

МИНОБРНАУКИ РОССИИ

**Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего профессионального образования
«Новосибирский национальный исследовательский
государственный университет»**

Факультет естественных наук

Емельянов В.А.

ОСНОВЫ КЛАССИФИКАЦИИ И НОМЕНКЛАТУРЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

электронное учебно-методическое пособие для углубленного изучения неорганической химии в рамках экспериментальной площадки НГУ в Биотехнологическом лицее-интернате № 21 р.п. Кольцово

Новосибирск - 2012

ГЛАВА 1. КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Я не доверяю систематикам и сторонюсь их. Воля к системе есть недостаток честности.

Ф. Ницше

Принципы классификации химических реакций и соединений

Целью любой классификации является выделение из множества объектов ограниченных по численности групп (классов), отдельные объекты которых имеют общие признаки. Эти признаки называются *классификационными*.

Известно около 100 тысяч неорганических соединений, и их число благодаря работе исследователей постоянно растёт. Попытка простого запоминания свойств, строения, названий и даже состава веществ без систематизации Ваших знаний, без опоры на классификацию заранее обречена на провал.

Признание любой системы классификации научным сообществом определяется правильностью выбора классификационных признаков, позволяющих выделять классы объектов ограниченной численности, обладающих общими химическими свойствами. Выделение таких классов кроме систематизации знаний позволяет вырабатывать систему правил (*номенклатурные правила*) для образования названий химических соединений.

Ярким примером уникально краткой, но чрезвычайно информативной классификации химических элементов служит Периодическая система Д. И. Менделеева, в которой элементы классифицированы по количеству валентных электронов, по типу симметрии атомных орбиталей в валентной оболочке атома, по максимально возможным положительным и отрицательным степеням окисления, по количеству энергетических уровней и т. д. Даже разделение простых веществ по физическим свойствам (электропроводность, теплопроводность и т. п.) на металлы и неметаллы можно провести, опираясь на Периодическую систему. Ни одна другая наука не имеет такого краткого и ёмкого справочного пособия, при умелом использовании которого можно очень много рассказать не только об известных, но и о не известных Вам и даже не открытых элементах и веществах.

Здесь мы приведем некоторые классификационные признаки, используемые в современной химии, вкратце изложим несколько классификаций, наиболее широко применяющиеся в неорганической химии, и наиболее полно и конкретно остановимся на подходе Лавуазье.

В 1787 г А. Л. Лавуазье предложил первую классификацию неорганических соединений, выделив среди известных к тому времени соединений простые вещества, продукты их горения - оксиды, продукты реакций оксидов с водой - основания и кислоты, и как результат взаимодействия последних появлялся класс солей. С современных позиций такая схема, безусловно, является слишком ограниченной, однако идея использования химических реакций для классификации веществ оказалась весьма плодотворной. В настоящее

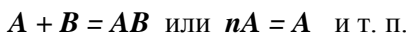
время наиболее распространена классификация неорганических соединений именно по наиболее характерному для них типу химических превращений.

Классификация химических реакций по различным классификационным признакам

Для классификации химических реакций используют самые различные классификационные признаки, связанные как с отличиями на микро (атомно-молекулярном) уровне, так и некоторые макроскопические или даже формальные отличия; как в результате реакций, так и в процессах их протекания. Иногда существенны отличия в условиях протекания реакций (природе и масштабе систем, в которых протекает реакция, величине температуры и т. д.). Мы перечислим здесь наиболее часто употребляющиеся в различных областях химии классификации и подробно остановимся на наиболее информативной из них, в которой качестве классификационного признака выбрана природа частиц, переносимых при химическом превращении от одних веществ (исходных) реагентов к другим (продуктам). Итак, вначале назван классификационный признак, далее приводятся термины, которыми называют различные химические процессы. Нумерация произвольная.

1. **Число частиц** (атомов, ионов, функциональных групп) в продуктах по сравнению с реагентами независимо от конкретной природы этих частиц. Это реакции **присоединения (ассоциации), разложения (диссоциации), замещения, обмена и переноса**.

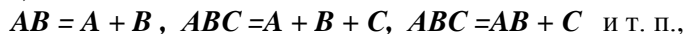
1.1. **Реакции присоединения (ассоциации)** – реакции, в результате которых происходит увеличение количества структурных единиц (атомов, ионов, групп атомов) в продуктах по сравнению с исходными реагентами, в самом общем виде реакции типа



Например, $2H = H_2$, $2NO_2 = N_2O_4$, $SO_2 + Cl_2 = SO_2Cl_2$, $CaO + CO_2 = CaCO_3$, $SnCl_2 + Cl_2 = SnCl_4$ или все реакции полимеризации.

Среди приведённых примеров и образование молекулы водорода из атомов, и димеризация молекулярного радикала, $\cdot NO_2$, и получение более сложной, пятиатомной молекулы из более простых, трёх – и двухатомной, и образование соли из основного и кислотного оксидов. Эти реакции отличаются по многим признакам, но самое главное, что их объединяет – образование дополнительных химических связей (в продуктах реакций присоединения связей больше, чем в исходных реагентах). Следовательно, чаще всего такие реакции протекают с выделением энергии (не всегда, так как величина энергии связи различна для разных связей).

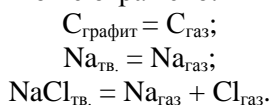
1.2. Противоположный случай, уменьшение числа частиц – **реакции разложения**,



например, $O_3 = 3O$, $2O_3 = 3O_2$, $NH_4Cl = NH_3 + HCl$, $AgBr \xrightarrow{h\nu} Ag + 0,5Br_2$, а также обратные реакции для приведённых выше, в п. 1.1. Подобные реакции

в растворах электролитов называют не разложением, а только *диссоциацией*, например, $\text{HCl}_{\text{газ}} = \text{H}_{\text{в.}}^+ + \text{Cl}_{\text{в.}}^-$; $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 2\text{Al}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$.

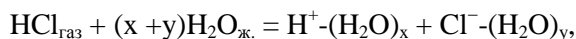
Реакции разложения приводят не только к числу уменьшения формальной характеристики – количества «частиц», но, что более важно, и к уменьшению количества химических связей в результате реакции. В первом примере, диссоциации трёхатомной молекулы озона на атомы, происходит разрыв всех исходных химических связей, новых не образуется. Уменьшается число связей и во втором примере, где из более сложных молекул в результате разложения образуются простые, двухатомные. Третий пример не столь очевиден с точки зрения связей, так как кроме сохранившихся в продуктах полярных ковалентных связей N-H в молекуле аммиака образуется дополнительная связь H-Cl, которой не было в исходной соли, однако она образуется взамен четвёртой связи N-H в исходном катионе аммония; и самое существенное, что в результате реакции уничтожается ионная связь между катионами и анионами в исходном NH_4Cl . К реакциям разложения относятся и процессы атомизации ковалентных, металлических или ионных кристаллов, хотя в уравнениях этих процессов разрыв связей и уменьшение количества частиц в результате процесса формально не отражено:



Поскольку реакции разложения приводят к уменьшению количества химических связей в продуктах по сравнению с исходными реагентами, то для протекания реакций требуется энергия – либо тепловая, т. е. повышение температуры способствует разложению, либо соответствующие фотоны для фотохимических реакций, как в примере фотолиза AgBr , либо электрическая энергия и т. п.

Особый случай – диссоциация электролитов в растворах. Разложение молекулы хлороводорода на ионы (называемое гетеролитическим разрывом связи) $\text{HCl}_{\text{газ}} = \text{H}_{\text{газ}}^+ + \text{Cl}_{\text{газ}}^-$ приводит только к разрыву исходной связи H-Cl в молекуле (ещё и с переносом электрона на атом хлора), новых связей при этом не образуется. Очевидно, что такой процесс требует затрат энергии, и реально его можно провести со значительным выходом только при весьма высоких температурах или облучении весьма коротковолновым («жестким») ультрафиолетовом излучении (для гомолитической диссоциации $\text{HCl}_{\text{газ}} = \text{H}_{\text{газ}} + \text{Cl}_{\text{газ}}$ требуется меньшая энергия, но также повышенная энергия или УФ-излучение). В уравнении диссоциации хлороводорода в воде $\text{HCl}_{\text{газ}} = \text{H}_{\text{в.}}^+ + \text{Cl}_{\text{в.}}^-$ нижние индексы «в.» указывают, что протон* и хлорид-ион существуют в растворе в сольватированном состоянии, т. е. взамен разорванной связи H-Cl в исходной молекуле образуются новые, между ионами и полярными молекулами растворителя, воды (ион-дипольные связи):

* На самом деле даже не протон, а катион гидроксония, H_3O^+ .



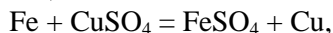
где x и y – количество молекул воды, сольватирующих протон и хлорид-ион соответственно. Именно за счёт энергии этих образующихся в результате электролитической диссоциации связей между продуктами диссоциации и растворителем возможно протекание диссоциации в растворах (и в том числе процессов растворения) при относительно низких температурах, комнатной и ниже.

Реакции, в результате которых число структурных единиц не изменяется, подразделяют на реакции замещения, обмена и присоединения, но граница между ними не настолько отчетливая, как для разложения – присоединения.

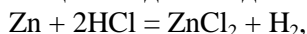
1.3. К реакциям **замещения** относят реакции, в результате которой одна из участвующих в реакции частиц «вытесняет» (замещает, англ. *displacement* или *replacement*) другую, являющуюся частью более сложной частицы:



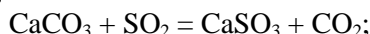
Примерами реакций замещения могут служить совершенно разные по природе замещающих частиц реакции:



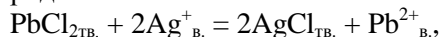
где элементарное железо замещает медь в соединении;



цинк замещает водород;



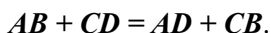
здесь более кислый оксид SO_2 замещает в соли менее кислый, CO_2 , а вовсе не атом серы – атом углерода.



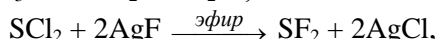
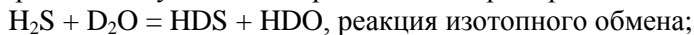
два иона серебра замещают ион свинца в твёрдом соединении.

Первые два примера относятся к окислительно-восстановительным реакциям, в двух последних степени окисления не изменяются. Замещаются как атомы элементов, так и многоатомные группы (такие реакции иногда выделяют в отдельный подкласс).

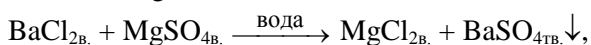
1.4. При **реакциях обмена** (в английской литературе используют термин *double displacement*, *double replacement*) участвующие в реакции молекулы или ионы обмениваются своими частями:



Принципиального отличия с реакциями замещения нет. Как и для реакций замещения, наблюдается большое разнообразие по природе переносимых частиц, которое можно увидеть из приведённых примеров:



обмен между ковалентным и ионным соединениями с образованием очень устойчивого соединения, AgCl ;

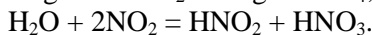
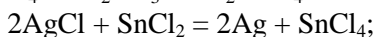
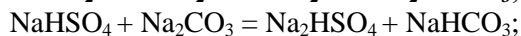
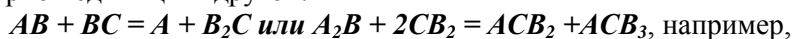


ионный обмен с образованием трудно растворимого соединения;



Следует отметить, что реакции ионного обмена, представляющие наиболее многочисленную группу реакций этого класса, по сути, являются реакциями ассоциации ионов, протекающими после соответствующих реакций диссоциации. Это явно видно при краткой ионной форме записи двух последних реакций: $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4$ и $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$. Но, поскольку и любая другая реакция обмена обязательно включает диссоциацию и ассоциацию частиц (в таком, либо обратном, порядке), реакцию ионного обмена, записанную в молекулярном виде, формально вполне можно отнести к реакциям обмена.

1.5. В **реакциях переноса** атом или группа атомов переходит от одной структурной единицы к другой:



Как и реакции замещения и обмена, эта классификационная группа объединяет самые разные по природе реакции.

Выделим главные достоинства и недостатки классификации реакций по количеству и способам переноса от реагентов к продуктам структурных единиц (частиц). Такая классификация, оперирующая переносом неких абстрактных «частиц» А, В, С, АВ и т. п., т. е. основанная на комбинаторике, по существу формальна, и не обладает какой-либо предсказательной силой (кроме прогноза уменьшения энергии при процессах соединения и увеличения при разложении). Однако эта формальность подхода делает такую классификацию наиболее общей. В любом случае знакомство с этой классификацией необходимо на любом этапе изучения химии и тем более работы в химии.

2. Природа частиц, переносимых от реагентов к продуктам в результате химической реакции – протоны (кисотно-основные реакции), электроны (окислительно-восстановительные реакции) или атомно-молекулярные частицы. В неорганической химии большинство реакций относится всего к двум классам, важность которых трудно переоценить и для систематики, и для изучения предмета химии.

I. Кислотно-основные реакции – реакции с переносом протона от реагентов к продуктам.

II. Окислительно-восстановительные реакции – реакции с переносом электронов от реагентов к продуктам.

Если дополнить эту классификацию третьей группой реакций, в которых переносимые частицы имеют неподелённые электронные пары, и в результате которых образуются и/или исчезают донорно-акцепторные связи (реакции

комплексообразования, диссоциации комплексов, обмена лигандов и т. п.), то такая классификация покрывает почти все неорганические реакции.

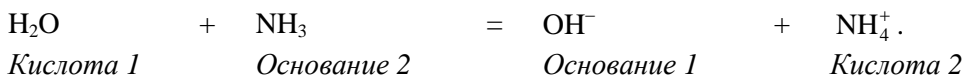
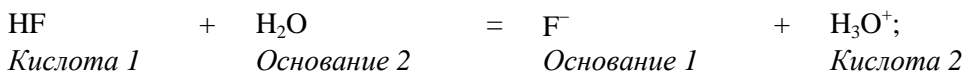
III. Реакции комплексных соединений – реакции с переносом частиц, содержащих неподелённые электронные пары.

Именно такая классификация оказалась наиболее информативной и плодотворной и будет подробно изложена ниже.

IV. Остальные реакции с переносом атомно-молекулярных частиц отнесём к четвёртому классу. Если рассматривать их не формально, а на микроуровне, то в этот класс попадают самые различные реакции. Здесь мы не будем пытаться детализировать этот класс химических реакций, содержащий гораздо меньше конкретных реакций, чем первые три.

I. Кислотно-основные реакции

В реакциях этого типа одна частица отдаёт протон (в *теории Брёнстеда* именно такая частица называется *кислотой*), вторая частица протон принимает (она называется *основанием*). В настоящее время эти определения кислоты и основания наиболее распространены. Отдав протон, кислота превращается в основание; приняв протон, основание превращается в кислоту. Таким образом, *кислотная* и *основная формы* (которые называются *кислотно-основной парой*) отличаются по составу на протон, например, HF / F^- , $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}$, $\text{H}_2\text{O} / \text{OH}^-$, $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$ и т. п. В любой кислотно-основной реакции обязательно участвуют *две сопряжённые кислотно-основные пары*, обменивающиеся протоном. Примеры:



По сложившейся традиции, уравнения диссоциации кислот обычно записывают в более краткой форме:



опуская находящуюся в фазе постоянного состава молекулу растворителя и записывая H^+ вместо реально образующегося катиона гидроксония H_3O^+ .

Чем более «охотно» частица расстается со своим протоном, тем большее количество основной формы находится с ней в равновесии в растворе, тем выше ее степень диссоциации. Кислоты делят по степени диссоциации на *сильные* (диссоциируют в растворе практически нацело) и *слабые* (диссоциируют в растворе в незначительной степени) *. Сила основания чаще определяется не степенью его самодиссоциации на ионы, а тем, в какой степени оно отщепляет протоны от молекулы растворителя. Чем более сильной явля-

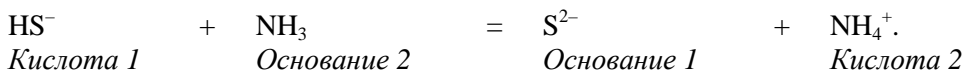
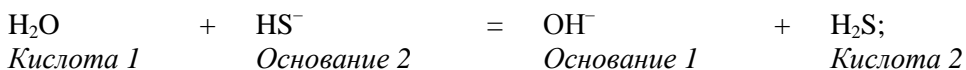
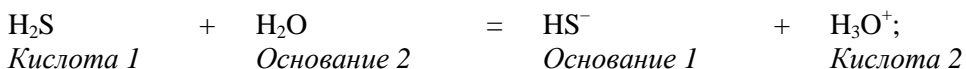
* Сила кислот и оснований количественно определяется величиной соответствующих констант диссоциации (констант кислотности K_a и основности K_b).

ется кислота, тем слабее соответствующее основание и наоборот. Так, HCl – кислота сильная, Cl⁻ – слабое (можно сказать, никакое) основание; HCN – довольно слабая кислота $K_a = 10^{-9}$, CN⁻ – довольно сильное основание, $K_b = 10^{-5}$, на уровне аммиака, NH₃; соответственно кислотная форма аммиака, NH₄⁺, – кислота, сопоставимая по силе с HCN.

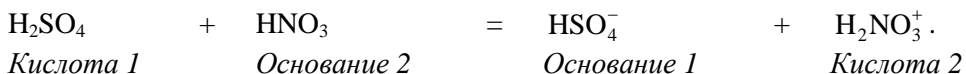
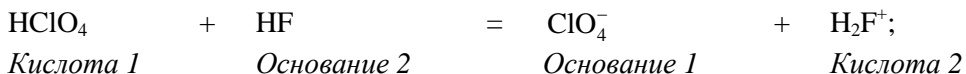
По количеству отдаваемых H⁺ кислоты бывают одно-, двух-, трёхосновные и т. д. Соответственно по количеству отдаваемых OH⁻ (или акцептируемых H⁺) основания можно подразделить на *одно-, двух- и т. д. кислотные*.

Нетрудно заметить, что по отношению к некоторым частицам вода является кислотой, а по отношению к другим частицам – основанием. Частицы, способные как отщеплять, так и присоединять протоны, называются *амфотерными*, или *амфолитами*.

В принципе, все многоосновные кислоты, отщепив один протон, превращаются в амфотерную частицу, способную как присоединить протон обратно, так и отщепить второй протон. Примеры:



Отметим, что слабые и даже довольно сильные по отношению к воде кислоты при растворении в очень сильных концентрированных кислотах, таких как серная, хлорная и другие, часто выступают в роли оснований. Примеры:



Тем не менее, когда говорят о кислотах и основаниях, не уточняя растворитель, имеют в виду, являются ли они донорами или акцепторами протонов по отношению к молекулам воды, которая является растворителем в подавляющем большинстве «растворных» химических процессов с участием неорганических соединений. В основном именно такие кислоты и основания будут встречаться Вам на первом этапе изучения неорганической химии.

Кроме разделения кислот и оснований на сильные – слабые, одноосновные – многоосновные, их классифицируют по химическому составу.

Кислоты:

- бескислородные ($\text{H}\Gamma$ – галогеноводороды, $\Gamma = \text{F, Cl, Br, I}$; H_2X – халькогеноводороды, $\text{X} = \text{S, Se, Te}$; HN_3 , HCN , HSCN – азидо-, циано- и родановодород соответственно);
- гидратированные оксиды неметаллов ($\text{H}\Gamma\text{O}_n$, $n = 1, 2, 3, 4$; H_2XO_4 , H_2XO_3 , $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$, H_6TeO_6 ; HNO_3 , HNO_2 , H_3PO_4 , HPO_3 , H_2CO_3 , $\text{SiO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$, H_3BO_3 и другие);
- гидратированные оксиды металлов в степенях окисления +5 и выше (HVO_3 , H_2CrO_4 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{HMnO}_4 \dots$).

Основания:

- гидратированные оксиды металлов в степенях окисления +2 и +1 ($\text{Cr}(\text{OH})_2$, $\text{Mn}(\text{OH})_2$, $\text{CuOH} \dots$), среди которых особо следует выделить сильные основания (щелочи) – растворимые гидроксиды металлов 1-й (от LiOH до CsOH) и 2-й групп ПС ($\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, кроме бериллия и магния);
- аммиак NH_3 и его производные (гидразин N_2H_4 , гидроксилламин NH_2OH , органические амины...);
- остатки слабых кислот (S^{2-} , HS^- , CO_3^{2-} , HCO_3^- , PO_4^{3-} , HPO_4^{2-} , H_2PO_4^- , $\text{CN}^- \dots$).

подавляющее большинство гидратированных оксидов металлов в степенях окисления +3 и +4 ($\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{SnO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$, $\text{TiO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$), за редким исключением, являются амфотерными соединениями – со щелочами реагируют как кислоты, с сильными кислотами – как основания. Амфотерными являются и гидроксиды некоторых металлов в степени окисления +2 ($\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$), но их не очень много.

Продукт взаимодействия кислоты и основания * (если только ни кислотой, ни основанием не является вода!) называют **солью**. Таким образом, соль состоит из ионов, что обуславливает типичные свойства солей – все они являются твёрдыми соединениями при н. у. и сильными электролитами, например, LiF , MgCl_2 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, KHS и другие. Подробнее соли будут обсуждены в разделе «Классификация неорганических соединений».

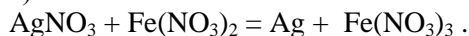
Кислотно-основные реакции в водном растворе могут протекать либо через непосредственный перенос протона от одной частицы к другой «по эстафете» (механизм Гротгуса или эстафетный), или перемещаясь вместе с частицей, например, молекулой воды, которая «перевозит» его (отсюда термин «экипажный» механизм). В любом варианте эти реакции не испытывают кинетических затруднений и протекают очень быстро. Поэтому частица, являющаяся сильной кислотой, в первую очередь будет реагировать с основанием, даже слабым, а уже потом подвергаться следующим превращениям, если они возможны. То же самое касается и сильного основания. По этой причине чаще всего будет грубой ошибкой записывать в качестве одного из

* Взаимодействия не обязательно реального, но и потенциально возможного, гипотетического.

В любой ОВР можно выделить отдельно процесс **восстановления окислителя (1)** и **окисления восстановителя (2)**:



Эти **полуреакции** складываются в окислительно-восстановительную реакцию. При протекании ОВР полуреакции протекают параллельно, одновременно и во всём пространстве, например, по всему объёму реакционного сосуда при сливании водных растворов солей серебра и железа (+2) (выделение фазы металлического серебра, конечно, гетерогенный процесс, но здесь эта особенность не важна):



Однако в специальных устройствах, называемых **гальваническими элементами** (конструкцию которых мы здесь рассматривать не будем*), протекание полуреакций восстановления и окисления разделяют в пространстве. В таком случае, полуреакция восстановления протекает на катоде, а полуреакция окисления на аноде, и называются **электродными процессами**. В результате протекания ОВР в электрической цепи гальванического элемента возникает разность потенциалов, и, следовательно, при замыкании цепи течёт электрический ток. Способов преобразования энергии электрического тока в полезную работу известно много, что даёт возможность использовать гальванические элементы (точнее, принцип их работы) в качестве источников тока для различных устройств.

Сила окислителя характеризуется соответствующим **стандартным окислительно-восстановительным** (по более распространённой терминологии – **электродным**) **потенциалом** по отношению к стандартному водородному электроду (пара H^+ / H_2), потенциал которого принят равным нулю. Чем больше потенциал пары, тем сильнее окислитель и слабее восстановитель, чем потенциал меньше, тем сильнее восстановитель. Например, самый сильный окислитель – это молекулярный фтор, $\text{F}_2(0)$, величина стандартного электродного потенциала $E^\circ(\text{F}_2/\text{F}^-) = 2,87 \text{ В}$. Соответствующая ему восстановленная форма $\text{F}(-1)$ (в таких соединениях, как KF , HF , PF_5 , и т. п.) является самым слабым восстановителем. Для сравнения приведём несколько значений стандартных электродных потенциалов: $E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ В}$; $E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = 1,53 \text{ В}$; $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ В}$; $E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ В}$. Самый сильный восстановитель – металлический литий, $E^\circ(\text{Li}^+/\text{Li}) = -3,05 \text{ В}$. Данные

* Отметим только, что знакомые всем батарейки – это и есть разновидность гальванических элементов, а аккумуляторы всевозможных типов и размеров – гальванические элементы с возможностью их многократного использования, т. е. проведения циклов разряда \leftrightarrow заряда. С точки зрения химии, разряда – самопроизвольное протекание ОВР, химическая энергия которой преобразуется в полезную работу устройства, которое работает от аккумулятора; заряда – принудительное проведение за счёт электрической энергии от электросети обратной ОВР (электролиза), и запасание таким образом химической энергии для новой разрядки.

по огромному количеству стандартных электродных потенциалов сведены в справочные издания и базы данных.

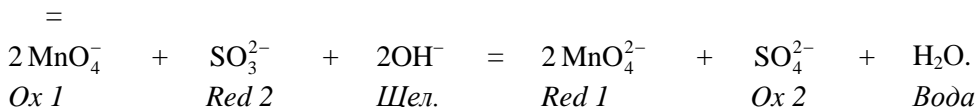
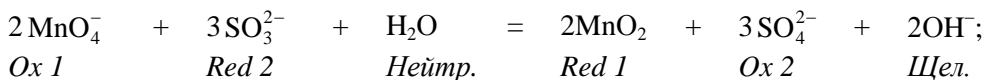
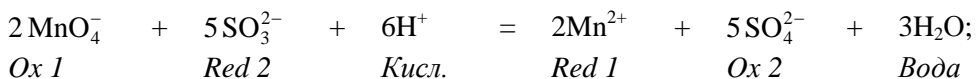
Описание ОВР в терминах электродных потенциалов универсально, и не зависит от того, каким способом проводят реакцию – в гальваническом элементе с отдельным протеканием восстановительной (катодной) и окислительной (анодной) полуреакций или обычным образом. Энергетические и термодинамические характеристики ОВ реакции не зависят от способа её проведения. Поэтому по величине разности электродных потенциалов сопряжённых пар (иногда называемой электродвижущей силой, ЭДС) можно судить о возможности протекания ОВР. Так, для рассмотренных выше примеров $\Delta E^\circ = (E^\circ)_1 - (E^\circ)_2 = 0,80 - 0,77 = 0,03$ В и $\Delta E^\circ = 0,77 - (-0,41) = 1,18$ В. Обратите внимание, что при вычислении разности электродных потенциалов из величины потенциала окислителя вычитается потенциал восстановителя, так как принято использовать уравнения всех полуреакций в катодной форме, восстановления окислителя, чтобы электроны находились в правой части уравнения полуреакции со знаком «плюс». ОВР реакция возможна, если разность электродных потенциалов $\Delta E > 0$ *.

Окислительно-восстановительные превращения, протекающие в водных растворах, зачастую сопровождаются кислотно-основными взаимодействиями с непосредственным участием молекул воды, либо ионов H^+ и OH^- . Участие этих частиц в окислительно-восстановительных реакциях (т. е. присутствие H^+ или OH^- среди исходных реагентов или продуктов реакции) приводит к двум важным последствиям:

1) продукты некоторых ОВР зависят от кислотности среды;

2) электродный потенциал некоторых окислителей зависит от кислотности среды (величины pH).

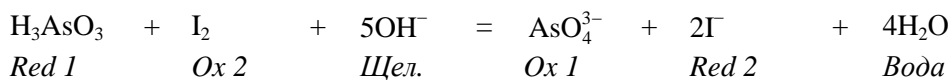
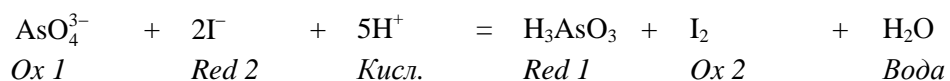
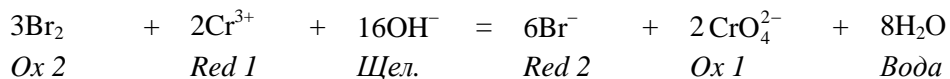
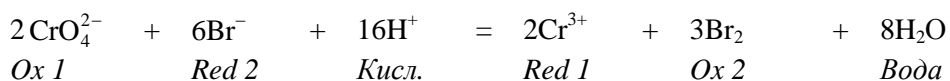
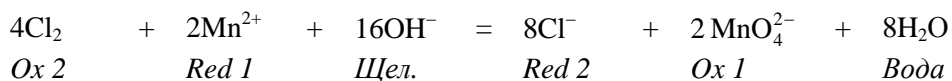
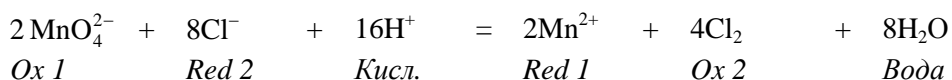
1) Пример зависимости продуктов ОВР от кислотности среды – восстановление перманганата, в котором марганец находится в степени окисления +7, приводящее в зависимости от среды к продуктам, в которых марганец имеет степень окисления (+2), (+4) или (+6):



* ΔE зависит от концентрации, в отличие от ΔE° ; $\Delta E \neq \Delta E^\circ$, связь между ними задаётся уравнением Нёрста.

2) Стандартный электродный потенциал восстановления манганата до $Mn(+2)$ в кислой среде ($pH = 0$) равен 1,75 В, а в щелочной ($pH = 14$) только 0,09 В, уравнение полуреакции $MnO_4^{2-} + 4e + 8H^+ = Mn^{2+} + 4H_2O$. Собственно, качественно влияние кислотности среды на окислительно-восстановительные свойства можно увидеть из принципа Ле Шателье – если в уравнении реакции (полуреакции) в левой части имеются H^+ , увеличение их концентрации (повышение кислотности среды, понижение рН) сдвигает положение равновесия в сторону продуктов. Для многих распространённых неорганических окислителей, представляющих собой кислород-содержащие анионы элементов в высоких степенях окисления, ситуация именно такая. Поэтому окислительные свойства таких окислителей в большей степени проявляются в кислой среде.

Имеются и окислители, потенциал которых не зависит от кислотности среды – в случае, если в ОВР ни среди исходных реагентов, ни среди продуктов нет ни протонов, ни гидроксид ионов. К таким окислительно-восстановительным парам относятся галоген / галогенид-ион, катион металла / металл и некоторых другие. Это значит, что мы можем «развернуть» некоторые окислительно-восстановительные процессы в обратном направлении, поменяв среду в растворе. Так, манганат окисляет хлорид-ионы (-1) (например, соляную кислоту) в кислой среде до молекулярного хлора (0), $\Delta E = 1,75 - 1,36 = 0,39 > 0$. Но в щелочной среде разность потенциалов манганата и хлора отрицательна, $\Delta E = 0,09 - 1,36 = -1,27 < 0$, прямая реакция невозможна, разрешена обратная, для которой $\Delta E = 1,27 > 0$, см. первый пример ниже. Такой приём – использование щелочной среды – часто используется для получения сильных окислителей, примеры:



Приведём здесь самые распространенные неорганические окислители и восстановители, систематизировав их по химическому составу. Разумеется, списки не исчерпывающие.

Окислители:

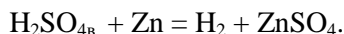
- неметаллы – простые вещества (F_2 – галогены, O_3 , O_2 , сера и другие неметаллы обладают менее выраженной окислительной способностью);
- соединения неметаллов в положительных степенях окисления: H^+ в HCl , HBr , $\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$; кислоты $\text{H}\Gamma^{+m}\text{O}_n$ где $m = 1, 3, 5, 7$, $n = 1, 2, 3, 4$ и их соли; S^{+6} в S^{+6}O_3 , $\text{S}^{+6}\text{O}_2\text{Cl}_2$, $\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$ (конц); азот в разных степенях окисления в HN^{+5}O_3 , N^{+4}O_2 , HN^{+3}O_2 ; $\text{H}_2\text{Se}^{+6}\text{O}_4$, $\text{H}_3\text{As}^{+5}\text{O}_4$ и другие;
- соединения неметаллов в промежуточных отрицательных степенях окисления ($\text{H}_2\text{O}^{-1}_2$ и другие пероксиды и пероксосоединения, $\text{KO}^{-0,5}_2$, $\text{KO}^{-0,33}_3$, $\text{HN}^{-0,33}_3$, $(\text{S}^{-1}_2)^{2-}$ и др.);
- соединения переходных металлов в высших и промежуточных степенях окисления ($\text{Mn}^{+7}\text{O}_4^-$, $\text{Mn}^{+6}\text{O}_4^{2-}$, Mn^{+4}O_2 , $(\text{Cr}^{+6}_2\text{O}_7)^{2-}$, $\text{Fe}^{+6}\text{O}_4^{2-}$, Fe^{3+} , Cu^{2+} , Ag^+ , Au^{3+} , Au^+ , Pd^{2+} и соли других платиновых металлов и т. д., и т. п.);
- соединения металлов 14-й (IVA) и 15-й (VA) групп в высших степенях окисления (Pb^{+4}O_2 , $\text{KBi}^{+5}\text{O}_3$).

Восстановители:

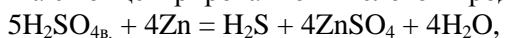
- все металлы – простые вещества;
- соединения переходных металлов в низших степенях окисления (Mn^{2+} , Cr^{2+} , Fe^{2+} , Cu^+ и др.);
- соединения переходных металлов в промежуточных степенях окисления (Mn^{+4}O_2 , Fe^{3+} , Cr^{3+} и др.) – в реакциях с сильными окислителями;
- соединения металлов 14-й (IVA) и 15-й (VA) групп в низших степенях окисления (Sn^{2+} , Sb^{3+}).
- неметаллы – простые вещества: H_2 , C (кокс) – проявляющие восстановительные свойства при повышенных температурах, часто используемые для получения металлов из оксидных форм, в том числе из их природных минералов в металлургии; все остальные неметаллы, кроме галогенов и кислорода – по отношению к галогенам и кислороду; галогены – по отношению к F_2 , бром по отношению к F_2 и Cl_2 иод ко всем;
- соединения неметаллов в низших отрицательных степенях окисления (H_2S^{-2} и сульфиды, N^{-3}H_3 и соли аммония, P^{-3}H_3 и фосфиды, H^- в гидридах, включая и комплексные, CH_4 и карбиды, I^- , Br^- и Cl^- (последние два аниона – по отношению к сильным окислителям);
- соединения неметаллов в низших положительных степенях окисления (C^{+2}O , N^{+2}O , HN^{+3}O_2 , S^{+4}O_2 , $\text{H}_3\text{P}^{+3}\text{O}_3$, $\text{H}_3\text{P}^{+1}\text{O}_2$ и др.);
- соединения неметаллов в промежуточных отрицательных степенях окисления ($\text{H}_2\text{O}^{-1}_2$ и др. пероксиды и пероксосоединения, $\text{KO}^{-0,5}_2$, $\text{KO}^{-0,33}_3$, $\text{HN}^{-0,33}_3$, $(\text{S}^{-1}_2)^{2-}$ и др.) – в реакциях с сильными окислителями.

Отметим, что в принципе соединения, содержащие элементы в промежуточных степенях окисления могут в реакциях с разными реагентами проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства – в зависимости от окислительно-восстановительных свойств второго реагента. Часто такая двойственность ОВ-свойств проявляется реально: так, S(0) сгорает на воздухе, превращаясь в оксид серы (+4), SO₂, т. е. реагирует с кислородом как восстановитель. Но в реакции с таким сильным восстановителем, как металлический цинк, сера реагирует как окислитель, превращаясь в сульфид, ZnS, S(-2). Не могут проявлять восстановительных свойств элементы в высших степенях окисления, для серы (+6): SO₃, H₂SO₄, Na₂SO₄, SO₂Cl₂ и т. п., так как сера в них уже «отдала» все свои валентные электроны. Не могут проявлять окислительных свойств элементы в низших степенях окисления, для серы это (-2): H₂S, NaHS, As₂S₃, As₂S₅ и т. п.

В одном и том же соединении в зависимости от реагентов и условий проведения реакции окислительно-восстановительные свойства могут проявлять разные реагенты. Например, разбавленная серная кислота реагирует с цинком с выделением водорода:



Здесь окислитель – H⁺, принимающий электроны от цинка, меняющий степень окисления с (+1) до (0). Сера не изменяет степень окисления (+6). Однако при реакции цинка с концентрированной кислотой продукты другие:



здесь окислитель – не H(+1), а сера (+6).

III. Реакции комплексообразования

В реакциях этого типа принимают участие частицы, содержащие атомы, имеющие на внешнем (валентном) уровне неподелённые электронные пары, а в результате реакции образуются (или изменяются) донорно-акцепторные связи. Обычно способные к образованию донорно-акцепторных связей неподелённые электронные пары находятся в составе кислотных остатков или нейтральных молекул. Другим реагентом (при реакциях именно образования комплексов) выступают ионы металлов (чаще всего переходных), у которых на валентном уровне есть вакантные орбитали. В ходе таких реакций образуются соединения, называемые координационными или комплексными (комплексами). В широком смысле к этому же типу реакций относятся реакции, обратные комплексообразованию (диссоциация комплексов с разрушением донорно-акцепторных связей), и реакции с изменением этих связей (обмен лигандами и другие).

По сравнению со щелочными и щелочно-земельными металлами переходные элементы имеют заметно более высокую электроотрицательность. В сочетании с наличием вакантных орбиталей это приводит к тому, что ионы переходных элементов обладают свойствами сильных акцепторов электронных пар, т.е. являются кислотами Льюиса. Это даёт им возможность образовывать

* Возможно и образование SO₂.

ковалентные связи с частицами, которые могут быть донорами таких электронных пар и возможность выступать в качестве некоторого центра притяжения, образующего новую частицу (ион или молекулу). Отметим, что образование связей в этих частицах происходит не по привычному обменному, а по донорно-акцепторному механизму.

Для того, чтобы лучше разобраться в том, что же такое комплексные (дословно сложные) соединения, обратимся к истории создания координационной теории. В XVIII веке среди полученных соединений стали появляться необычные соли, не подчиняющиеся установленным валентным соотношениям: «прусская голубая соль» $\text{KCN}\cdot\text{Fe}(\text{CN})_2\cdot\text{Fe}(\text{CN})_3$, необычный хлорид кобальта, содержащий присоединенный аммиак $\text{CoCl}_2\cdot 6\text{NH}_3$, и многие другие. Число таких соединений постоянно росло, расширялся круг элементов, способных их образовывать, но попытки объяснить природу этих соединений не выдерживали испытания временем. От известных кристаллогидратов типа $\text{CaCl}_2\cdot 2\text{H}_2\text{O}$ и двойных солей ($\text{KCl}\cdot\text{MgCl}_2\cdot 6\text{H}_2\text{O}$) они отличались тем, что при растворении не отщепляли нейтральные молекулы, и не все входящие в состав частицы можно было обнаружить качественными реакциями. Например, соединение $\text{PtCl}_2\cdot 2\text{NH}_3$ не давало осадка с нитратом серебра, а из раствора $\text{CoCl}_3\cdot 5\text{NH}_3$ тот же нитрат серебра осаждал только 2/3 от имеющегося в растворе хлора. Эти соединения, остававшиеся в растворе в виде каких-то сложных, но довольно устойчивых частиц, стали называть комплексами. После того, как шведский ученый Сванте Аррениус в 1887 г. сформулировал окончательные положения своей теории электролитической диссоциации, стало ясно, что комплексы в растворе не диссоциируют полностью на все составляющие их ионы. Основная заслуга в создании современных представлений о строении комплексных соединений принадлежит швейцарскому химику Альфреду Вернеру, сформулировавшему в 1893 г. (ему в это время было 26 лет!) основные положения координационной теории. Отметим также, что это событие произошло всего через 6 лет после публикации Сванте Аррениуса, которая придала мощный импульс химикам того времени на пути к пониманию природы комплексных соединений.

При создании координационной теории Вернер руководствовался следующими фактами:

- число нейтральных молекул, присоединяющихся к молекулам соли металла, чаще всего равно 6 или 4;
- если состав двойных солей записать в виде брутто- (валовой) формулы, то число кислотных остатков также равно 6 или 4;
- имеются многочисленные примеры комплексов, сумма нейтральных молекул и кислотных остатков в которых равна 6 или 4.

Из приведенных примеров видно, что числа 6 и 4 характерны для солей различных металлов и в различных степенях окисления. На основании этого Вернер пришел к заключению, что в комплексном соединении имеется **центральный атом (ЦА)** или, как его еще называют, **комплексообразователь** – ион металла, вокруг которого **координируются** (дословно «совместно упоря-

дочиваются») нейтральные молекулы или кислотные остатки. Эти группы называют *лигандами* (от лат. *ligand* – связанный). Число ближайших к комплексообразователю атомов, непосредственно связанных с ним, называется *координационным числом (КЧ)* *. К классическим (Вернеровским) *комплексным соединениям* относят соединения, в которых координационное число центрального атома превышает его формальную степень окисления. Современные определения термина «координационное (комплексное) соединение» или «комплекс» довольно гибки и достаточно громоздки, причем их содержание развивается и изменяется с развитием всей неорганической химии. Так, к комплексам следует отнести анион BF_4^- и катион NH_4^+ . В первом к центральный атом B^{+3} акцептирует за счёт своих вакантных орбиталей лиганды F^- , являющиеся донорами неподелённых электронных пар. Особенностью катиона аммония является то, что роль донора электронных пар играет центральный атом N^{-3} , а четыре лиганда H^+ предоставляют для образования донорно-акцепторной связи свои вакантные $1s$ -АО.

Лиганды бывают как одноатомные, например, F^- , Cl^- , S^{2-} , так и многоатомные, NH_3 , $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2\text{CH}_2-\text{NH}_2$, CO , NO_2^- , $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COOH}$ и др.; атомы, посредством которых осуществляется связь между ЦА и лигандами, называются *донорными*. По числу донорных атомов в составе различают *монодентатные и полидентатные* лиганды. Последние, например, содержащий два донорных азота этилендиамин $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2\text{CH}_2-\text{NH}_2$, способны образовывать несколько связей с одним центральным атомом, образуя цикл (*хелат*), или с несколькими центральными атомами, выступая в качестве *мостика* в полиядерных † соединениях.

Отметим, что при координации изменяются свойства как лигандов, так и иона металла-комплексообразователя. Часто координированные лиганды и ион металла невозможно обнаружить при помощи химических реакций, характерных для них в свободном (некоординированном) состоянии.

Совокупность иона металла и окружающих его лигандов была названа Вернером *внутренней сферой* комплекса. При написании химической формулы ее обычно заключают в квадратные скобки. Остальные частицы в составе координационного соединения, которые не связаны непосредственно с центральным атомом, называются *внешней сферой* и в формуле соединения выносятся за пределы квадратных скобок. Обмен местами частицы из внешней сферы во внутреннюю не приводит к изменению состава соединения, но существенно изменяет его строение и свойства. Таким образом, для комплексных соединений существуют специфические виды изомерии.

Обычно внешнюю сферу составляют ионы, компенсирующие заряд внутренней сферы, а также молекулы воды или другого растворителя, удержи-

* В более широком смысле КЧ – количество ближайших соседних атомов для выделенного атома в веществе.

† Полиядерные соединения – содержащие несколько связанных между собой центральных атомов.

вающиеся в структуре кристаллов за счет водородных связей или других нековалентных взаимодействий. Такую воду называют **кристаллизационной**, в отличие от непосредственно связанной с центральным атомом, которую называют **координированной**.

Такая двойственная природа воды, входящей в состав комплекса, приводит к появлению особого типа изомерии – **гидратной**, которую можно рассмотреть на примере соединений $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5(\text{NO}_3)](\text{NO}_3)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ и $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5(\text{H}_2\text{O})](\text{NO}_3)_3$. Довольно похожим на гидратную, но самостоятельным типом изомерии комплексов является изомерия **ионизационная**, которая присуща, как правило, комплексам катионного типа. Ионизационные изомеры различаются тем, что анион, входящий в состав внешней сферы одного из комплексов, во втором оказывается уже во внутренней сфере и наоборот. В качестве примера можно привести соединения $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Br}]\text{SO}_4$ и $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5(\text{SO}_4)]\text{Br}$.

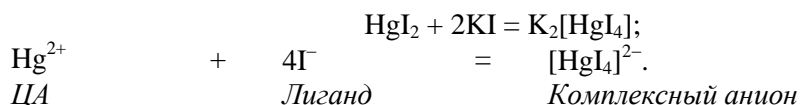
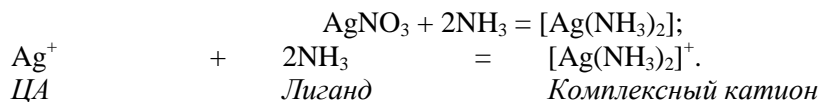
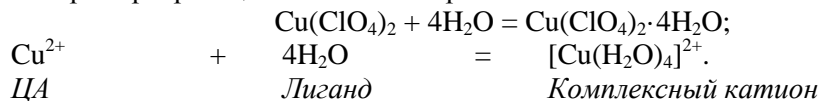
В тех случаях, когда лиганд может координироваться к центральному атому несколькими способами, но является монодентатным, появляется возможность для **связевой** изомерии. Например, нитрит-ион NO_2^- может координироваться атомом азота или кислорода, а роданид-ион SCN^- – атомом азота или серы. Таким образом, проявление связевой изомерии следует ожидать прежде всего для **амбидентатных** (включающих донорные атомы различных элементов) лигандов.

Еще один тип изомерии комплексных соединений – **геометрическая**, которая является следствием различного расположения лигандов в пространстве вокруг центрального атома. Отметим, что существование всего двух изомеров у комплексных соединений с координационным числом 6 типа MA_4B_2 позволило Вернеру из трех вариантов (плоский шестиугольник, тригональная призма и октаэдр) выбрать октаэдрическое строение для таких комплексов. Изомер, в котором лиганды В располагаются на одном ребре октаэдра (рядом, угол В-М-В прямой) называют **цис-изомером** (от лат. *cis* – вместе). Изомер, в котором лиганды В расположены на диагонали (друг напротив друга, угол В-М-В линейный) называют **транс-изомером** (от лат. *trans* – напротив). Помимо октаэдрических, геометрическая изомерия характерна также для квадратных, но не для тетраэдрических комплексов.

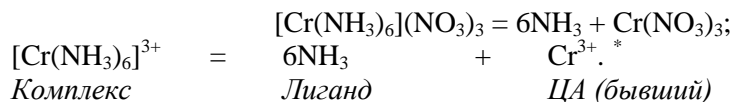
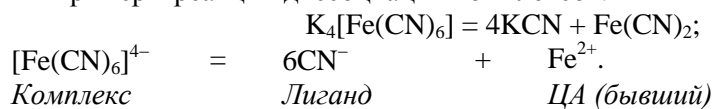
Бывают такие соединения, в состав которых входят как комплексные катионы, так и комплексные анионы, в результате чего появляется возможность для проявления **координационной** изомерии, например $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4][\text{PtCl}_4]$ и $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}][\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_3]$.

В заключение этого раздела отметим, что практически вся «растворная» химия переходных элементов – это координационная химия, поскольку ионы переходных металлов в водном и других растворах реально существуют в виде комплексов, в которых лигандами являются молекулы растворителя (в случае воды такие комплексы называют аквакомплексами, от греч. *aqua* – вода). Обычно в уравнениях реакций не принято указывать состав аквакомплексов, но по умолчанию $\text{Cu}^{2+}_{\text{в}}$ – это $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$, $\text{Cr}^{3+}_{\text{в}}$ – это $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, и т. п.

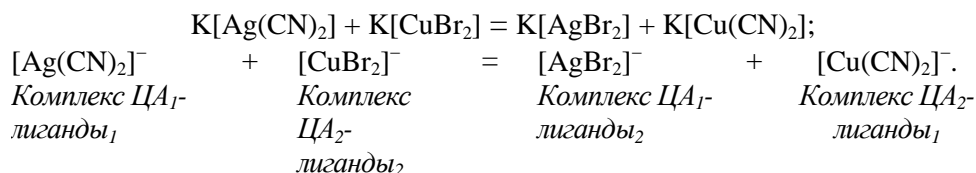
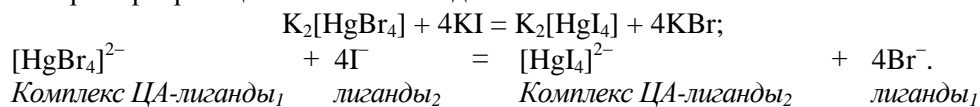
Примеры реакций комплексообразования:



Примеры реакций диссоциации комплексов:



Примеры реакций обмена лигандов:



* Реально в водном растворе приведённая реакция является реакцией замещения одних лигандов, молекул аммиака, на другие, молекулы воды.

ГЛАВА 2. КЛАССИФИКАЦИЯ И НОМЕНКЛАТУРА НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Классификация неорганических соединений

- Дорогая, ты не подскажешь, где у нас сахар?
- Милый, ну, сколько можно повторять: сахар у нас в банке из-под кофе, на которой написано «соль».

Диалог двух сердец

Итак, выбрав в качестве классификационного признака способность участвовать в химических превращениях, сопровождающихся переносом определенных частиц (протоны, электроны, электронные пары и, наконец, просто части молекул), можно многие известные неорганические вещества разделить на 10 классов:

Кислоты: HCl , H_2SO_4 .

Основания: NaOH , NH_3 .

Соли: NH_4Cl , Na_2SO_4 .

Окислители: Cl_2 , KMnO_4 , H_2O_2 .

Восстановители: Zn , H_2 , CO , NH_3 .

Комплексообразователи: CuCl_2 (Cu^{2+}), PtCl_4 (Pt^{4+}).

Лиганды: NH_3 , CO , Cl^- .

Координационные соединения. $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$, $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$.

Радикалы: NO_2 , ClO_3 .

Ассоциаты: N_2O_4 , Cl_2O_6 и т. д..

Однако, для того, чтобы пользоваться этой классификацией, необходимо обладать изрядным запасом химических знаний. Очевидно также, что одно и то же химическое соединение (см. NH_3) может вступать в реакции различных типов, поэтому оно оказывается одновременно в нескольких классах, что приводит к размыванию их границ и утрате четкости деления. Этим недостатком лишены схемы, в классификационные признаки которых заложены однозначные качественные или количественные различия. Попробуем составить такую классификацию, в качестве основного признака выбрав число элементов, входящих в состав соединения. Тогда все множество соединений разобьется по крайней мере на 3 больших класса: простые вещества, двухэлементные (бинарные) и многоэлементные соединения.

Здесь классы строго разграничены, но утрачена общность химических свойств соединений, находящихся в одном классе. Чтобы ее выявить, необходимо последовательно вводить дополнительные классификационные признаки и продолжать систематизацию. Традиционно разделив простые вещества на неметаллы и металлы, выделим среди последних активные (реагирующие с водой), обычные (вытесняющие водород из кислот) и инертные металлы. Признаком в данном случае может служить положение металла в

ряду напряжений. Аналогичную классификацию можно провести среди неметаллов, скажем, по их активности по отношению к натрию и к железу.

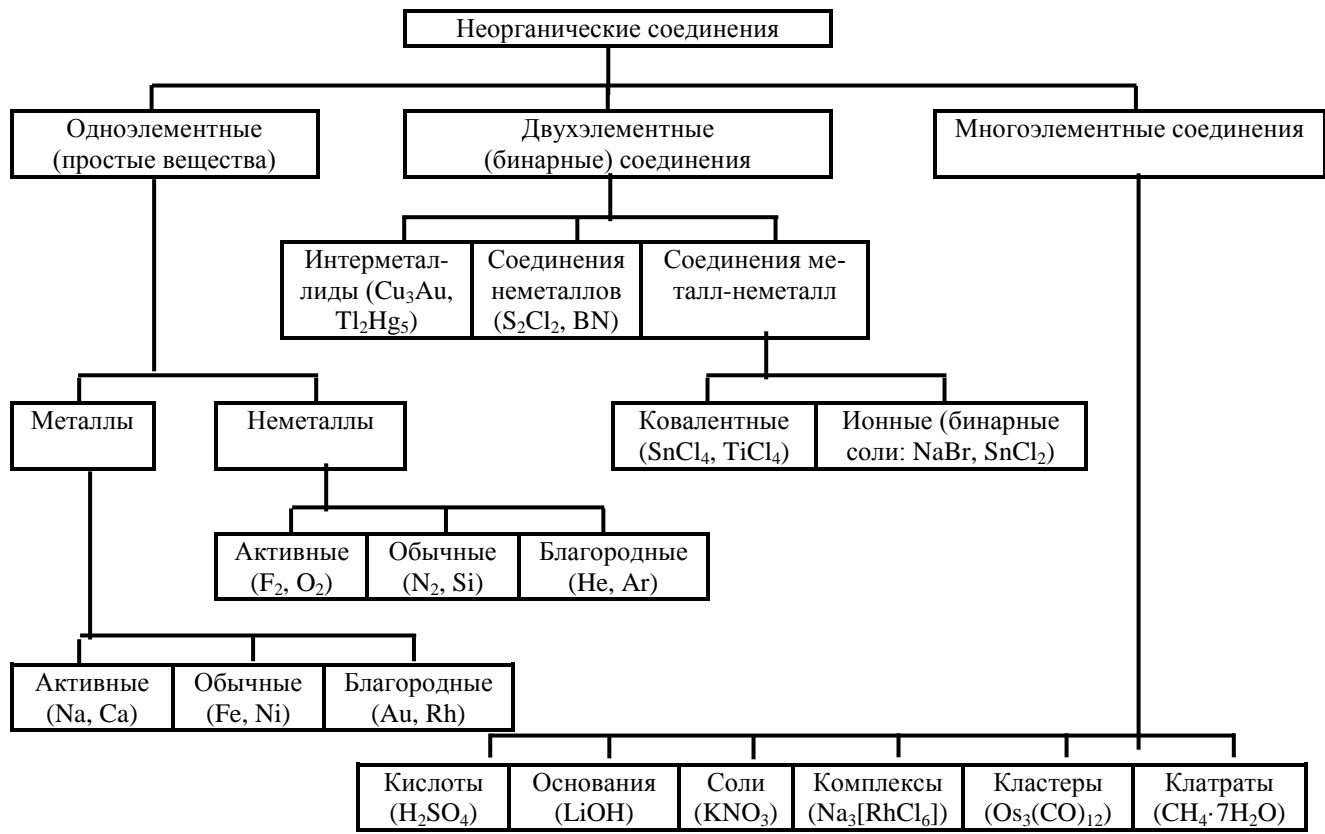
Руководствуясь схожими критериями, бинарные соединения следует разделить на три класса: соединения металлов (интерметаллиды), неметаллов и соединения металл - неметалл, традиционно называемые солями (либо оксидами, если неметалл - кислород). Строго говоря, истинными солями можно считать лишь бинарные соединения металлов в низших степенях окисления, с преимущественно ионным характером связи. Если связь в молекуле такого бинарного соединения в основном ковалентная, что справедливо при высокой степени окисления металла, то по своим физическим и химическим свойствам эти вещества больше похожи на соединения неметаллов.

Самый многочисленный класс в нашей схеме - многоэлементные соединения. Наиболее известные Вам представители этого класса - кислоты, основания и соли, но есть еще координационные (комплексные) соединения, кластеры, соединения включения (клатраты) и другие вещества, подробное рассмотрение которых выходит далеко за рамки нашей достаточно несложной системы классификации.

Продолжая применять все новые и новые признаки, мы приходим к выделению классов соединений с очень близкими химическими свойствами. Однако при этом все более и более возрастает число классов, что в конечном итоге может дискредитировать саму идею классификации.

Результат проведенной нами работы представим в виде классификационной схемы, которая может нам помочь при изучении правил химической номенклатуры, изложенных в следующем разделе.

Рассмотренные примеры классификации неорганических соединений далеко не исчерпывают всех вариантов. Каждый начинающий химик может составить свою собственную схему, классифицировав известные ему химические соединения по наиболее удобным и отчетливым для него признакам. Если Ваша схема получится удачной, она послужит Вам путеводителем в увлекательном мире химии и для Вас не составит проблем отыскать в своей памяти одно устойчивое место (полочку или баночку), в котором находится необходимая Вам соль (сахар или кофе).



Номенклатура неорганических соединений

«Хоть горшком назови, только в печку не ставь.»

«Назвался груздем – полезай в кузов.»

Из поговорок.

Химия, как и любая наука, имеет свой язык, причем письменная форма химического языка играет более важную роль по сравнению с его устной формой. Основным отличием языка химии от обычных языков является наличие в нем номенклатурных правил, то есть таких правил, руководствуясь которыми можно давать названия элементам, соединениям, методам, аппаратам и теоретическим концепциям. Для химика наиболее важны правила называния огромного числа известных химических соединений.

Целью современной систематической химической номенклатуры является однозначное описание состава и, по мере возможности, строения соединений. Необходимость создания такой номенклатуры определяется растущим объемом химической информации, сложностью ее обработки, хранения и использования с помощью электронной вычислительной техники. Образно говоря, химик в своей деятельности не может руководствоваться первой из приведенных в эпиграфе поговорок. Две объективные причины препятствуют созданию единой систематизированной химической номенклатуры - наличие языковых барьеров (одно и то же вещество может по-разному называться на национальных языках) и сложившиеся традиции в крупных сообществах химиков, работающих в разных странах.

Работа номенклатурной комиссии ИЮПАК (Международный союз теоретической и прикладной химии) и аналогичных комиссий национальных комитетов химиков направлена на преодоление последствий действия указанных выше причин и выливается в создание принципов и правил для составления названий. В соответствии с этими правилами названия соединений можно разделить на три категории.

1. Рекомендованные названия химических соединений, построенные в соответствии с принципами систематической химической номенклатуры.

2. Альтернативные (традиционные) названия соединений, построенные с нарушением принятых новых принципов номенклатуры, но имеющие широкое распространение.

3. Неноменклатурные (тривиальные или специальные) названия, которые подлежат изъятию из языка.

Правила систематической номенклатуры легко осваиваются, она наиболее формализована, не допускает двоякого толкования и особенно важна для описания сложных молекул. Что касается традиционной номенклатуры, то для перехода от ее названий к формулам веществ требуется практический опыт и значительно большее запоминание, однако эти названия зачастую существенно короче систематических и более удобны в обращении. Несмотря на то, что комиссия ИЮПАК признает не все названия, построенные по правилам традиционной номенклатуры, она по-прежнему широко распространена.

на. Для свободного чтения химической литературы, особенно написанной несколько десятилетий назад, необходимо твердое знание ее основных положений, изложенных нами в следующих разделах.

Названия и символы элементов

Символы химических элементов согласно правилам ИЮПАК приведены в периодической таблице. Впервые эта символика (одна-две буквы латинского названия) была предложена Берцелиусом. Названия химических элементов в большинстве случаев имеют латинские корни. В случае, если элемент известен в течение нескольких столетий, в ряде языков он имеет свое собственное, тривиальное название (золото, железо, медь, сера, азот и т. д.).

Все новые элементы должны иметь двухбуквенные символы и, если они относятся к металлам, их названия должны оканчиваться на **-ий**, например Db (Дубний). Все изотопы элемента имеют одно название, кроме изотопов водорода, которые имеют собственные названия и символику (^1H - протий, $^2\text{H} \equiv \text{D}$ - дейтерий, $^3\text{H} \equiv \text{T}$ - тритий). Надстрочный индекс слева от символа элемента показывает массовое число изотопа, надстрочный индекс справа, обязательно сопровождающийся знаком (+ или -) после цифры, применяется для ионов и показывает их заряд. Число атомов данного элемента в частице (молекуле, ионе) указывают подстрочным индексом справа от символа, атомный номер – подстрочным индексом слева.

Разрешено использовать следующие групповые названия:

- для элементов главных подгрупп: щелочные металлы (I гр.), щелочноземельные металлы (II гр., кроме Mg), халькогены (VI гр.), галогены (VII гр.), благородные газы (VIII гр.); не рекомендовано использовать название пниктогены (V гр.) и его производное – пниктиды;
- для элементов побочных подгрупп: лантаноиды (La – Lu), актиноиды (Ac – Lr), названия лантаниды и актиниды использовать не рекомендовано; редкоземельные металлы (III гр., кроме актиноидов); семейство железа (Fe, Co, Ni); семейство платины (Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt); переходные элементы (d и f-элементы, то есть все элементы побочных подгрупп).

Названия простых веществ

Простые вещества называют, как правило, так же, как и соответствующие элементы. Свои собственные названия имеют только аллотропные модификации углерода (алмаз, графит, карбин, фуллерены) и вторая модификация кислорода (озон). При названиях аллотропных модификаций остальных элементов обычно указывают ее краткую физическую характеристику (белый, красный, черный фосфор, кристаллическая и пластическая сера, серое и белое олово и т. д.).

Бинарные соединения

В формулах двухэлементных соединений, состоящих из металла и неметалла, символ металла записывают на первом месте, то есть слева, а символ неметалла – справа. В соединениях из двух металлов или неметаллов первым записывают символ того элемента, который стоит в периоде развернутой Периодической системы левее, а в группе – ниже. Исключение составляют благородные газы, помещаемые как бы в нулевую группу и начинающие этот условный ряд и водород, который в этом ряду неметаллов традиционно помещают между элементами V и VI групп. Кислород записывают на первом месте только в соединениях со фтором. Примеры: MnI_2 , FeO , $CuAl_2$, $FeNi_3$, XeO_4 , CH_4 , AsH_3 , H_2S , BrF_3 , ClO_2 , OF_2 .

Названия бинарных соединений составляют из двух слов. В русском языке первым словом обозначают более электроотрицательный элемент (реальный или условный анион), составляя его из латинского корня названия элемента с окончанием **-ид**, вторым словом является русское название менее электроотрицательного элемента (реального или условного катиона) в родительном падеже:

$NaCl$ - хлорид натрия; B_2O_3 - оксид бора;
 Al_2S_3 - сульфид алюминия; Mg_3N_2 - нитрид магния.

В случае, если менее электроотрицательный элемент имеет несколько положительных степеней окисления, в названии следует указать либо его степень окисления, либо число атомов аниона, используя числовые приставки:

$FeCl_3$ - хлорид железа(III); $FeCl_2$ - дихлорид железа;
 SF_6 - гексафторид серы; SF_4 - фторид серы(IV);
 PbO_2 - диоксид свинца; PbO - оксид свинца(II);
 Pb_3O_4 - оксид свинца (II, IV); N_2O_4 - тетраоксид азота.

В последнем примере однозначность написания формулы по названию обусловлена отсутствием у азота степени окисления (VIII).

Если соединение содержит катионы нескольких металлов или анионы нескольких неметаллов, то при написании формулы придерживаются того же порядка, как и в случае соответствующих бинарных соединений, а называют вещество справа налево, используя дефис:

$SnBrCl_3$ - трихлорид-бромид олова;
 $KNaCl_2$ - хлорид натрия-калия;
 Cu_2Cl_2O - оксид-хлорид меди(II);
 $CaTiO_3$ - оксид титана(IV)-кальция;

Кислород, азот, углерод и сера могут образовывать анионы не только в обычных для них отрицательных степенях окисления. Эти анионы имеют собственные названия:

O_2^{2-} - пероксид; O_2^- - надпероксид; O_3^- - озонид; N_3^- - азид;
 C_2^{2-} - ацетиленид; S_2^{2-} - дисульфид; S_n^{2-} - полисульфид.

Названия некоторых стабильных анионов, состоящих из атомов более чем одного элемента, традиционно также имеют окончания **-ид**:

OH^- - гидроксид; CN^- - цианид; CN_2^{2-} - цианамид;

NH_2^- - амид; NH^{2-} - имид; SCN^- - роданид.

Анион OH^- называть гидроксильным ионом не рекомендуется. Название гидроксил оставляют за нейтральной или положительно заряженной группой OH вне зависимости от того, свободна она или является заместителем.

Традиционная номенклатура бинарных соединений водорода с металлами подчиняется приведенным правилам и такие соединения называются гидридами, только если при стандартных условиях являются твердыми веществами:

CaH_2 - гидрид кальция; UH_3 - гидрид урана;

Несколько водородных соединений имеют свои собственные, прочно укоренившиеся названия, которые оставлены за ними во всех вариантах современных номенклатур:

H_2O - вода; NH_3 - аммиак;

H_2O_2 - пероксид водорода; N_2H_4 - гидразин.

Газообразные соединения водорода, водные растворы которых проявляют кислотные свойства, называют, присоединяя к корню названия второго элемента слово водород, используя суффикс **-о-**:

HI - иодоводород; H_2S - сероводород;

HN_3 - азидоводород; HCN - циановодород.

Сами водные растворы этих газов называют соответствующими **кислотами**:

HCl (водн) - хлороводородная кислота;

H_2Te (водн) - теллуридоводородная кислота.

Названия летучих водородных соединений элементов V группы (кроме азота) образуются от латинского корня названия элемента с окончанием **-ин**; для остальных элементов и в случае, если в состав молекулы входит более одного атома элемента V и VI групп, рекомендуется использовать окончание **-ан**:

PH_3 - фосфин;

BiH_3 - висмутин;

SiH_4 - силан;

PbH_4 - плюмбан;

Si_2H_6 - дисилан;

B_2H_6 - диборан;

P_2H_4 - дифосфан;

H_2S_3 - трисульфан.

Многочисленные соединения водорода с углеродом называют по правилам номенклатуры органических веществ.

Двухэлементные катионы, образованные присоединением протона к бинарному водородному соединению, получают окончание **-оний (-ий)**:

NH_4^+ - аммоний;

H_3O^+ - оксоний;

PH_4^+ - фосфоний;

AsH_4^+ - арсоний;

N_2H_5^+ - гидразиний(1+);

N_2H_6^+ - гидразиний(2+).

Если в состав условного катиона входит кислород, то он имеет специальное название, оканчивающееся на **-ил**, такое же, как и название аналогичного незаряженного радикала:

NO^+ - нитрозил;

CO^{2+} - карбонил;

NO_2^+ - нитроил (нитрил);

PO^{3+} - фосфорил;

SO^{2+} - тионил; CrO_2^{2+} - хромил;
 SO_2^{2+} - сульфурил; UO_2^{2+} - уранил.

В результате названия некоторых многоэлементных соединений образуются по правилам номенклатуры бинарных веществ:

NOCl - хлорид нитрозила; PH_4Br - бромид фосфония;
 SOCl_2 - хлорид тионила; NH_4CN - цианид аммония;
 UO_2F_2 - фторид уранила; NH_4SCN - роданид аммония.

В интерметаллических соединениях значения электротрицательностей элементов обычно близки и поэтому разделение формулы на две составляющие было бы неоправданно искусственным. Ввиду этого названия таких соединений образуют из одного слова, в котором названия элементов с соответствующими числовыми приставками разделены дефисом:

Mg_2Sn - олово-димагний;
 NaZn_4 - тетрацинк-натрий;
 Rb_7Hg_8 - октартуть-гептарубидий;
 MnCu_2Al - алюминий-димедь-марганец.

Кислородсодержащие кислоты

Названия этого класса соединений строятся из группового слова «кислота» и прилагательного, которое составляется из русского корня названия элемента, окончания **-ая-** и суффиксов, указывающих, насколько степень окисления кислотообразующего элемента отличается от максимальной.

Для высшей или единственной степени окисления применяют суффиксы **-н-, -ов-, -ев-** :

H_3BO_3 - борная кислота; H_2CO_3 - угольная кислота;
 H_2SiO_3 - кремниевая кислота; H_2CrO_4 - хромовая кислота;
 HNO_3 - азотная кислота; HPO_3 - метафосфорная кислота;
 HReO_4 - рениевая кислота; H_3PO_4 - ортофосфорная кислота.

Приставки **орто-** и **мета-** применяют, чтобы различать названия кислот, молекулы которых отличаются только «содержанием воды».

Если возможны две степени окисления, то для низшей используют суффиксы **-ист-, -овист-**:

H_2SeO_3 - селенистая кислота; H_2TeO_3 - теллуристая кислота;
 HAsO_2 - метамышьяковистая кислота;
 H_3AsO_3 - ортомышьяковистая кислота.

В случае трех возможных степеней окисления кислотообразующего элемента, помимо упомянутых суффиксов, для самой низкой (обычно +1) применяется составной суффикс **-новатист-**:

H_3PO_2 - фосфорноватистая кислота;
 $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$ - азотноватистая кислота.

В названиях кислот с четырьмя различными степенями окисления последовательно используют суффиксы **-н-, -новат-, -ист- и -новатист-**:

HClO_4 - хлорная кислота; HClO_3 - хлорноватая кислота;

HClO_2 - хлористая кислота; HClO_3 - хлорноватистая кислота.

Для того, чтобы различить кислоты, содержащие разное количество атомов кислотообразующего элемента в одной степени окисления, применяют числовые приставки:

$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ - дихромовая кислота; $\text{H}_2\text{Cr}_3\text{O}_{10}$ - трихромовая кислота;

$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_5$ - дисернистая кислота; $\text{H}_2\text{V}_4\text{O}_7$ - тетраборная кислота.

Оксокислоты, в которых атомы кислорода замещены на атомы серы (частично или полностью) или на пероксогруппы (-O-O-), получают к своему названию приставку соответственно **тио-** или **пероксо-** (по необходимости, с числовой приставкой):

$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ($\text{H}_2\text{SO}_3\text{S}$) - тиосерная кислота;

H_2CS_3 - тритиоугольная кислота;

HNO_4 ($\text{HNO}_2(\text{O}_2)$) - пероксоазотная кислота;

$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$ ($\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6(\text{O}_2)$) - пероксодисернистая кислота.

Средние соли кислородсодержащих кислот

Названия средних солей состоят из традиционных названий катионов и анионов. Если элемент в образуемых им оксоанионах проявляет одну степень окисления, то название аниона оканчивается на **-ат**:

$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ - карбонат аммония; K_4SiO_4 - ортосиликат калия;

NaBiO_3 - висмутат натрия; LiBO_2 - метаборат лития.

В случае двух степеней окисления ещё используют окончание **-ит**:

BaSeO_4 - селенат бария; FeAsO_4 - ортоарсенат железа(III);

BaSeO_3 - селенит бария; $\text{Fe}(\text{AsO}_2)_2$ - метаарсенит железа(II).

Если степеней окисления элемента в анионах может быть более двух, то для самой низкой (обычно +1) применяют приставку **гипо-** с окончанием **-ит**:

$\text{Na}_2\text{N}_2\text{O}_2$ - гипонитрит натрия; $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_2)_2$ - гипофосфит кальция.

Последнее вещество является средней солью, поскольку в этом анионе два атома водорода присоединены непосредственно к атому фосфора и не проявляют кислых свойств.

Названия анионов, образованных элементом в степени окисления +7, имеют приставку **пер-** и окончание **-ат**:

$(\text{H}_3\text{O})\text{ClO}_4$ - перхлорат оксония;

KMnO_4 - перманганат калия;

Ag_5IO_6 - ортопериодат серебра;

$\text{Sr}(\text{IO}_4)_2$ - метапериодат стронция.

Соли поли- тио- и пероксокислот называются по тем же правилам, сохраняя соответствующую приставку от названия кислоты:

$\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$ - дифосфат магния;

$\text{Cs}_3\text{PO}_2(\text{O}_2)_2$ - дипероксофосфат цезия;

$\text{K}_2\text{SO}_3(\text{O}_2)$ - пероксосульфат калия;

$\text{Rb}_2\text{S}_2\text{O}_2$ - тиосульфит рубидия.

Кислые и основные соли

Если в состав соли входят атомы водорода, которые при диссоциации проявляют кислотные свойства и могут быть замещены на катионы металлов, то такие соли называются кислыми. Названия таких солей образуют, добавляя к названию аниона соответствующей средней соли приставку **гидро-**, по необходимости добавляя числовую приставку:

- CoHSO_4 - гидросульфат кобальта(II);
- Ba(HS)_2 - гидросульфид бария;
- $\text{Ba(HO}_2)_2$ - гидропероксид бария;
- $\text{CrH}_2\text{P}_2\text{O}_7$ - дигидродифосфат хрома(II);
- $\text{Cr(H}_3\text{P}_2\text{O}_7)_3$ - тригидродифосфат хрома(III);
- CrHP_2O_7 - гидродифосфат хрома(III).

В случаях, когда соль, помимо кислотного остатка содержит гидроксид-ионы, такие соли называются основными. Их названия получают к названию аниона приставку **гидроксо-**, также с числовой приставкой по необходимости:

- $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ - гидроксокарбонат меди;
- FeOHNO_3 - гидроксонитрат железа(II);
- $\text{Al(OH)}_2\text{Cl}$ - дигидроксохлорид алюминия.

Основные соли можно рассматривать как соли и гидроксиды одновременно, тогда это необходимо отражать и в формуле, и в названии; такие названия строятся с применением числовых приставок. Если в названии аниона уже есть приставка или необходимо избежать двусмысленности, применяют умножающие числовые приставки (**бис-**, **трис-**, **тетракис-**, **пентакис-** и т.д.):

- $\text{Cu}_3\text{CO}_3(\text{OH})_2$ - дигидроксид-карбонат тримеди;
- $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$ - гидроксид-трис-(фосфат) пентакальция;
- $\text{KAl}_3(\text{SO}_4)_2(\text{OH})_6$ - гексагидроксид-бис-(сульфат) триалюминия-калия.

Кристаллогидраты

Названия кристаллогидратов состоят из слова **гидрат** с приставкой, отвечающей числу молекул воды, и традиционного названия вещества:

- $\text{Pb(BrO}_3)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ - гидрат бромата свинца(II);
- $\text{Mn(H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ - дигидрат дигидрофосфата марганца(II);
- $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ - декагидрат тетрабората натрия;
- $(\text{UO}_2)_3(\text{AsO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ - додекагидрат ортоарсената уранила;
- $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ - 18-гидрат сульфата хрома(III);
- $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ - гидрат аммиака;
- $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ - дигидрат хлорида кальция;
- $\text{KAl(SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ - додекагидрат сульфата алюминия-калия;
- $(\text{NH}_4)_2\text{Fe(SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ - гексагидрат сульфата железа(II)-аммония.

Две последние соли относятся к семействам квасцов и шёнитов соответственно. Групповое название **квасцы** применяется к двойным сульфатам состава $\text{M}^I\text{M}^{III}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, **шёниты** - к двойным сульфатам состава $\text{M}_2^I\text{M}^{II}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

Номенклатура координационных (комплексных) соединений

В соответствии с правилами ИЮПАК каждое координационное соединение получает свое собственное **систематическое** название, полностью отражающее его состав. Называть комплексные соединения по любой другой номенклатуре, кроме систематической, не рекомендуется.

Формулы и названия лигандов

Если в качестве лигандов выступают **одноэлементные анионы** или **анионы, имеющие специальные названия**, то названия таких лигандов состоят из корня названия или полного названия аниона с соединительной гласной – **о**–; в случае **анионов оксокислот** соединительную гласную добавляют к полному названию аниона:

F^- - фторо; Cl^- - хлоро; H^- - гидридо; N^{3-} - нитридо; N_3^- - азидо;

O^{2-} - оксо; O_2^{2-} - пероксо; O_2^- - надпероксо; O_3^- - озono;

S_2^{2-} - дисульфидо(2-); OH^- - гидроксо; CN^- - циано; NH_2^- - амидо; NH_2^- - имидо; NO_3^- - нитрато; CO_3^{2-} - карбонато; SO_3^{2-} - сульфито; HSO_4^{2-} - гидросульфато; $S_2O_3^{2-}$ - тиосульфато; IO_6^{5-} - ортопериодато.

По традиции **сульфид-** и **гидросульфид-**ионы именуют так:

S^{2-} - тио; HS^- - меркапто.

Анионы углеводородов называют как радикалы, не употребляя соединительной гласной:

CH_3^- - метил; $C_6H_5^-$ - фенил; $C_5H_5^-$ - циклопентадиенил.

Для обозначения в качестве лигандов **нейтральных групп атомов** (молекул) используют их названия без изменений:

N_2 – диазот; CS_2 – сероуглерод; C_2H_4 – этилен; N_2H_4 – гидразин.

Для **некоторых нейтральных лигандов** по традиции применяют **специальные** названия:

H_2O – аква; NH_3 – аммин; CO – карбонил;

CS – тиокарбонил; NO – нитрозил;

Положительно заряженные лиганды, представляющие собой многоэлементные катионы, сохраняют названия этих катионов с добавлением окончания –**ий**, если в исходном названии его не было: $N_2H_5^+$ - гидразиний; NO^+ - нитрозилий; NO_2^+ - нитроилий.

Традиционное название лиганда H^+ - гидро.

Многоэлементные лиганды могут быть координированы к комплексообразователю различными своими атомами или несколькими атомами (**полиидентатные лиганды**). При наличии информации о координации такого лиганда ее можно отразить в названии, указав в конце химический символ координируемого атома или атомов (через дефис):

CN^- - циано-N или циано-C; ClO_3^- - хлорато-O или хлорато-O,O.

По традиции **нитрит-ион**, координированный атомом кислорода, называют нитрито, атомом азота – нитро.

Формулы комплексных соединений

При написании формулы комплексного соединения в основном руководствуются теми же правилами, что и при составлении формул бинарных и других соединений, описанных выше, за исключением записи собственно комплексной частицы. Эту частицу обязательно заключают в квадратные скобки, соблюдая следующий порядок: вначале записывают центральный атом, затем положительно заряженные лиганды, нейтральные и потом отрицательно заряженные. Если в состав комплекса входит несколько одинаковых лигандов, то их количество указывают числовым индексом, заключая формулы многоатомных лигандов в круглые или фигурные скобки. Скобки применяют и в случае одноатомных лигандов, если возможны разночтения, а также для отделения лигандов друг от друга во избежание двусмысленности.

Лиганды, одинаковые по типу заряда, но разные по химическому составу, записывают в соответствии с практическим рядом неметаллов (см. Бинарные соединения), а именно по порядку расположения в этом ряду их первых (слева) элементов независимо от сложности лигандов. Если первые элементы совпадают, то сравнивают вторые и т. д. Среди лигандов, образованных атомами одних и тех же элементов, первым будет записан имеющий меньшее число атомов первого элемента и т. д.

Названия комплексных соединений

Название комплексного соединения составляют, читая его формулу справа налево, строго соблюдая указанный порядок расположения лигандов.

Систематическое название **соединения без внешней сферы** состоит из одного слова, включающего названия лигандов с числовыми приставками и русское название химического элемента - комплексообразователя в **именительном падеже**:

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$ – трихлоротриамминкобальт;

$[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_4(\text{NO}_2)_2]$ – динитротетрааквакобальт¹¹;

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_4(\text{NO}_2)_2]$ – динитритотетраамминкобальт¹²;

$[\text{Cr}(\text{C}_6\text{H}_6)_2]$ – дибензолхром;

$[\text{Ni}(\text{CO})_4]$ – тетракарбонилникель;

$[\text{Pt}\{\text{P}(\text{C}_2\text{H}_5)_3\}_2\text{Cl}_2]$ – дихлоробис(триэтилфосфин)платина.

Название соединения, содержащего **комплексный катион**, формируется из названия внешнесферного аниона в именительном падеже и названия комплексного катиона. Последний называют так же, как и комплекс без внешней сферы, изменяя падеж названия комплексообразователя на **родительный** и указывая его степень окисления. Названия катиона и аниона пишут отдельно:

¹¹ Координация лиганда NO_2^- через атом N.

¹² Координация лиганда NO_2^- через атом O.

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ – гидроксид диамминсеребра(I);
 $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – гидрат сульфата тетрааквамеди(II);
 $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{ClO}_4)_2$ – перхлорат тетраамминмеди(II);
 $[\text{Pt}(\text{N}_2\text{H}_5)_2\text{Cl}_2]\text{Br}_2$ – бромид дихлородигидразинийплатины(II);
 $[\text{Ru}(\text{N}_2)(\text{NH}_3)_5]\text{Cl}_2$ – хлорид пентааммин(диазот)рутения(II);
 $[\text{Ru}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_4(\text{HSO}_3)]\text{Cl}$ – хлорид гидросульфатотетраамминрутения(II);
 $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4][\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}_2$ – хлорид дихлоротетраамминплатины(IV)-тетраамминплатины(II);

$[\text{Cs}(\text{H}_2\text{O})_6][\text{Ga}(\text{H}_2\text{O})_6](\text{SO}_4)_2$ – сульфат гексааквагаллия-гексааква-цезия(I).

Название соединения с **комплексным анионом** также строится из названия аниона в именительном падеже и катиона в родительном. В названии комплексного аниона используют латинский корень названия комплексобразователя, дополняя его окончанием **–ат** и указывая его степень окисления:

$(\text{NH}_4)_2[\text{PtCl}_6]$ – гексахлороплатинат(IV) аммония;
 $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$ – бис(тиосульфато)аргентат(I) натрия;
 $\text{Li}[\text{AlH}_4]$ – тетрагидридоалюминат(III) лития;
 $\text{K}[\text{B}(\text{C}_6\text{H}_5)_4]$ – тетрафенилборат(III) калия;
 $\text{K}_2[\text{FeNO}(\text{CN})_5]$ – пентацианонитрозилферрат(III) калия;
 $\text{K}_7[\text{Cu}(\text{IO}_6)_2]$ – бис(ортопериодато)купрат(III) калия;
 $\text{H}_2[\text{Mn}(\text{IO}_3)_6]$ – гексаиодатоманганат(IV) водорода;
 $\text{K}_2[\text{Hg}(\text{NO}_3)_4]$ – тетранитратомеркурат(II) калия;
 $\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{N}_3)_6]$ – гексаазидостаннат(IV) натрия;
 $\text{K}_2[\text{Re}(\text{CN})_4\text{N}]$ – нитридотетрацианоренат(V) калия;
 $\text{Rb}_4[\text{Sb}^{\text{III}}\text{Cl}_6][\text{Sb}^{\text{V}}\text{Cl}_6]$ – гексахлоростибат(V)-гексахлоростибат(III) рубидия.

Названия соединений, содержащих **комплексный катион** и **комплексный анион**, составляются по тем же правилам:

$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4][\text{PtCl}_6]$ – гексахлороплатинат(IV) тетраамминплатины(II);
 $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6][\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]_3$ – тетранитродиаамминкобальтат(III) гексаамминкобальта(III).

Для разнолигандных комплексных соединений часто оказывается возможным существование нескольких **геометрических изомеров**. Сведения о точном строении таких комплексов передают специальными приставками к названию (например, **цис-** или **транс-**). В более сложных случаях отмечают каждую из возможных позиций вокруг центрального атома **латинской буквой** или **цифрой** и в названии указывают положение каждого сорта лигандов:

цис- $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ – цис-дихлородиамминплатина;
 $[\text{Pt}(\text{b-NH}_3)(\text{d-N}_2\text{H}_4)(\text{c-NH}_2\text{OH})(\text{a-NO}_2)]\text{Cl}$ – хлорид (а-нитро)(с-гидроксиламин)(d-гидразин)(b-аммин)платины(II).

Систематическая номенклатура координационных соединений в неорганической химии наиболее формализована и последовательна, она позволяет во многих случаях однозначно указывать и состав и строение соединений. Поэтому комиссия ИЮПАК **не запрещает** использовать ее для построения названий соединений, которые не являются по своей природе комплексными, но формально могут быть представлены как комплексные. Вот так, например,

будут выглядеть названия некоторых известных кислот и солей по **систематической номенклатуре**:

H_2SO_4 – тетраоксосульфат(VI) водорода;

NaReO_4 – тетраоксоренат(VII) натрия;

$(\text{NH}_4)_4\text{P}_2\text{O}_7$ – гептаоксодифосфат(V) аммония;

$\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$ – пероксогексаоксодисульфат(VI) калия;

$\text{Cs}_2\text{S}_2\text{O}_3$ – тиотриоксосульфат(VI) цезия.

Рекомендовано использовать систематические названия для **новых соединений**, не имеющих устоявшихся названий. Замена же всех известных традиционных названий на систематические в настоящее время нежелательна, в первую очередь из-за их громоздкости. Было бы также крайне несправедливо разом отказаться от изящной краткой и емкой традиционной номенклатуры, складывавшейся столетиями и имеющей немалые заслуги перед химическим сообществом.

Основные принципы русской номенклатуры

Бинарные соединения

Как и в других номенклатурах, названия бинарных соединений составляют из двух слов. В русском языке первым словом обозначают более электроотрицательный элемент (реальный или условный анион), составляя его из русского корня названия элемента с добавлением суффикса **-ист** и окончанием **-ый**, (**-ая**, **-ое**), вторым словом является русское название менее электроотрицательного элемента (реального или условного катиона) в родительном падеже:

AgCl	- хлористое серебро;
Al_2S_3	- сернистый алюминий;
H_2Te	- теллуристый водород;
NaH	- водородистый натрий
Mg_3N	- азотистый магний.

2

В случае, если менее электроотрицательный элемент имеет несколько положительных степеней окисления, для меньшей из них в названии аниона используется суффикс **-ист**, для следующей по возрастанию – суффикс **-н**. Иногда для указания количества присоединенных атомов аниона используют русские числовые приставки, что становится правилом, если существует более двух бинарных соединений одинакового качественного состава:

FeCl_2	- хлористое железо;
FeCl_3	- хлорное железо;
CuCl	- хлористая медь;
CuCl_2	- хлорная (двуххлористая) медь;

- S_2F_2 - однофтористая сера;
- SF_2 - двухфтористая сера;
- SF_4 - четырехфтористая сера;
- SF_6 - шестифтористая сера;

Исключением из общего правила являются несколько бинарных водород-содержащих соединений, которые имеют свои собственные, прочно укоренившиеся названия и называются так же, как и по традиционной номенклатуре:

- H_2O - вода;
- NH_3 - аммиак;
- N_2H_4 - гидразин.

По совершенно иным правилам в русской номенклатуре называют бинарные соединения с кислородом. Анион O^{2-} получает название **окись**, анион O_2^{2-} - **перекись**, анион O_2^- - **суперокись (надперекись)**, и только анион O_3^- , по сути являясь соединением с озоном, а не просто с кислородом, называется **озонистый**:

- MgO - окись магния;
- BaO_2 - перекись бария;
- KO_2 - суперокись калия;
- NaO_3 - озонистый натрий.

В случае, если менее электроотрицательный элемент имеет несколько положительных степеней окисления, для меньшей из них в названии соединения с кислородом используется слово **закись**, для следующей – **окись**, затем используют числовые приставки:

- FeO - закись железа;
- Fe_2O_3 - окись железа;
- Fe_3O_4 - закись-окись железа;
- CrO - закись хрома;
- Cr_2O_3 - окись хрома;
- CrO_3 - трехокись хрома;
- N_2O - закись азота;
- NO - окись азота;
- N_2O_3 - трехокись азота;
- NO_2 - двуокись азота;
- N_2O_4 - четырехокись азота;
- N_2O_5 - пятиокись азота.

Несмотря на то, что названия анионов в трехокисях хрома и азота звучат одинаково, подразумевается, что всякий химик знает, что не бывает азота в степени окисления (+6). Поэтому в состав одной молекулы трехокиси (а также четырехокиси и пятиокиси) азота входят два атома азота.

Окиси, при взаимодействии которых с водой образуются кислородсодержащие кислоты, в русской номенклатуре еще называют соответствующими **ангидридами**, заменив лишь окончание в названии образуемой этим оксидом кислоты:

P_2O_3	-	фосфористый ангидрид (ангидрид фосфористой кислоты);
P_2O_5	-	фосфорный ангидрид;
B_2O_3	-	борный ангидрид;
CrO_3	-	хромовый ангидрид;
SO_3	-	серный ангидрид;
CO_2	-	угольный ангидрид;
N_2O_3	-	азотистый ангидрид;
N_2O_5	-	азотный ангидрид;
I_2O_5	-	иодноватый ангидрид;
Cl_2O_7	-	хлорный ангидрид;
Mn_2O_7	-	марганцевый ангидрид.

Названия большинства самих кислородсодержащих кислот в русской номенклатуре совпадают с традиционными, поскольку при составлении русского варианта традиционных названий кислот мы пользовались правилами русской номенклатуры. Надо лишь латинские числовые приставки заменить на русские, а для **пероксокислот** использовать приставку **над-**:

$H_2Cr_2O_7$	-	двухромовая кислота;
$H_2Cr_3O_{10}$	-	треххромовая кислота;
$H_2S_2O_5$	-	двусернистая кислота;
$H_2B_4O_7$	-	четырёхборная кислота;
HNO_4 ($HNO_2(O_2)$)	-	надазотная кислота;
$H_2S_2O_8$ ($H_2S_2O_6(O_2)$)	-	наддвусерная кислота.

Водные растворы бинарных водородсодержащих соединений, являющиеся кислотами, называют почти так же, как и по традиционной номенклатуре, но с добавлением суффикса **-ист** после русского корня названия аниона:

HCl (водн)	-	хлористоводородная кислота;
H_2Te (водн)	-	теллуристоводородная кислота;
HN_3 (водн)	-	азотистоводородная кислота.

Если в состав молекулы бескислородной кислоты входит еще один элемент в положительной степени окисления, то ее название начинается с его корня с добавлением соединительной гласной:

H_2SiF_6	-	кремнефтористоводородная кислота;
$HAuCl_4$	-	золотохлористоводородная кислота;
H_2PtCl_6	-	платинохлористоводородная кислота;
H_2CS_3	-	углесернистоводородная кислота;

Средние соли кислородсодержащих кислот

Названия средних солей состоят из русских названий катионов и анионов, причем название чаще всего начинают с катиона. Чтобы правильно назвать соль по русской номенклатуре, следует вспомнить название соответствующей кислоты. Для анионов бескислородных кислот от названия кислоты отбрасывается слово **водородная** и соединительная гласная **о (е)** и добавляется окончание **ый (ая, ое)**:

Li_2SiF_6 – литий кремнефтористый;

AgAuCl_4 – серебро золотохлористое;

CuPtCl_6 – медь платинохлористая;

CaCS_3 – кальций углесернистый;

Для анионов кислородсодержащих кислот от названия кислоты отбрасывается окончание **ая**, и через соединительную гласную **о** к остатку присоединяется слово **кислый (ая, ое)**:

$\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2$ – барий хлорнокислый;

K_4SiO_4 – калий ортокремниевокислый;

NaBiO_3 – натрий висмутовокислый;

$\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2$ – барий хлорноватокислый;

$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ – аммоний углекислый (угольнокислый);

CaSeO_3 – кальций селенистокислый;

LiBO_2 – литий метаборнокислый;

NaClO_2 – натрий хлористокислый;

CsClO – цезий хлорноватистокислый.

Если имеется неоднозначность трактовки заряда катиона, т.е. существует два катиона одного металла с разными зарядами, обращаются к названию исходного оксида, содержащего этот катион (закись либо окись) и к названию соли добавляется соответствующее слово:

FeAsO_4 – железо ортомышьяковокислое окисное;

$\text{Fe}(\text{AsO}_2)_2$ – железо метамышьяковистокислое закисное;

$\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ – ртуть азотнокислая закисная;

HgSO_4 – ртуть сернокислая окисная.

Соли поли- и пероксокислот называются по тем же правилам, сохраняя соответствующую приставку от названия кислоты:

$\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$ – магний дивосфорнокислый;

$\text{K}_2\text{SO}_3(\text{O}_2)$ – калий надсернокислый;

$\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_6(\text{O}_2)$ – калий наддвусернокислый;

$\text{Cs}_3\text{PO}_2(\text{O}_2)_2$ – цезий двунадфосфорнокислый.

Кислые и основные соли

Названия таких солей образуют, добавляя к названию соответствующей средней соли слово **кислый (ая, ое)**, или **основной (ая, ое)**:

$\text{Ba}(\text{HS})_2$ – барий сернистый кислый;

CoHSO_4 – кобальт сернокислый кислый закисный;
 $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ – медь углекислая основная;
 $(\text{FeOH})\text{NO}_3$ – железо азотнокислое основное закисное.

В тех случаях, когда исходная кислота содержит более двух кислых атомов водорода, т.е. является более чем двухосновной, а исходное основание содержит более двух гидроксидных групп, т.е. является более чем двухкислотным, в названии таких солей дополнительно указывается количество **замещенных** атомов водорода или гидроксидных групп.

$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ – кальций фосфорнокислый кислый однозамещенный;
 $\text{CrH}_2\text{P}_2\text{O}_7$ – хром двуфосфорнокислый кислый закисный двузамещенный;
 $\text{Cr}(\text{H}_3\text{P}_2\text{O}_7)_3$ – хром двуфосфорнокислый кислый окисный однозамещенный;
 CrHP_2O_7 – хром двуфосфорнокислый кислый окисный трехзамещенный;
 $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ – алюминий хлористый основной однозамещенный;
 $(\text{FeOH})\text{SO}_4$ – железо сернокислое основное окисное двузамещенное.

Кристаллогидраты

К названиям кристаллогидратов в русской номенклатуре добавляют слово **водный (ая, ое)** с числовой приставкой, отвечающей числу молекул воды, и традиционного названия вещества:

$\text{CaSO}_4 \cdot \frac{1}{2}\text{H}_2\text{O}$ - кальций сернокислый полуводный;
 $\text{Pb}(\text{BrO}_3)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ - свинец бромноватокислый одноводный;
 $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ - кальций хлористый двухводный;
 $\text{Mn}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ - марганец фосфорнокислый кислый закисный однозамещенный двухводный;
 $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ - натрий четырехборнокислый десятиводный;
 $(\text{UO}_2)_3(\text{AsO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ - уранил ортомышьяковокислый двенадцативодный;
 $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ – хром сернокислый окисный восемнадцативодный;
 $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ - калий-алюминий сернокислый двенадцативодный (квасцы алюмокалиевые);
 $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ – аммоний-железо сернокислый закисный шестиводный (шёнит железоаммонийный).

Знакомство с номенклатурой неорганических соединений показывает, что рассмотренные принципы и правила являются своеобразной грамматикой химического языка. Она изменяется и развивается вместе с развитием языка и химической науки. Начинаящий специалист всегда должен помнить, что успех в обмене информацией с коллегами может быть достигнут только в том случае, если он разговаривает с ними на одном, понятном всем языке.