^- + 2\text{H}_2\text{O}$ |
| Fe^{2+} | гексацианоферрат (III) калия (красная кровяная соль) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ | Выпадение синего осадка: $\text{K}^+ + \text{Fe}^{2+} + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} = \text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6] \downarrow$ |
| Fe^{3+} | 1) гексацианоферрат (II) калия (желтая кровяная соль) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ 2) роданид – ион SCN^- | Выпадение синего осадка: $\text{K}^+ + \text{Fe}^{3+} + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} = \text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6] \downarrow$ Появление ярко – красного окрашивания за счет образования комплексных ионов $\text{Fe}(\text{NSC})^{2+}$, $\text{Fe}(\text{NSC})_2^+$ и др. |
| Al^{3+} | щелочь (амфотерные свойства гидроксида) | Выпадение осадка гидроксида алюминия при приливании первых порций щелочи и его растворение при дальнейшем приливании |
| NH_4^+ | щелочь, нагрев | Запах аммиака: $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ |
| H^+ (кислая среда) | Индикаторы: лакмус, метиловый оранжевый | красное окрашивание красное окрашивание |

Тривиальные названия некоторых веществ, смесей и сплавов.

Использование некоторых тривиальных названий неорганических веществ, их смесей и сплавов допускается (но не обязательно рекомендуется) в научно-технической и научно-популярной литературе, лабораторной практике, если эти названия не вызывают неправильного понимания текста.

Индивидуальные вещества

| Название соединения | Формула | Название соединения | Формула |
|---|--|-----------------------|---|
| Аланат лития (алюмогидрид лития) | $\text{Li}[\text{AlH}_4]$ | Красная кровяная соль | $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ |
| Алюмокалиевые квасцы | $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ | Кислота Каро | H_2SO_5 |
| Аммонийная селитра | NH_4NO_3 | Карборунд | SiC |
| Баритовая селитра | $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ | Кремнезем | SiO_2 |
| Берлинская лазурь (турнбулева синь) | $\text{KFe}^{\text{II}}\text{Fe}^{\text{III}}(\text{CN})_6$ | Медный купорос | $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ |
| Бертолетова соль | KClO_3 | Мочевина | $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ |
| Боразол | $\text{B}_3\text{N}_3\text{H}_6$ | Нашатырь | NH_4Cl |
| Веселящий газ | N_2O | Негашеная известь | CaO |
| Гашеная известь | $\text{Ca}(\text{OH})_2$ | Питьевая сода | NaHCO_3 |
| Гипосульфит | $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ | Поваренная соль | NaCl |
| Глауберова соль | $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ | Поташ | K_2CO_3 |
| Глинозем | Al_2O_3 | Преципитат | $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ |
| Гремучая ртуть | $2\text{Hg}(\text{CNO})_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ | Сернистый газ | SO_2 |
| Едкий барит | $\text{Ba}(\text{OH})_2$ | Сода | $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ |
| Едкий натр (каустическая сода, каустик) | NaOH | Соль Мора | $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ |
| Едкое кали | KOH | Сулейма | HgCl_2 |
| Железный купорос | $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ | Сухой лед | CO_2 (тв) |
| Желтая кровяная соль | $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ | Тиомочевина | $(\text{NH}_2)_2\text{CS}$ |
| Жженая магнезия | MgO | Титановые белила | TiO_2 |
| Известковая селитра (норвежская селитра) | $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ | Хромпик | $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ |
| Индийская селитра (калийная селитра) | KNO_3 | Цементит | Fe_3C |
| Инертные газы | $\text{He}, \text{Ne}, \text{Ar}, \text{Kr}, \text{Xe}, \text{Ru}$ | Цинковые белила | ZnO |
| Кальцинированная сода | Na_2CO_3 | Чилийская селитра | NaNO_3 |
| Карбид кальция | CaC_2 | Ювелирная бура | $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ |

Смеси веществ

| Название веществ | Основные компоненты |
|---------------------|--|
| Алунд | Огнеупорный материал на основе Al_2O_3 |
| Баритовая вода | Насыщенный раствор едкого барита $Ba(OH)_2$ |
| Белильная известь | Смесь $Ca(ClO)_2$, $CaCl_2$ и $Ca(OH)_2$ |
| Бордосская жидкость | Раствор медного купороса $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ в известковом молоке |
| Бромная вода | Водный раствор брома (содержит $HBrO$ и HBr) |
| Жавелевая вода | Водный раствор едкого кали KOH , насыщенный хлором (содержит $KClO$ и KCl) |
| Жидкое мыло | Водный раствор силикатов натрия и калия |
| Известковая вода | Насыщенный водный раствор гашеной извести $Ca(OH)_2$ |
| Известковое молоко | Суспензия твердой гашеной извести $Ca(OH)_2$ в известковой воде |
| Купоросное масло | Техническая концентрированная серная кислота H_2SO_4 |
| Лабарракова вода | Водный раствор едкого натра $NaOH$, насыщенный хлором (содержит $NaClO$ и $NaCl$) |
| Ляпис | Смесь KNO_3 и $AgNO_3$ |
| Натронная известь | Смесь гашеной извести $Ca(OH)_2$ и едкого натра $NaOH$ |
| Нашатырный спирт | Концентрированный водный раствор аммиака |
| Олеум | Раствор SO_3 в серной кислоте (дымящая серная кислота, содержит $H_2S_2O_7$) |
| Пергидроль | 30%-ный водный раствор H_2O_2 |
| Плавиковая кислота | Водный раствор HF |
| Сероводородная вода | Водный раствор H_2S |
| Синильная кислота | Водный раствор HCN |
| Соляная кислота | Водный раствор HCl |
| Термин | Смесь порошка Al и Fe_3O_4 |
| Хлорная вода | Водный раствор хлора (содержит $HClO$ и HCl) |
| Царская водка | Смесь 1 объема концентрированной азотной кислоты HNO_3 и 3 объемов концентрированной соляной кислоты |

Сплавы

| Название сплава | Примерный химический состав (%) |
|-----------------------|--|
| Альмель | На основе Ni , содержит Al (1,8-2,5), Mn(1,8-2,2), Si(0,85-2,0), иногда Fe (0,5) |
| Амальгамы | Hg с металлами IA, ПА, IB и IIB групп (возможно образование интерметаллидов) |
| Барбиты: | |
| оловянный | Sn (82-84), Sb (10-12), Cu (6) |
| свинцовый | Pb (80-80), Sb (16-18), Cu (2) |
| Бронзы | На основе Cu, содержат Sn, Al, Be, Pb, Si и др. |
| Дюралюмин (дюраль) | На основе Al, содержит Cu, Mg, Mn |
| Инвар | Fe(60), Ni (36), Mn (0,5), C(0,5) |
| Констант | Cu (60), Ni (40) |
| Латуни | Cu с Zn (до 50), содержат Al, Fe, Mn, Ni, Pb. |
| Манганин | Cu (83), Mn (13), Ni (4) |
| Мельхиор | Cu с Ni (5 - 30), содержат Fe, Mn, |
| Монель-металл | Ni с Cu (27 - 29), содержат Fe, Mn, |
| Нейзильбер | Cu с Ni (5 - 35) и Zn (13-45) |
| Нержавеющие стали: | |
| хромоникелевая | Cr (18), Ni (9) остальное Fe с C (до 2) |
| хромистая | Cr (13- 27) остальное Fe с C (до 2) |
| Никелин | Cu с Ni (5 - 35), содержат Fe, Mn, Zn |
| Нихром | Ni (65 - 80), Cr (15) содержит Si, Al |
| Победит | WC (~90), Co (~10), |
| Платинородий | Pt (90), Rh (10) |
| Припой | Sn (30-70), остальное Pb |
| Сплав Вуда | Bi (50), Pb (25), Sn (12,5), Cd (12,5) |
| Типографический сплав | Pb (84), Sb (11-12), Sn (4-5) |

Распространенные минералы

| Название минерала | Формула минерала | Название минерала | Формула минерала |
|-------------------|---|----------------------|---|
| Азурит | $\text{Cu}(\text{OH})_2 \cdot 2\text{CuCO}_3$ | Вульфенит | $\text{Pb}(\text{MoO}_4)$ |
| Алебастр | мелкозернистый гипс (см. ниже) | Вюртцит | ZnS (гекс.) |
| Альбит | $\text{Na}(\text{AlSi}_3\text{O}_8)$ | Галенит | PbS |
| Алунит | $(\text{K}, \text{Na})\text{Al}_3(\text{SO}_4)_2(\text{OH})_6$ | Галит | NaCl |
| Анализ | TiO_2 (тетр.) | Галмей (благородный) | ZnCO_3 |
| Анортит | $\text{Ca}(\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_8)$ | Гаусманит | $(\text{Mn}(\text{II})\text{Mn}_2(\text{III}))\text{O}_4$ или Mn_3O_4 |
| Антимонит | Sb_2S_3 | Гематит | Fe_2O_3 |
| Апатит | $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{Cl}, \text{OH}, \text{F})$ | Германит | $\text{FeS} \cdot 2\text{GeS}_2 \cdot 3\text{Cu}_2\text{S}$, или $(\text{FeCu}_6\text{Ge}_2)\text{S}_8$ |
| Арагонит | CaCO_3 (ромб.) | Гётит | $\text{FeO}(\text{OH})$ |
| Аргентит | Ag_2S | Гипс | $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ |
| Аргиродит | $\text{GeS}_2 \cdot 4\text{Ag}_2\text{S}$, или $(\text{Ag}_8\text{Ge})\text{S}_6$ | Глёт | PbO (тетр.) |
| Арсенопирит | FeAsS | Горный хрусталь | прозрачный кварц (см. ниже) |
| Аурипигмент | As_2S_3 | Графит | C (гекс.) |
| Бадделеит | ZrO_2 | Гринокит | CdS |
| Барит | BaSO_4 | Доломит | $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$ |
| Бассанит | $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ | Железный колчедан | см. Пирит |
| Бастнезит | $\text{Ce}(\text{CO}_3)\text{F}$ (содержит и др. лантаноиды) | Ильменит | $(\text{TiFe})\text{O}_3$ |
| Берилл | $\text{Be}_3\text{Al}_2(\text{Si}_6\text{O}_{18})$ | Каинит | $\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ |
| Боксит | $\text{AlO}(\text{OH})$, иногда $\text{Al}_2\text{O}(\text{OH})_4$, $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ | Каломель | Hg_2Cl_2 |
| Брукит | TiO_2 (ромб.) | Кальцит | CaCO_3 (гекс.) |
| Бура | $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ | Каменная соль | см. Галит |
| Ванадинит | $\text{Pb}_5(\text{VO}_4)_3\text{Cl}$ | Каолин | $\text{Al}_4(\text{Si}_4\text{O}_{10})(\text{OH})_8$ |
| Вивианит | $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ | Карналлит | $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (содержит Rb^+) |
| Висмутин | Bi_2S_3 | Касситерит | SnO_2 |
| Витерит | BaCO_3 | Кварц | SiO_2 (триг., гекс.) |
| Витлокит | $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ | Квасцы | $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ |
| Вольфрамит | $(\text{Mn}, \text{Fe})\text{WO}_4$ | Кераргирит | AgCl |

| Название минерала | Формула минерала | Название минерала | Формула минерала |
|-------------------------------|---|--------------------------|---|
| Киноварь | HgS | Пирросидерит | см. Гётит |
| Кобальтин | CoAsS | Пирротин | Fe _{0,877} S |
| Колумбит | (Nb ₂ Fe)O ₆ | Полевой шпат (калиевый) | см. Ортоклаз |
| Корунд | Al ₂ O ₃ | Полевой шпат (натриевый) | см. Альбит |
| Красный железняк | см. Гематит | Поллуцит | CsAl(Si ₂ O ₆) |
| Криолит | Na ₃ [AlF ₆] | Плавиновый шпат | см. Флюорит |
| Кристобалит | SiO ₂ (тетр., куб.) | Реальгар | As ₄ S ₄ |
| Крокоит | Pb(CrO ₄) | Рутил | TiO ₂ (тетр.) |
| Ксенотим | YPO ₄ (содержит лантаноиды) | Сассолин | B(OH) ₃ |
| Куприт | Cu ₂ O | Серный колчедан | см. Пирит |
| Магнезит | MgCO ₃ | Сидерит | FeCO ₃ |
| Магнетит (магнитный железняк) | (Fe(II)Fe ₂ (III))O ₄ | Сильвин | KCl |
| Магнитный колчедан | см. Пирротин | Сильвинит | (K, Na)Cl |
| Малахит | CuCO ₃ ·Cu(OH) ₂ | Слюда (калиевая) | KAl ₂ (AlSi ₃ O ₁₀)(OH,F) ₂ |
| Массикот | PbO (ромб.) | Смитсонит | см. Галмей (благородный) |
| Миниум | см. Сурик | Сподумен | LiAl(Si ₂ O ₆) |
| Мирабилит | Na ₂ SO ₄ ·10H ₂ O | Станнин | FeS*Cu ₂ S-SnS ₂ , или (FeCu ₂ Sn) ₄ S ₄ |
| Молибденит | MoS ₂ | Стибнит | см. Антимонит |
| Монацит | (Ce, Y)PO ₄ +ThSiO ₄ | Стронцианит | SrCO ₃ |
| Навахит | V ₂ O ₅ ·H ₂ O | Сурик | (Pb ₂ III PbIV)O ₄ , или Pb ₃ O ₄ |
| Нитрокалит | KNO ₃ | Сфалерит | ZnS (куб.) |
| Нитрокальцит | Ca(NO ₃) ₂ ·H ₂ O | Сфен | CaTi(SiO ₄)O |
| Нитронатрит | NaNO ₃ (содержит NaIO ₃) | Тальковый шпат | см. Магнезит |
| Оливин | (Mg, Fe) ₂ SiO ₄ | Танталит | (Ta ₂ MnII)O ₄ |
| Оловянный камень | см. Касситерит | Тинкал | см. Буря |
| Опал | SiO ₂ ·nH ₂ O | Титанит | см. Сфен |
| Ортоклаз | K(AlSi ₃ O ₈) | Тридимит | SiO ₂ (ромб. рекс.) |
| Перовскит | (CaTi)O ₃ | Тунгстит | WO ₃ ·H ₂ O |
| Пирит | Fe(S ₂) | Тяжелый шпат | см. Барит |
| Широлозит | MnO ₂ | Фенакит | Be ₂ SiO ₄ |

Окончание Прил.5

| Название минерала | Формула минерала | Название минерала | Формула минерала |
|-----------------------------|-------------------------------------|-----------------------|-----------------------------|
| Фосфорит | см. Витлокиит | Циркон | $ZrSiO_4$ |
| Халцедон | волокнистый кварц (см. выше) | Шеелит (шеелев шпат) | $Ca(WO_4)$ |
| Халькопирит | $(Fe^{III} CuI)_2S_2$ | Шённит | $K_2Mg(SO_4)_2 \cdot 6H_2O$ |
| Хризоберилл | $(BeAl_2)_2O_4$ | Шпинель (благородная) | $(MgAl_2)_2O_4$ |
| Хризотил-асбест | $Mg_6(Si_4O_{11})(OH)_6 \cdot H_2O$ | Штольцит | $Pb(WO_4)$ |
| Хромит (хромистый железняк) | $(Cr_2^{III} Fe)O_4$ | Эпсомит | $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ |
| Целестин | $SrSO_4$ | Яшма | $SiO_2 \cdot nH_2O$ |
| Цинковая обманка | см. Сфалерит | | |

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Пособие для поступающих в вузы / под ред. Г.П. Хомченко. – 3-е изд. – М.: ООО «Издательство Новая волна», 1999.
3. Для школьников старших классов и поступающих в вузы: Теоретические основы. Вопросы. Задачи. Тесты: учеб. пособие / Р.А. Лидин, В.А. Молочко, Л.Л. Андреева / под ред. Р.А. Лидина – М: Дрофа, 2002. – 576 с.
4. Пособие по химии для поступающих в вузы. Программы. Вопросы, упражнения, задачи. Образцы экзаменационных билетов: учеб. пособие. – М.: Высш.шк., 2001. – 575 с.
5. Сборник конкурсных задач по химии для школьников и абитуриентов. Экзамен / Н.Е. Кузьменко, В.В. Еремин, С.С. Чуранов. – М: Издательский дом: «Оникс 21 век», 2001. – 576 с.
6. Пособие для учащихся старших классов и абитуриентов: Вся химия в 50 таблицах / А.Ю. Стахеев; под ред. С.С. Бердоносова. – 4-е изд. – М.: МИРОС, РОСТ, 2000. – 64 с.
7. Неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах, формулах, химических реакциях / А.П. Гаршин. – 2-е изд, испр. и доп. – СПб.: Лань, 2000 – 288 с.

Оглавление

| | |
|---|----|
| ВВЕДЕНИЕ..... | 3 |
| 1. Классы неорганических соединений..... | 4 |
| 1.1. Степени окисления элементов в зависимости от положения элементов в Периодической системе..... | 4 |
| 2. Составление эмпирических и графических формул неорга- нических соединений..... | 6 |
| 2.1. Определение и классификация оксидов..... | 6 |
| 2.2. Гидроксиды..... | 10 |
| 2.2.1. Основания. Определение и классификация..... | 11 |
| 2.2.2. Кислоты. Определение и классификация..... | 15 |
| 2.3. Соли. Определение и классификация..... | 23 |
| 3. Связь между классами неорганических соединений..... | 33 |
| 4. Примеры типовых контрольных вопросов и индивидуаль- ных заданий по теме «Классы неорганических соединений и от- ветов на них»..... | 35 |
| Приложения | 39 |
| Приложение 1 | 39 |
| Приложение 2 | 41 |
| Приложение 3 | 42 |
| Приложение 4..... | 43 |
| Приложение 5..... | 44 |
| Библиографический список..... | 47 |