ЛЕКЦИЯ 8

ХИМИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

Классификация и номенклатура. Гидроксиды. Кислоты. Соли

1. Простые вещества. Неметаллы. Металлы
2. Классификация и номенклатура неорганических соединений
3. Номенклатурные правила ИЮПАК неорганических веществ
4. Гидроксиды - кислотные, основные и амфотерные. Кислоты. Соли.

Простые вещества. Неметаллы. Металлы

Неметаллами называют химические элементы, которые образуют в свободном виде простые вещества, они не обладают физическими свойствами металлов. Из 109 химических элементов 87 можно отнести к металлам, а 22 - к неметаллам.

При обычных условиях неметаллы могут находится в газообразном, жидком, а также твердом состоянии.

Газами являются гелий He, неон Ne, аргон Ar, криптон Kr, ксенон Xe, радон Rn. Это все **инертные газы**. Каждая молекула инертного газа состоит из одного атома.

На внешнем электронном уровне у атомов инертных газов (кроме гелия) расположены восемь электронов. У гелия лишь два. Из-за своей химической устойчивости инертные газы можно сравнивать с благородными драгоценными металлами – золотом и платиной, у них также есть и другое название - благородные газы. Подобное название лучше подходит к инертным газам, так как они могут вступать в химические реакции и образовывать химические соединения. В 1962 году стало известно, что ксенон и фтор могут образовывать соединения. С того времени, известно более 150 химических соединений ксенона, криптона, радона с фтором, кислородом, хлором и азотом.

Представление о химической исключительности благородных или инертных газов, оказалось не совсем верным, поэтому вместо ожидаемой нулевой группы инертные газы были отнесены к восьмой группе Периодической системы.

Такие газы как водород, кислород, азот, хлор и фтор образуют двухатом-

ные молекулы, уже знакомые нам H_2, O_2, N_2, Cl_2, F_2.

Выразить состав вещества можно при помощи химических и математических знаков - химической формулой. Как мы уже знаем, по химической формуле можно вычислить относительную молекулярную массу вещества (Mr).

Относительная молекулярная масса простого вещества равна произведению относительной атомной массы на число атомов в молекуле, к примеру, кислорода: O_2

$Mr(O_2) = Ar(O) \cdot 2 = 16 \cdot 2 = 32$

Тем не менее, кислород может образовывать еще одно газообразное простейшее вещество – озон, в состав молекулы озона входят уже три атома кислорода. Химическая формула O_3.

Свойства аллотропных модификаций химического элемента кислорода: простых веществ O_2 и озона O_3 существенно различаются. Кислород не обладает характерным запахом и цветом, в отличие от озона (отсюда пришло и название озона - в переводе с греческого языка озон обозначает «пахнущий»). Подобный аромат, можно ощутить во время грозы, газ образуется в воздухе за счет электрических разрядов. Озон обладает бактерицидными свойствами, используется для обеззараживания питьевой воды, а также может препятствовать прохождению ультрафиолетовых лучей солнечного спектра, они губительны для всех живых организмов на Земле.

Из 22 простых веществ-неметаллов при обычных условиях в жидкообразном состоянии существует только бром, его молекулы двухатомны: Br_2. Бром представляет из себя тяжелую бурую, с неприятным запахом жидкость (бромос с древнегреческого языка переводится как «зловонный»). Такие твердые вещества-неметаллы как сера и углерод известны еще с древних времен (древесный уголь).

С химической точки зрения неметаллы при взаимодействии с другими веществами могут выступать и в роли доноров, и в роли акцепторов электронов, то есть могут проявлять в соединениях как положительные, так и отрицательные значения степени окисления. Исходя из вышеуказанного, к неметаллам относят

простые вещества, образованные химическими элементами главных подгрупп VIII группы (гелий, неон, аргон, криптон, ксенон, радон); VII группы (водород, фтор, хлор, бром, иод, астат); VI группы (кислород, сера, селен, теллур); V группы (азот, фосфор, мышьяк); IV группы (углерод, кремний, германий); III группы (бор).

Неметаллы, обладают свойствами, противоположными свойствам металлов: отсутствие металлического блеска, ковкости (пластичности), электрической проводимости, с низкой теплопроводностью. В периодической таблице химических элементов (в ее длиннопериодном варианте) граница между металлами и неметаллами проходит по диагонали от бора до астата, при этом германий все же часто относят к неметаллам. Как уже указывалось, деление простых веществ на металлы и неметаллы по приведенным признакам достаточно условно, так как и некоторые неметаллы обладают металлическим блеском, например, йод; известны хрупкие металлы; некоторые химические элементы образуют как металлические, так и неметаллические аллотропные модификации.

Твердые вещества-неметаллы также склонны к явлению аллотропии. Углерод может образовывать такие простые вещества, как алмаз, графит и т.п. Различие в строение алмаза и графита заключается в строении кристаллических решеток.

К *металлам* относят простые вещества, обладающие в обычных условиях высокими значениями электрической проводимости и теплопроводности, металлическим блеском и пластичностью. В настоящее время определяющим физическим свойством, которое позволяет отнести данное вещество к металлам, является понижение электропроводности при повышении температуры (отрицательный температурный коэффициент электрической проводимости). С химической точки зрения металлы обладают низкими значениями электроотрицательности и сродства к электрону, вследствие чего они выступают в химических процессах только как доноры электронов (восстановители), а в соединениях имеют положительные значения степени окисления. Важнейшая химическая характеристика металлов - образование основных оксидов и соответствующих гидрок-

сидов. Металлы IV–VIII групп периодической системы имеют, как правило, соединения с несколькими степенями окисления, при этом высшие оксиды проявляют кислотный характер.

Все металлы в зависимости от строения атома делятся на *s-металлы* (щелочные металлы, щелочноземельные металлы), *p-металлы* (алюминий, галлий, индий, таллий, олово, свинец, висмут и полоний), *d-металлы* (все элементы побочных подгрупп) и *f-металлы* (лантаноиды и актиноиды). По технической классификации металлы делят на *черные* (железо и его сплавы), *цветные* (медь, свинец, никель, кобальт, олово, ртуть и др.), *легкие металлы* с плотностью менее 5000 кг/м^3 (щелочные металлы, алюминий, магний, кальций и др.), драгоценные, или *благородные металлы* (серебро, золото, платиновые металлы). Обычно к металлам относят и их *сплавы*. Сплавы - это однородные системы, состоящие из двух или более металлов (иногда компонентами сплава могут быть и неметаллы), обладающие характерными металлическими свойствами. В промышленности, медицине, быту и т.д. чаще всего используют не чистые металлы, а их сплавы. Многие металлы образуют полиморфные модификации, отличающиеся кристаллической структурой.

Классификация и номенклатура неорганических соединений

Важнейшими классами неорганических соединений являются оксиды, кислоты, основания и соли.

Оксиды - это сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород в степени окисления (-2).

При написании формулы оксида символ элемента, образующего оксид, ставится на первое место, а кислорода - на второе. Общая формула оксидов: ЭхОу.

Особую группу кислородных соединений элементов составляют пероксиды. Обычно их рассматривают как соли пероксида водорода H_2O_2, проявляющего слабые кислотные свойства. У пероксидов атомы кислорода химически связаны не только с атомами других элементов, но и между собой (образуют пероксидную группу – О– О–). Например, пероксид натрия Na_2O_2 (Na–O–O–Na), а ок-

сид натрия Na_2O (Na–O–Na). В пероксидах степень окисления кислорода равна (–1). Так, в пероксиде бария BaO_2 степень окисления бария равна +2, а кислорода –1.

Названия оксидов в соответствии с номенклатурными правилами образуются из слова «оксид» и названия оксидообразующего элемента в родительном падеже, например, CaO – оксид кальция, K_2O – оксид калия.

В случае, когда элемент обладает переменной степенью окисления и образует несколько оксидов, после названия этого элемента указывают его степень окисления римской цифрой в скобках, или прибегают к помощи греческих числительных (1-моно, 2-ди, 3-три, 4-тетра, 5-пента, 6-гекса, 7-гепта, 8-окта).

Например, VO – оксид ванадия (II) или монооксид ванадия;

V_2O_3– оксид ванадия (III) или триоксид диванадия;

VO_2 – оксид ванадия (IV) или диоксид ванадия;

V_2O_5– оксид ванадия (V) или пентаоксид диванадия.

По реакционной способности оксиды можно разделить на солеобразующие и несолеобразующие (безразличные). В свою очередь, солеобразующие оксиды подразделяются на основные, кислотные и амфотерные.

Солеобразующие оксиды			Несолеобразующие оксиды
Основные	Кислотные	Амфотерные	
Образуют металлы со степенью окисления +1 до +3	Образуют металлы и неметаллы со степенью окисления +4 до +8	Образуют металлы с промежуточной степенью окисления +2 до +4	Образуют неметаллы с небольшой степенью окисления +1 или +2
Например, Li_2O, CaO	Например, Mn_2O_7, CrO_3	Например, ZnO, Al_2O_3, SnO, BeO, As_2O_3, Fe_2O_3	Например, NO, CO, N_2O, SiO. Данная группа оксидов не проявляет ни основных, ни кислотных свойств и не образует солей

Основные оксиды. Получение основных оксидов и их химические свойства

Основными называются такие оксиды, которым соответствуют основания. Например, Na_2O, CaO являются основными оксидами, так как им соответствуют основания NaOH, $Ca(OH)_2$.

Получение основных оксидов

1.Взаимодействие металла с кислородом: $4Li + O_2 \rightarrow 2\ Li_2O$.

2.Разложение при нагревании кислородных соединений: карбонатов, нитратов, оснований: t $MgCO_3$ =$MgO+CO_2$-; $2Cu(NO_3)_2$=$2CuO+4NO_2$- +O_2; t $Ca(OH)_2$=$CaO+H_2O$.

Химические свойства основных оксидов

1. Взаимодействие с водой. По отношению к воде основные оксиды делятся на растворимые и нерастворимые. Растворимые – это оксиды щелочных металлов (Li_2O, Na_2O, K_2O, Rb_2O, Cs_2O) и щелочноземельных металлов (CaO,SrO, BaO). Растворяясь в воде, оксиды щелочных и щелочноземельных металлов образуют растворимые в воде основания, называемые щелочами.

К нерастворимым в воде относятся оксиды остальных металлов:

$Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH$; $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$.

2. Основные оксиды взаимодействуют с кислотами, образуя соль и воду:

$CaO + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + H_2O$

3. Основные оксиды взаимодействуют с кислотными, образуя при этом соль:

$CaO + SO_3 \rightarrow CaSO_4$

Кислотные оксиды. Получение кислотных оксидов и их химические свойства

Кислотными называются такие оксиды, которым соответствуют кислоты.

Например, CO_2, P_2O_5, SO_3 являются кислотными оксидами, так как им соответствуют кислоты H_2CO_3, H_3PO_4, H_2SO_4.

Получение кислотных оксидов

1. Горение неметалла: $S + O_2 \rightarrow SO_2$;

2. Горение сложных веществ: $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$;

3. Разложение при нагревании кислородных соединений: карбонатов, нитратов, гидроксидов:

t t

$CaCO_3$ =$CaO+CO_2$; $2AgNO_3$ =$2Ag+2NO_2+O_2$.

Химические свойства кислотных оксидов

1. Взаимодействие с водой. Большинство кислотных оксидов непосредственно реагируют с водой, образуя при этом кислоту. Исключения составляют

лишь оксиды кремния (SiO_2), теллура (TeO_2, TeO_3), молибдена и вольфрама (MoO_3, WO_3): $CO_2 + H_2O \leftrightarrow H_2CO_3$

2. Кислотные оксиды взаимодействуют с основаниями, образуя соль и воду:

$SO_3 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$

3. Кислотные оксиды взаимодействуют с основными, образуя при этом соль:

$3CaO + P_2O_5 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$

4. Летучие кислотные оксиды способны вытеснять более летучие из их солей. Например, нелетучий кислотный оксид кремния (IV) вытесняет летучий кислотный оксид CO_2 из его соли: $CaCO_3 + SiO_2 \rightarrow CaSiO_3 + CO_2$.

Амфотерные оксиды

Амфотерными называются такие оксиды, которые в зависимости от условий проявляют основные или кислотные свойства, то есть обладают двойственными свойствами.

1. Амфотерные оксиды не взаимодействуют с водой.

2. Амфотерные оксиды взаимодействуют с кислотами: $Al_2O_3 + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2O$

3. Амфотерные оксиды взаимодействуют с основаниями:

$t\ Al_2O_3 + 2NaOH = 2NaAlO_2 + H_2O$; $Al_2O_3 + 2NaOH + 3H_2O = 2Na[Al(OH)_4]$

4. Амфотерные оксиды взаимодействуют с основными и кислотными оксидами:

$Al_2O_3 + 3SO_3 = Al_2(SO_4)_3$; $t\ Al_2O_3 + Na_2O = 2NaAlO_2$

Номенклатурные правила ИЮПАК неорганических веществ

ИЮПАК - международный союз теоретической и прикладной химии.

Правила ИЮПАК 1970 г. являются международной моделью, по которой создаются номенклатурные правила для химических соединений на языке соответствующей страны. Эти правила являются компромиссными, т.к. допускают не только систематические, но и тривиальные наименования, т.е. они не в полной мере совершенны. Вместе с тем, правила ИЮПАК передают эмпирическую

формулу, а иногда и основные структурные свойства соединения, отражая таким образом состав и очевидные свойства вещества.

Для ограниченного числа наиболее распространённых веществ правила ИЮПАК разрешают использовать исторически сложившиеся (традиционные) названия: карбонат, сульфат и др.. Однако они требуют дополнительного запоминания, так как не дают точного представления о составе.

Также номенклатурные правила ИЮПАК допускают использование небольшого числа специальных названий: вода, аммиак, гидразин, гидроксиламин, карбонил, уранил и др..

Элементы классифицируются как металлы, полуметаллы и неметаллы.

Самые последние публикации ИЮПАК по номенклатуре и терминологии не содержат рекомендаций по использованию терминов *«металлоид»* или *«полуметалл».*

Ранее Международный союз теоретической и прикладной химии (IUPAC) рекомендовал отказаться от термина «металлоид» и предложил вместо него использовать термин «полуметалл». Однако использование этого термина было признано неприемлемым, поскольку в физике он имеет другое значение - относится к электронной зонной структуре вещества, а не к общей классификации элемента.

Допускается использование следующих групповых названий:

щелочные металлы (от Li до Fr),

щелочноземельные металлы (от Ca до Ra), галогены (от F до At),

халькогены (от O до Po),

благородные газы (от He до Rn).

Переходные элементы - элементы, атомы которых имеют незаполненную d-оболочку, или образующие катионы с незаполненной d – оболочкой.

Редкоземельные элементы - металлы – Sc, Y, элементы от La до Lu.

Лантаноиды - элементы от La до Lu, аналогично используются названия актиноиды, ураноиды и кюроиды.

Гидроксиды - кислотные, основные и амфотерные. Кислоты. Соли.

Гидроксиды - это соединения формулы Э–О–Н, где Э – элемент, образующий гидроксид. В зависимости от прочности связей Э – О или О – Н гидроксиды подразделяют *на основные, кислотные и амфотерные*.

Основные гидроксиды (проявляют свойства оснований) - гидроксиды, в которых менее прочная связь Э – О. Поэтому при распаде молекулы (диссоциации) основного гидроксида образуется гидроксид - ион (OH^-).

$$KOH = K^+ + OH^-$$

Кислотные гидроксиды (проявляют свойства кислот) - гидроксиды, в которых менее прочная связь О – Н. Поэтому при распаде молекулы (диссоциации) кислотного гидроксида образуются ион водорода (H^+).

$$HNO_3 = H^+ + NO_3^-$$

Амфотерные гидроксиды (в зависимости от условий проявляют как основные, так и кислотные свойства). Прочность связей Э – О и О – Н, близкие величины. Поэтому при распаде (диссоциации) молекулы могут образовываться как ионы водорода (H^+), так и гидроксид – ионы (OH^-).

$Zn(OH)_2$ или H_2ZnO_2 , $Al(OH)_3$ или H_3AlO_3

Гидроксиды - это сложные многоэлементные химические соединения, в состав которых входят атомы какого-либо элемента, кислорода и водорода. Химический характер гидроксидов определяется свойствами соответствующих им оксидов. Поэтому гидроксиды делятся на три большие группы:

1. Гидраты кислотных оксидов, называемые кислотами: H_2SO_4.

2. Гидраты основных оксидов, называемые основаниями: $Ba(OH)_2$.

3. Гидраты амфотерных оксидов, называемые амфотерными гидроксидами: $Be(OH)_2$.

Основания - это электролиты, диссоцирующие в водном растворе с образованием катиона металла (или иона аммония NH_4^+) и гидроксогруппы OH^-

Названия оснований

Общая формула оснований: $Me(OH)_n$. Согласно международной номенклатуре названия оснований составляются из слова гидроксид и названия металла. Например, NaOH – гидроксид натрия, $Ca(OH)_2$. гидроксид кальция. Если элемент

образует несколько оснований, то в названии указывается степень его окисления римской цифрой в скобках: $Fe(OH)_2$- гидроксид железа (II), $Fe(OH)_3$ - гидроксид железа (III).

Помимо этих названий для некоторых наиболее важных оснований применяются и другие, в основном традиционные русские названия. Например, гидроксид натрия NaOH называют едким натром, гидроксид кальция $Ca(OH)_2$ - гашеной известью, KOH - едким кали.

Число OH- групп, содержащихся в молекуле основания, определяет его кислотность. По этому признаку основания делятся на однокислотные (KOH), двухкислотные ($Cu(OH)_2$), трехкислотные ($Cr(OH)_3$).

Гидроксиды, растворимые в воде, называют щелочами. Классифицируют основания по силе основания: сильные (щелочи)- 10 активных металлов щелочных и щелочноземельных групп, слабые - все остальные. Это гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов: NaOH, KOH, RbOH, CsOH, $Ba(OH)_2$, $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$.

Способы получения щелочей и оснований

1. Растворимые в воде основания (щелочи) получают при взаимодействии щелочных и щелочно-земельных металлов с водой: $2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$

2. Растворимые в воде основания (щелочи) получают при взаимодействии оксидов щелочных и щелочно-земельных металлов с водой:

$Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH$

3. Щелочи можно получить электролизом водных растворов соответствующих солей (Например, гидроксид натрия можно получить электролизом раствора соли NaCl): $2NaCl+2H_2O \rightarrow 2NaOH+H_2+Cl_2$

Катод: $2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$

Анод: $2Cl^- - 2e^- \rightarrow Cl_2$

4. Малорастворимые или нерастворимые в воде основания получают путем взаимодействия растворов соответствующих солей с растворами щелочей: $CuSO_4 + 2NaOH \rightarrow Cu(OH)_2 + Na_2SO_4$

Химические свойства оснований

Основания в большинстве случаев представляют собой твердые вещества. По отношению к воде их модно разделить на две группы: растворимые в воде - щелочи и нерастворимые в воде. Растворы щелочей мыльные на ощупь. Изменяют окраску индикаторов: лакмуса в синий цвет, фенолфталеина - в малиновый, метилового оранжевого - в желтый цвет.

1. Электролитические свойства оснований. Одно из наиболее характерных свойств оснований - электролитическая способность к диссоциации в жидком состоянии. При диссоциации основания образуется гидроксогруппа OH^-и основной остаток - катион.

Диссоциация оснований, содержащих одну гидроксогруппу OH^-, протекает в одну ступень: $KOH \leftrightarrow K^+ + OH^-$.

Основания, содержащие несколько гидроксогрупп в молекуле, диссоциируют ступенчато, с постепенным отщеплением ионов OH^-.

Катион, образующийся после отщепления от молекулы гидроксида одной или несколько гидроксид-ионов, называется основным остатком. Количество основных остатков, соответствующих данному гидроксиду, равно числу гидроксогрупп OH^- в составе молекулы гидроксида.

Название основного остатка образуется из русского названия металла в составе остатка с добавлением слова «ион». Если остатки содержат одну или две гидроксогруппы, к названию металла добавляются приставки *«гидроксо» или «дигидроксо».*

Например: $Fe(OH)_3 \leftrightarrow OH^- + Fe(OH)_2^+$ дигидроксожелезо (III)-ион

$Fe(OH)_2^+ \leftrightarrow OH^- + FeOH^{2+}$ гидроксожелезо (III)-ион

$FeOH_2^+ \leftrightarrow OH^- + Fe^{3+}$ железо (III)-ион

С точки зрения теории электролитической диссоциации все общие свойства оснований (мыльность на ощупь, изменение цвета индикаторов, взаимодействие с кислотами, кислотными оксидами, солями) обусловлены наличием гидроксид-ионов в их составе.

2. Взаимодействие с кислотами. Это реакция нейтрализации, приводящая к образованию соли и воды: $2NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$.

3. Щелочи взаимодействуют с кислотными оксидами:

$Ca(OH)_2+CO_2 \rightarrow CaCO_3+H_2O$.

4. Щелочи взаимодействуют с растворами солей. Данное взаимодействие осуществляется, если после реакции образуются труднорастворимые или слабые основания: $2KOH + CuSO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 + K_2SO_4$.

5. При нагревании нерастворимые основания разлагаются на оксид и воду: $t\ 2Fe(OH)_3 = Fe_2O_3 + 3H_2O$.

Амфотерные гидроксиды

Амфотерность гидроксидов понимается как способность плохо растворимых гидроксидов металлов проявлять кислотные или основные свойства в зависимости от характера кислотноосновного взаимодействия. Амфотерными являются следующие гидроксиды: $Al(OH)_3$, $Zn(OH)_2$, $Cr(OH)_3$, $Be(OH)_2$, $Ge(OH)_2$, $Sn(OH)_4$, $Pb(OH)_2$ и др.

Металлы, находящиеся встепени окисления +3 и +4 называются амфотерными (исключения $Zn(OH)_2$, $Be(OH)_2$).

Формула амфотерного гидроксида, как правило, записывается по формуле основания $Me(OH)_n$, но ее можно представить и в виде кислоты H_nMeO_m. Например, $Zn(OH)_2$- гидроксид цинка или H_2ZnO_2 цинковая кислота; $Al(OH)_3$ гидроксид алюминия или $HAlO_2$ - метаалюминиевая кислота (H_3AlO_3- ортоалюминиевая кислота).

Химические свойства амфотерных гидроксидов

В силу своей двойственности амфотерные гидроксиды способны реагировать как с кислотами, так и со щелочами.

1. При взаимодействии с сильными кислотами образуются соль и вода; при этом амфотерный гидроксид проявляет основные свойства:

$Zn(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + 2H_2O$

2. При взаимодействии с сильными основаниями (щелочами) образуются соль и вода; при этом амфотерный гидроксид проявляет кислотные свойства и в уравнении должна быть использована его кислотная форма:

$H_2ZnO_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2ZnO_2 + 2H_2O$

цинкат натрия

$t\ HAlO_2 + NaOH = NaAlO_2 + H_2O$ (сплавление)

метаалюминат натрия

3. С водными растворами щелочей амфотерные гидроксиды образуют комплексные соединения: $Zn(OH)_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$

Амфотерные гидроксиды - нерастворимые соединения. Получение амфотерных гидроксидов возможно лишь косвенно – путем взаимодействия щелочей с солями соответствующих металлов:

$CuSO_4 + 2NaOH \rightarrow Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$

Кислоты - это электролиты, диссоциирующие в водном растворе с образованием катиона водорода H^+и аниона кислотного остатка.

Названия кислот

В общем виде формула кислоты записывается как $H_mЭ$ или $H_mЭO_n$, где Э - кислотообразующий элемент.

По химическому составу, а именно по отсутствию или наличию атомов кислорода в молекулах, кислоты делятся на кислородсодержашие (H_2SO_4, HNO_3) и бескислородные (H_2S, HF, HCl).

Кислоты имеют традиционные и систематические названия, составляемые по номенклатурным правилам ИЮПАК для сложных соединений. Традиционное название кислоты складывается из двух слов. Первое слово – прилагательное с корнем от русского названия кислотообразующего элемента, второе – слово «кислота», *например, серная кислота, азотная кислота.*

В названиях кислородосодержащих кислот для обозначения степени окисления кислотообразующего элемента используются следующие суффиксы:

- н, - ов, - ев - (высшая или любая единственная степень окисления), как $HClO_4$ - хлорная, H_2SO_4 - серная, $HMnO_4$ - марганцовая кислота, H_2SiO_3 - метакремниевая кислота;

- новат - (промежуточная степень окисления +5), как $HClO_3$ - хлорноватая, HIO_3 - йодноватая, H_2MnO_4 - марганцоватая кислота;

- овист, - ист - (промежуточная степень окисления +3, +4), как H_3AsO_3 - ортомышьяковистая кислота; $HClO_2$ - хлористая, HNO_2 - азотистая;

- новатист - (низшая положительная степень +1), как HClO - хлорноватистая.

Если элемент в одной и той же степени окисления образует несколько кислородосодержащих кислот, то к названию кислоты с меньшим содержанием кислородных атомов добавляют префикс **«мета»**, при наибольшем числе - префикс **«орто»**: HPO_3 - метафосфорная кислота, H_3PO_4 - ортофосфорная кислота (степень окисления фосфора равна +5).

Названия бескислородных кислот производятся от названия неметалла с окончанием «о» и прибавлением слова водородная. Например, HF - фтороводородная или плавиковая кислота

Названия кислот и кислотных остатков

Название кислоты	Формула кислоты	Кислотный остаток	Название аниона
Азотистая	HNO_2	NO_2^-	Нитрит-ион
Азотная	HNO_3	NO_3^-	Нитрат-ион
Ортоборная	H_3BO_3	BO_3^{3-}	Ортоборат-ион
Метакремниевая	H_2SiO_3	SiO_3^{2-}	Метасиликат-ион
Марганцовая	$HMnO_4$	MnO_4^-	Перманганат-ион
Ортомышьяковая	H_3AsO_4	$A_sO_4^{3-}$	Ортоарсенат-ион
Ортомышьяковистая	H_3AsO_3	AsO_3^{3-}	Ортоарсенит-ион
Серная	H_2SO_4	SO_4^{2-}	Сульфат-ион
Сернистая	H_2SO_3	SO_3^{2-}	Сульфит-ион
Сероводородная	H_2S	S_2^-	Сульфид-ион
Тиосерная	$H_2S_2O_3$	$S_2O_3^{2-}$	Тиосульфат-ион
Угольная	H_2CO_3	CO_3^{2-}	Карбонат-ион
Метафосфорная	HPO_3	PO_3^-	Метафосфат-ион
Ортофосфорная	H_3PO_4	PO_4^{3-}	Ортофосфат-ион
Двуфосфорная (пирофосфорная)	$H_4P_2O_7$	$P_2O_7^{4-}$	Дифосфат (пирофосфат)
Фосфористая	H_3PO_3	PO_3^{3-}	Фосфит-ион
Хлорная	$HClO_4$	ClO_4^-	Перхлорат-ион
Хлористая	$HClO_2$	ClO_2^-	Хлорит-ион
Хромовая	H_2CrO_4	CrO_4^{2-}	Хромат-ион
Хлороводородная	HCl	Cl^-	Хлорид-ион
Бромоводородная	HBr	Br^-	Бромид-ион
Иодоводородная	HJ	J^-	Иодид-ион
Уксусная	CH_3COOH	CH_3COO^-	Ацетат-ион
Циановодородая	HCN	CN^-	Цианид-ион

Способы получения кислот

1. Взаимодействие кислотного оксида с водой: $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$.

Исключение составляют SiO_2, TeO_2, TeO_3, MoO_3, WO_3, которые с водой не взаимодействуют.

2. Если кислотный оксид не растворим в воде, то соответствующие им кислоты получают косвенным путем, а именно, действием другой кислоты на соответствующую соль: $Na_2SiO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2SiO_3\downarrow$

3. Бескислородные кислоты получают путем взаимодействия неметаллов с водородом с последующим растворением продуктов в воде:

$H_2(г) + Cl_2(г) \rightarrow 2HCl(г)$

Химические свойства кислот

Кислоты представляют собой жидкости (H_2SO_4, HNO_3) или твердые вещества (H_3PO_4). Многие кислоты хорошо растворимы в воде. Водные растворы кислот имеют кислый вкус и изменяют цвет индикаторов: лакмусу придают красный цвет, метиловому оранжевому - розовый.

1. Электролитические свойства кислот. Согласно теории электролитической диссоциации кислотами называют вещества, диссоциирующие в водных растворах с образованием ионов водорода H^+, которыми обусловлены все общие свойства кислот (кислый вкус растворов, окрашивание лакмуса в красный цвет, взаимодействие с металлами и т.д.). Число ионов водорода кислоты, способных замещаться на катионы металлов, определяет основность этой кислоты и число ступеней диссоциации. Так HCl, H_2SO_4, H_3PO_4 - пример одно-, двух- и трехосновных кислот.

Диссоциация одноосновной хлороводородной кислоты HCl происходит в одну ступень: $HCl \leftrightarrow H^+ + Cl^-$. Ей соответствует один кислотный остаток - хлорид-ион Cl^-.

Угольная кислота, являясь двухосновной кислотой, диссоциирует в две ступени с образованием кислотных остатков:

$H_2CO_3 \leftrightarrow H^+ + HCO_3^-$ гидрокарбонат-ион

$HCO_3^- \leftrightarrow H^+ + CO_3^{2-}$ карбонат-ион

Ортофосфорная кислота H_3PO_4 диссоциирует в три ступени с образованием трех кислотных остатков:

$H_3PO_4 \leftrightarrow H^+ + H_2PO_4^-$ дигидроортофосфат-ион

$H_2PO_4^- \leftrightarrow H^+ + HPO_4^{2-}$гидроортофосфат-ион

$HPO_4^{2-} \leftrightarrow H^+ + PO_4^{3-}$ортофосфат-ион

Если кислотный остаток содержит один водород-ион, то к его названию прибавляется приставка «гидро», если два водородных иона– « дигидро». основаниями, в результате образуется соль и вода: $HCl+NaOH \rightarrow NaCl+H_2O$

2. Взаимодействие с основными оксидами: $2HCl + CaO \rightarrow CaCl_2 + H_2O$

3. Взаимодействие с солями. Кислоты вступают в реакцию с солями, если в результате ее образуется более слабая кислота, малорастворимое или летучее соединение: $H_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2HCl$

4. Взаимодействие кислот с металлами (с образованием соли и выделением водорода): $2HCl + Fe \rightarrow FeCl_2 + H_2$

Металлы, имеющие стандартный электродный потенциал больше водорода, с кислотами не взаимодействуют. При взаимодействии металлов с концентрированной серной кислотой, концентрированной и разбавленной азотной кислотой водород не выделяется.

Соли - это электролиты, диссоциирующие в водном растворе с образованием катионов ионов кислотных остатков.

Состав соли описывается формулой, в которой на первое место ставится формула катиона, а на второе - формула аниона. Названия солей образуются от названия кислотного остатка (в именительном падеже) и названия основного остатка (в родительном падеже), входящих в состав соли. Степень окисления металла, образующего катион, указывается римскими цифрами в скобках, если это необходимо. Например, K_2S - сульфид калия, $FeSO_4$ - сульфат железа (II), $Fe_2(SO_4)_3$ - сульфат железа (III). Анион бескислородной кислоты имеет окончание **«ид».** Например, $FeCl_3$ - хлорид железа (III).

Названия кислых солей образуются также, как и средних, но при этом к названию аниона добавляют приставку **«гидро»,** указывающую на наличие атомов водорода, число которых обозначается греческими числительными: *ди, три*

и.т.д. Например: $Fe(HSO_4)_3$ - гидросульфат железа (III), NaH_2PO_4 - дигидрофосфат натрия.

Названия основных солей образуются также, как и средних, но при этом к названию катиона добавляют приставку «гидроксо», указывающую на наличие гидроксогрупп, число которых обозначается греческими числительными: *ди, три и.т.д.* Например: $(CuOH)_2CO_3$ - карбонат гидроксомеди (II), $Fe(OH)_2Cl$ - хлорид дигидроксожелеза (III).

Соли подразделяются на *средние, кислые и основные.*

Средние (нормальные) соли не содержат в молекуле ни атомов водорода, ни гидроксогрупп. Они диссоциируют практически полностью (не ступенчато), образуя катионы металла и анионы кислотного остатка: $K_2S \leftrightarrow 2K^+ + S^{2-}$.

Средние соли можно получить при полном замещении атомов водорода в молекулах кислот атомами металлов или при полном замещении гидроксогрупп в основаниях на кислотные остатки: $Zn(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + 2H_2O$

Кислые соли - это соли, кислотный остаток которых содержит в своем составе водород, например, KHS, $Fe(HSO_4)_3$. Такие соли диссоциируют ступенчато.

Вначале (по I ступени) происходит полная диссоциация соли на катионы металла и анионы кислотного остатка: $KHS \leftrightarrow K^+ + HS^-$(полная диссоциация)

Затем кислотный остаток диссоциирует в меньшей степени (частично), ступенчато отщепляя катионы водорода: $HS^- \leftrightarrow H^+ + S^{2-}$ (частичная диссоциация)

По своим свойствам кислые соли являются промежуточными соединениями межу средними солями и кислотами. Так же, как кислоты, они обычно хорошо растворимы в воде и способны к реакции нейтрализации.

Кислые соли образуются только многоосновными кислотами в случае неполного замещения атомов водорода в кислоте на атомы металла (избыток кислоты). Например: $NaOH + H_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4 + H_2O$

гидросульфат натрия

Одноосновные кислоты (HCl, HNO_3) кислых солей не образуют.

Основные соли - это соли, катионы которых содержат одну или несколько гидроксогрупп, например, $(CuOH)_2CO_3$, $(FeOH)Cl_2$.

Основные соли так же, как и кислые, диссоциируют ступенчато.

По I ступени идет полная диссоциация на катионы основного остатка и анионы кислотного, а затем идет частичная диссоциация основного остатка.

Например, карбонат гидроксомеди (II) полностью диссоциирует по первой ступени: $(CuOH)_2CO_3 \leftrightarrow 2CuOH^+ + CO_3^{2-}$, (полная диссоциация), затем основный остаток частично диссоциирует как слабый электролит на ионы: $CuOH^+ \leftrightarrow Cu^{2+} + OH^-$ (частичная диссоциация)

Как правило, основные соли малорастворимы и при нагревании разлагаются с выделением воды.

Основные соли образуются только многокислотными основаниями в случае неполного замещения гидроксогрупп основания на кислотные остатки (избыток основания): $Mg(OH)_2 + HCl \rightarrow MgOHCl + H_2O$

хлорид гидроксомагния

Получение солей

Средние соли могут быть получены при взаимодействии веществ:

1. Металла с неметаллом: $Fe+S \rightarrow FeS$

2. Металла с кислотой: $Zn+2HCl \rightarrow ZnCl_2+H_2$; $3Zn+4H_2SO_4(к.) \rightarrow 3ZnSO_4+S+4H_2O$

3. Основного оксида с кислотой: $CuO+H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4+H_2O$

4. Кислотного оксида с основаниями: $CO_2+Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3+H_2O$

5. Основания с кислотой (реакция нейтрализации):

$Ca(OH)_2+2HCl \rightarrow CaCl_2+2H_2O$

6. Двух различных солей: $Na_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2NaCl$

7. Щелочей с солями: $3KOH+FeCl_3 \rightarrow 3KCl+Fe(OH)_3\downarrow$

8. Вытеснение пассивного металла из раствора его соли более активным металлом (в соответствии с рядом напряжений металлов):

$Fe+CuSO_4 \rightarrow FeSO_4+Cu$

9. Взаимодействием кислотного оксида с основным: $CaO+SiO_2 \rightarrow CaSiO_3$

Кислые соли могут быть получены:

1. При взаимодействии снования с избытком кислоты или кислотного оксида: $Pb(OH)_2 + 2H_2SO_4 \rightarrow Pb(HSO_4)_2 + 2H_2O$; $Ca(OH)_2 + 2CO_2 \rightarrow Ca(HCO_3)_2$

2. При взаимодействии средней соли с кислотой, кислотный остаток которой входит в состав этой соли: $PbSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Pb(HSO_4)_2$

Основные соли могут быть получены:

1. При взаимодействии кислоты с избытком основания:

$HCl + Mg(OH)_2 \rightarrow MgOHCl + H_2O$

2. При взаимодействии средней соли со щелочью:

$Bi(NO_3)_3 + 2NaOH \rightarrow Bi(OH)_2NO_3 + 2NaNO_3$

Кислые или основные соли образуются при гидролизе средних солей:

$Na_2CO_3 + H_2O \rightarrow NaHCO_3 + NaOH$; $Al_2(SO_4)_3 + H_2O \rightarrow 2AlOHSO_4 + H_2SO_4$

Химические свойства солей

1. В ряду стандартных электродных потенциалов каждый предыдущий металл вытесняет последующие из растворов их солей:

$Zn + Hg(NO_3)_2 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + Hg$

2. Соли взаимодействуют со щелочами:

$CuSO_4 + 2NaOH \rightarrow Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$

3. Соли взаимодействуют с кислотами: $CuSO_4 + H_2S \rightarrow CuS\downarrow + H_2SO_4$

4. Многие соли взаимодействуют между собой:

$CaCl_2 + Na_2CO_3 \rightarrow CaCO_3\downarrow + 2NaCl$

При составлении химический уравнений реакций нужно помнить, что реакция протекает, если один из образующихся продуктов выпадает в виде осадка, выделяется виде газа или представляет собой малодиссоциированное соединение.

Превращение кислых и основных солей в средние

1. Взаимодействие кислой соли с гидроксидом того же металла:

$KHSO_4 + KOH \rightarrow K_2SO_4 + H_2O$

2. Взаимодействие кислой соли с солью того же металла, но другой кислоты: $KHSO_4 + KCl \rightarrow K_2SO_4 + HCl$

3. Термическое разложение кислых солей: $Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3 + CO_2 + H_2O$

4. Взаимодействие основной соли с соответствующей кислотой:

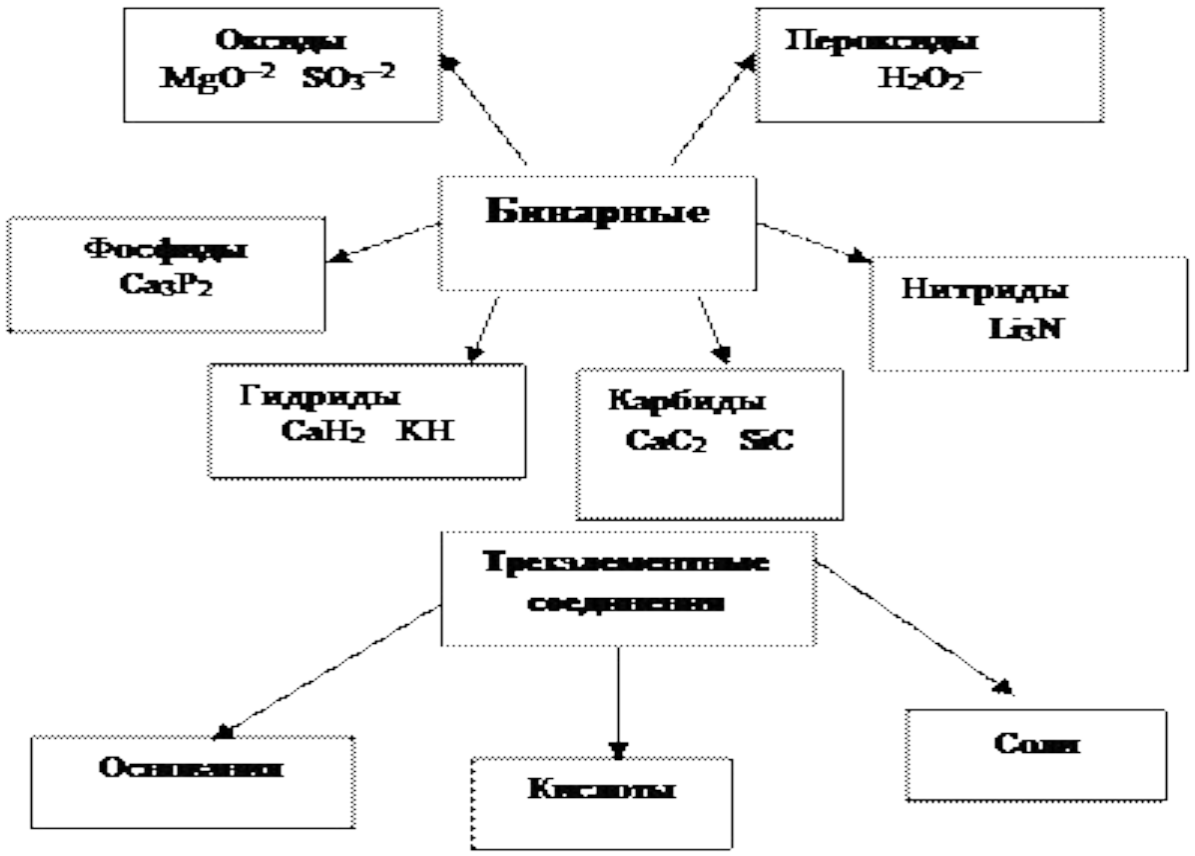
$2FeOHSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 2H_2O$

Классификация сложных веществ по функциональным признакам

Химические вещества (по составу) классифицируются- на простые и сложные

Простые- металлы и неметаллы и амфотерные элементы, *сложные*- бинарные, трехатомные

Классификация сложных неорганических веществ по составу:



Рекомендуемая литература:

1. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов/ Э. Т. Оганесян, В. А. Попков, Л. И. Щербакова, А. К. Брель; под редакцией Э. Т. Оганесяна. - 2-е изд., перераб. и доп. - Москва: Издательство Юрайт, 2025. - 558 с. - (Высшее образование). - ISBN 978-5-534-16033-8. - Текст: электронный. - URL: https://urait.ru/bcode/560228.

2. Черникова, Н. Ю. Начала общей химии: учебник для вузов/ Н. Ю. Черникова, В. В. Самошин. - Санкт-Петербург: Лань, 2024. - 488 с. - ISBN 978-5-507-48676-2. - Текст: электронный. - URL: https://e.lanbook.com/book/394436.