


Содержание

 1. Общая химия	8
1.1. Основные химические понятия	8
Основные понятия	8
Основные законы	10
Современные представления о строении атома	12
Периодический закон и периодическая система элементов Д. И. Менделеева	13
Химическая связь и строение вещества	18
Вещества молекулярного и немолекулярного строения	23
Химическая реакция	26
1.2. Классы неорганических соединений	28
Оксиды	28
Основания и амфотерные гидроксиды	33
Кислоты	37
Соли	43
Металлы	49

Содержание


Неметаллы.....	52
Взаимосвязь различных классов неорганических веществ	55





2. Неорганическая химия56

2.1. Классы неорганических веществ..	56
2.2. Металлы IA–IIIA подгрупп и их соединения	59
Щелочные металлы (IA группа) ..	59
Щёлочно-земельные металлы (IIA группа).....	64
Алюминий и элементы IIIA группы	70
2.3. Переходные элементы (железо, хром, медь, цинк)	74
Железо (VIII группа, 4-й период)	74
Хром (VI группа, 4-й период) ...	81
Медь (I группа, 4-й период)	87
Цинк (II группа, 4-й период)	93
2.4. Элементы IVA–VIIA групп	97
Элементы IVA группы	97
Элементы VA группы	101

Содержание

Фосфор	114
Элементы VIA группы	123
Элементы VIIA группы.....	129
 3. Органическая химия	141
3.1. Строение органических соединений	141
3.2. Классификация органических веществ	146
3.3. Насыщенные углеводороды ...	148
Алканы и циклоалканы	148
3.4. Ненасыщенные углеводороды... 155	
Алкены	155
Алкины	159
Алкадиены	166
Ароматические углеводороды... 171	
Спирты и фенолы	175
Альдегиды и карбоновые кислоты	179
Сложные эфиры. Жиры. Мыла ...	187
Углеводы	192
3.5. Азотсодержащие соединения... 198	
Амины	198
Аминокислоты	201
Белки	204

Содержание

3.6. Высокомолекулярные соединения	207
Пластмассы	210
Каучуки	212
Волокна	215
 4. Научные методы исследования	217
4.1. Химические вещества и превращения	217
4.2. Определение характера среды водных растворов	222
4.3. Качественные реакции на неорганические вещества и ионы	226
4.4. Качественные реакции органических соединений	229
4.5. Основные способы получения кислородсодержащих соединений	232
 5. Получение важнейших веществ в промышленности	236
5.1. Metallургия	236
5.2. Чёрная металлургия	240

Содержание

5.3. Цветная металлургия (на примере алюминия)	243
5.4. Химическое производство аммиака, серной кислоты, метанола	244
Переработка природных источников углеводородов	249
Химическое загрязнение окружающей среды и его последствия	254

1. Общая химия

1.1. Основные химические понятия

Основные понятия

Атомная единица массы (а. е. м.) равна $1/12$ массы атома изотопа углерода ^{12}C (масса одного атома ^{12}C равна $1,993 \cdot 10^{-26}$ кг): $1 \text{ а. е. м.} \rightarrow 1/12 \text{ м (атома } ^{12}\text{C)} \rightarrow 1,661 \cdot 10^{-27} \text{ кг} \rightarrow 1,661 \cdot 10^{-24} \text{ г.}$

Относительная атомная масса элемента (A_r) — это безразмерная величина, равная отношению средней массы атома элемента к $1/12$ массы атома ^{12}C . При расчёте относительной атомной массы учитывается изотопный состав элемента.

1 моль — это такое количество вещества, в котором содержится определённое число любых частиц (молекул, атомов, ионов и т. д.), равное числу Авогадро ($N_A \rightarrow 6,022 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$).

Простое вещество — вещество, состоящее из атомов одного элемента: например, хлор Cl_2 , уголь C .

1.1. Основные химические понятия

Аллотропия — явление, при котором атомы одного элемента могут существовать в виде нескольких простых веществ.

Аллотропные модификации — простые вещества, образованные атомами одного элемента, но отличающиеся друг от друга составом молекул (например, кислород O_2 и озон O_3) либо строением кристаллов (например, графит и алмаз — аллотропные модификации углерода C).

Сложное вещество — вещество, состоящее из атомов разных элементов: этиламин $C_2H_5NH_2$, хлорид натрия $NaCl$.

Кристаллическая решётка вещества — объёмный условный каркас, в узлах которого находятся частицы вещества (молекулы, атомы, ионы). Разделяют вещества молекулярного и немолекулярного строения.

Вещества молекулярного строения — вещества, в узлах условного кристалла которых находятся молекулы: фенол C_6H_5OH , сахараза $C_{12}H_{22}O_{11}$.

1. Общая химия

Вещества немолекулярного строения — вещества, в узлах условного кристалла которых находятся *атомы* (атомная кристаллическая решётка, например: углерод С, фосфор Р₄) или *ионы* (ионная и металлическая кристаллические решётки).

Основные законы

• **Закон постоянства состава:** *все индивидуальные вещества имеют постоянный качественный и количественный состав независимо от способа их получения.* На основании этого закона состав веществ выражается химической формулой с помощью химических знаков и индексов. Например: NaOH, H₂O.

• **Закон сохранения массы:** *масса веществ, которые вступают в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.* Химические реакции отображают в виде химических уравнений с помощью химических формул

1.1. Основные химические понятия

веществ и стехиометрических коэффициентов. Например: $2\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{FeO}$.

• **Закон Авогадро:** *в равных объёмах газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) содержится одинаковое число молекул.*

1-е следствие: один моль любого газа при одинаковых условиях занимает одинаковый объём.

Молярный объём газа (V_m) — это объём идеального газа, в котором содержится 1 моль данного газа. При нормальных условиях (температуре 0°C ($273,16\text{ K}$), атмосферном давлении $101,3\text{ кПа}$) он равен $22,4\text{ л}$.

2-е следствие: отношение масс одинаковых объёмов двух газов есть постоянная величина для данных газов. Она называется относительной плотностью газа (D).

1. Общая химия

Современные представления о строении атома

Атом — это мельчайшая химически неделимая частица ($1 \cdot 10^{-10} \dots 5 \cdot 10^{-10}$ м), которая является пределом разложения любого вещества.

Атомы разных видов имеют массу $10^{-24} \dots 10^{-22}$ г и принадлежат разным химическим элементам. Атомы одного вида являются атомами одного химического элемента.

Ядро атома состоит из частиц двух видов: протонов и нейтронов.

Протоны (p^+) имеют заряд, равный заряду электрона, но противоположный по знаку (+). Их масса (m) равна массе водорода или $1/12 m$ углерода.

Нейтроны (n^0) не имеют заряда (электронейтральны), их масса (m) примерно равна m протона, то есть 1.

Массовое число — это сумма числа протонов и нейтронов.

Так как атом электронейтрален, число протонов и электронов в нём одинаково. Почти вся масса сосредоточена в ядре.

1.1. Основные химические понятия

Периодический закон и периодическая система элементов Д. И. Менделеева

Периодический закон: *свойства атомов химических элементов, состав и характеристики образуемых ими веществ находятся в периодической зависимости от зарядов атомных ядер.*

Таблица периодической системы элементов — графическое выражение периодического закона, состоящее из периодов и групп.

Период — последовательный горизонтальный ряд химических элементов, в атомах которых число полностью и частично заполненных энергетических уровней одинаково. Так, для атомов 3-го периода Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl, Ar электронная оболочка представляет собой три последовательных энергетических уровня. Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня по периоду изменяется от ns^1 (щелочные металлы, например, $\text{Na}[\text{Ne}]3s^1$)

1. Общая химия

до ns^2np^6 (благородные газы, например: $\text{Ar}[\text{Ne}]3s^23p^6$), где n — номер периода, а $[\text{Ne}] \rightarrow 1s^22s^22p^6$ — электронная конфигурация неона Ne.

Группа — вертикальный ряд химических элементов, в атомах которых внешний энергетический уровень имеет схожую электронную конфигурацию. Так, для щелочных металлов внешний энергетический уровень — ns^1 .

Валентные электроны — эквивалентное номеру группы число электронов, находящихся на внешнем энергетическом уровне и, как правило, участвующих в образовании химических связей. Так, для элемента V группы 3-го периода фосфора P с электронной конфигурацией $[\text{Ne}]3s^23p^3$ число валентных электронов равно 5.

Орбитальный радиус атома — теоретически рассчитанное расстояние от ядра до той точки в пространстве, где вероятность обнаружить электроны атома максимальна.

1.1. Основные химические понятия

Эффективный радиус атома —

радиус, при котором атом проявляет свои основные свойства. Определяется на основании *электронографии* и *рентгенографии* в молекулах, ионных и металлических кристаллах.

Величины атомных радиусов изменяются с периодическим характером.

- По мере увеличения заряда атомного номера в периодах радиус атомов *s*- и *p*-элементов уменьшается значительно, чем радиус атомов *d*-элементов. Так, в *s*- и *p*-элементах 3-го периода радиус атома уменьшается почти в два раза: со 190 пм у атома натрия Na ($[\text{Ne}]3s^1$) до 99 пм у атома хлора Cl ($[\text{Ne}]3s^23p^5$), в то время как для *d*-элементов 4-го периода уменьшение радиуса атома не столь существенное: со 164 пм у скандия Sc ($[\text{Ar}]3d^14s^2$) до 153 пм у цинка Zn ($[\text{Ar}]3d^{10}4s^2$).

- По мере увеличения заряда атомного номера в группах радиус атомов *s*- и *p*-элементов увеличивается в большей степени, чем радиус атомов *d*-элементов.

1. Общая химия

Так, для d -элементов 5-го и 6-го периодов VI группы молибдена Mo ($[\text{Kr}]4d^65s^1$) и вольфрама W ($[\text{Xe}]4f^{14}5d^46s^2$) радиусы атомов имеют близкие значения — 139 и 141 пм соответственно.

Энергия ионизации — минимальное количество энергии, необходимое для отрыва электрона от атома элемента Э. Единица энергии ионизации — эВ.

Энергия сродства к электрону — положительный либо отрицательный энергетический эффект процесса присоединения электрона к атому элемента Э.

Электроотрицательность (ЭО) — условный параметр атома, определяющий его способность смещать к себе электронную плотность в химическом соединении. Существует несколько различающихся между собой шкал электроотрицательностей элементов (по Полингу, по Оллреду — Рохову, по Малликену и т. д.). Наиболее электроотрицательный элемент — фтор F (по Полингу — 3,98, по Оллреду — Рохову — 4,10), наименее электроотрицательный — фран-

1.1. Основные химические понятия

ций Fr (по Полингу — 0,7, по Оллреду — Рохову — 0,86).

Закономерности изменения ЭО атомов:

- в периоде ЭО атомов увеличивается (так, для элементов 3-го периода ЭО постепенно растёт (по Полингу) от 0,93 для атома натрия Na до 3,16 для атома хлора Cl);
- в группе ЭО атомов, как правило, уменьшается (так, для s-элементов I группы ЭО постепенно падает (по Полингу) от 2,02 для атома водорода H до 0,7 для атома франция Fr).

1. Общая химия

Химическая связь и строение вещества

Химическое строение — это последовательность соединения атомов в молекуле и их взаимное расположение в пространстве. Если изменяется последовательность, то образуется новое вещество с иными свойствами.

А. М. Бутлеров в 1850-х гг. разработал **теорию химического строения.**

Основные положения:

- свойства вещества определяются его качественным и количественным составом и химическим строением;
- атомы в молекуле соединяются в соответствии с их валентностью;
- атомы и группы атомов в молекуле воздействуют друг на друга, это влияние ослабевает по мере их взаимного удаления.

Химическая связь — это взаимное сцепление атомов в молекуле и кристаллической решётке под действием электрических сил притяжения.

1.1. Основные химические понятия

Ковалентная связь образуется за счёт общих электронных пар, возникающих в оболочках связываемых атомов.

Неполярная ковалентная связь возникает между атомами одного и того же элемента (например, в молекулах газов H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 и др.).

Полярная ковалентная связь образуется атомами разных элементов, сходных по химическому характеру (например, в молекулах H_2O , NF_3 , CO_2).

Ковалентная связь возникает между атомами элементов, обладающих электроотрицательным характером.

Электроотрицательность — это способность атомов химического элемента смещать к себе общие электронные пары, участвующие в образовании химической связи.

Геометрическая конфигурация молекул определяется пространственной направленностью σ -связей, соответствующих максимальному перекрыванию взаимодействующих электронных орбиталей.

1. Общая химия

Гибридизация орбиталей — процесс усреднения атомных орбиталей по форме и размерам.

Гибридные орбитали — комбинированные атомные орбитали, которые участвуют в процессе образования ковалентных связей. Число гибридных орбиталей атома идентично числу его первоначальных атомных орбиталей.

Ионная химическая связь — очень прочная полярная связь, которая возникает между атомами с сильно различающимися значениями ЭО (разность ЭО $\geq 1,9$), между *катионом* (отдаёт электрон) и *анионом* (принимает электрон).

Соединения с ионной связью — соли (MgSO_4), основания (KOH), оксиды (BaO).

Так, в молекуле хлорида натрия NaCl между атомами натрия Na (ЭО $\rightarrow 0,93$) и хлора Cl (ЭО $\rightarrow 3,16$) образуется ионная связь. Атом Na приобретает положительный заряд и становится ионом натрия Na^+ , а атом Cl , принимая электрон, становится

1.1. Основные химические понятия

отрицательно заряженной частицей — анионом хлора Cl^- .

Основные свойства ионной связи:

- ненаправленность;
- ненасыщаемость.

Стехиометрический состав ионных соединений показывает лишь приблизительное соотношение между числом атомов элементов, входящих в состав соединений.

Металлическая связь — химическая связь, основанная на распределении валентных электронов между всеми атомами соединения. Она позволяет удерживать все атомы металлов в едином кристалле. Простые вещества с металлической связью — металлы Na, Ca, Cu, Zn, сложные вещества с металлической связью — интерметаллические соединения Ca_2Cu , Cu_5Zn_8 .

Основные свойства металлической связи:

- ненаправленность;
- делокализованность.

1. Общая химия

Межмолекулярные силы (силы Ван-дер-Ваальса) — слабые электростатические силы взаимодействия, которые проявляются между электронейтральными молекулами на очень больших расстояниях и обуславливают образование вначале молекулярной жидкости, а затем и молекулярных кристаллов.

Водородная связь — разновидность межмолекулярных либо внутримолекулярных взаимодействий, возникающая между атомами водорода и наиболее электроотрицательными атомами, такими как F, O, Cl, N.

1.1. Основные химические понятия

Вещества молекулярного и немолекулярного строения

По типу строения все вещества делятся на молекулярные и немолекулярные. Среди органических веществ преобладают молекулярные вещества, среди неорганических — немолекулярные.

Молекулярные вещества — это такие вещества, у которых наименьшими структурными частицами являются молекулы (молекулярная кристаллическая решётка).

Немолекулярные вещества — это вещества, минимальными структурными частицами которых являются атомы или ионы (ионная, атомная, металлическая кристаллические решётки).

Кристаллические решётки веществ — это упорядоченное расположение частиц (атомов, молекул, ионов) в строго определённых точках пространства. Точки размещения частиц называются **узлами** кристаллической решётки.

1. Общая химия

Различают следующие **ВИДЫ** кристаллических решёток.

Ионные — кристаллические решётки, в узлах которых находятся ионы. Образуются веществами с ионной связью. Поскольку связи между ионами в кристалле очень прочные и устойчивые, вещества с ионной решёткой обладают высокой твёрдостью (например, соли, некоторые оксиды и гидроксиды металлов).

Атомные — кристаллические решётки, в узлах которых находятся отдельные атомы, соединённые прочными ковалентными связями. Для веществ с атомной кристаллической решёткой характерны высокие температуры плавления и повышенная твёрдость (алмаз, кварц, германий, кремний, бор).

Молекулярные — кристаллические решётки, в узлах которых располагаются молекулы, соединённые ковалентной связью. Между молекулами она непрочная (в отличие от связей внутри молекулы), поэтому вещества с молекулярной кристал-

1.1. Основные химические понятия

лической решёткой не обладают большой твёрдостью и плавятся при низкой температуре. Они относятся к летучим веществам, при обычных условиях находятся в газообразном или жидком состоянии (кислород, водород, хлор, вода, органические вещества).

Металлические — решётки, в узлах которых находятся атомы и ионы металла. Такие вещества обладают пластичностью, ковкостью, высокой электро- и теплопроводностью.

1. Общая химия

Химическая реакция

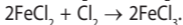
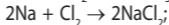
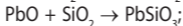
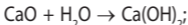
Химическая реакция — это превращение одного или нескольких исходных веществ в другие, отличающиеся от них по химическому составу либо строению.

По количеству исходных веществ и продуктов реакции можно разделить на группы.

- *Реакции соединения:* из нескольких реагирующих веществ относительно простого состава получается одно более сложное вещество.

Общая схема: $A + B + C \rightarrow D$.

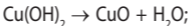
Примеры:



- *Реакции разложения:* из одного сложного вещества образуется несколько соединений.

Общая схема: $A \rightarrow B + C + D$.

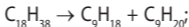
Примеры:



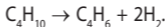
1.1. Основные химические понятия



крекинг органических веществ:



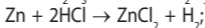
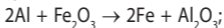
дегидрирование:



• *Реакции замещения*: простое вещество взаимодействует со сложным, образуя отличные от исходных простое и сложное вещества.

Общая схема: $A + BC \rightarrow AB + C$.

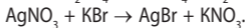
Примеры:



• *Реакции обмена* — реакции между двумя соединениями, которые обмениваются составными частями.

Общая схема: $AB + CD \rightarrow AD + CB$.

Примеры:



1.2. Классы неорганических соединений

Оксиды

Оксиды — химические соединения кислорода (в степени окисления -2) с менее электроотрицательными элементами.

Классификация

По агрегатному состоянию:

- твёрдые (Na_2O , ZnO , Al_2O_3);
- жидкие (N_2O_4 , SO_3);
- газообразные (CO_2 , NO_2 , SO_2).

По химическим свойствам:

- солеобразующие:
 - кислотные (CO_2 , N_2O_5 , SO_3) образуют при гидратации кислородсодержащие кислоты (угольную H_2CO_3 , азотную HNO_3 и серную H_2SO_4 соответственно);
 - основные (CaO , Na_2O , Fe_2O_3) образуют при гидратации основания (гидроксид кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$, натрия NaOH и железа $\text{Fe}(\text{OH})_3$ соответственно);
 - амфотерные (ZnO , Al_2O_3) проявляют свойства кислотных и основных ок-

1.2. Классы неорганических соединений

сидов (так, оксиду алюминия Al_2O_3 соответствуют гидроксид алюминия $Al(OH)_3$ и алюминаты: например, металалюминат натрия $NaAlO_2$);

- несолеобразующие (NO , N_2O , CO).

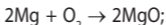
По растворимости в воде:

- растворимые (все кислотные оксиды, кроме SiO_2 ; оксиды щелочных Li_2O , Na_2O , K_2O , Rb_2O , Cs_2O и щёлочно-земельных CaO , SrO , BaO металлов);

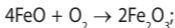
- нерастворимые (амфотерные оксиды ZnO , Al_2O_3).

Получение:

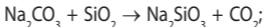
- взаимодействие простых веществ (металлов или неметаллов) с кислородом:



- взаимодействие некоторых сложных веществ с кислородом (реакции горения или окисления):



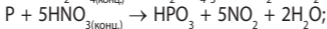
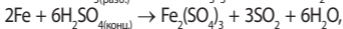
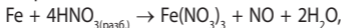
- реакция сплавления солей с менее летучими оксидами:



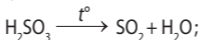


1. Общая химия

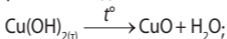
• окислительно-восстановительные реакции с участием простых веществ и сильных окислителей — кислородсодержащих минеральных кислот (оксокислот):



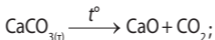
• термическое разложение некоторых оксокислот:



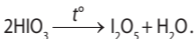
• термическое разложение некоторых нерастворимых в воде оснований:



• термическое разложение некоторых солей:



• дегидратация оксокислот в присутствии сильного водоотнимающего агента оксида фосфора P_2O_5 :

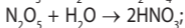
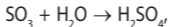


1.2. Классы неорганических соединений

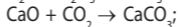
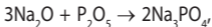
Химические свойства

Кислотных оксидов:

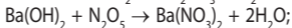
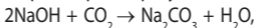
- при взаимодействии с водой образуются кислоты:



- при взаимодействии с основными оксидами образуются соли:



- при взаимодействии со щелочами в водных растворах образуются соли:

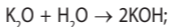


- в реакциях замещения кислотного остатка вытесняется газообразный оксид:

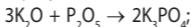


Основных оксидов:

- при взаимодействии с водой образуются основания:



- при взаимодействии с кислотными оксидами образуются соли:



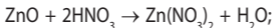
1. Общая химия

- при взаимодействии с кислотами образуются соли:

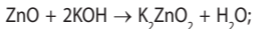


Амфотерных оксидов:

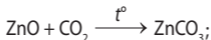
- при взаимодействии с кислотами образуются соли:



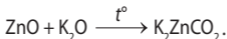
- при взаимодействии с основаниями образуются соли:



- при взаимодействии с кислотными оксидами при нагревании образуются соли:



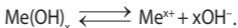
- при взаимодействии с основными оксидами при нагревании образуются соли:



1.2. Классы неорганических соединений

Основания и амфотерные гидроксиды

Основания — сложные вещества, молекулы которых в результате электролитической диссоциации образуют ионы металла либо ионы аммония NH_4^+ и гидроксид-ионы OH^- :



Классификация

По агрегатному состоянию:

- жидкие (гидроксид аммония NH_4OH);
- твёрдые (все остальные основания: гидроксид калия KOH , гидроксид кальция ($\text{Ca}(\text{OH})_2$ и гидроксид железа (III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$).

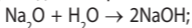
По растворимости в воде:

- растворимые, или щёлочи (едкий натр NaOH , едкий калий KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$);
- нерастворимые (гидроксиды магния $\text{Mg}(\text{OH})_2$, меди (II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и железа (III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$).

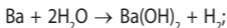
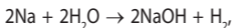
1. Общая химия

Получение:

- взаимодействие основных оксидов с водой приводит к образованию щелочей:



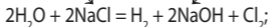
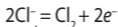
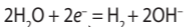
- взаимодействие щелочных (Li, Na, K, Rb, Cs) и щёлочно-земельных (Ca, Sr, Ba) металлов с водой приводит к образованию щелочей:



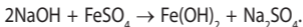
- электролиз водных растворов хлорида натрия NaCl или калия KCl:



катод (-) ← Na⁺ + Cl⁻ → анод (+)



- взаимодействие растворимых солей металлов (за исключением щелочных и щёлочно-земельных) со щелочами:

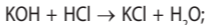


1.2. Классы неорганических соединений

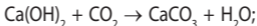
Химические свойства:

- изменение окраски индикатора в растворах щелочей (например, в щелочной среде ($\text{pH} > 7$) лакмус меняет окраску с фиолетового на синий, а бесцветный раствор фенолфталеина приобретает малиновую окраску);

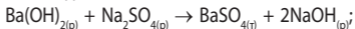
- взаимодействие с кислотами (реакция нейтрализации, образуются соли):



- взаимодействие с кислотными оксидами (образуются соли):



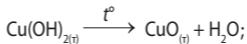
- взаимодействие с растворами солей (при условии, что реакция идёт с образованием нерастворимой соли или основания либо выделения газов, если такое есть):



- взаимодействие с галогенами (Cl_2 , Br_2 , I_2):



- термическое разложение нерастворимых в воде оснований:



1. Общая химия

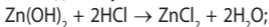
Амфотерные гидроксиды — это сложные вещества, которые имеют свойства и кислот, и оснований. Их формулы записывают как в форме оснований, так и в форме кислот.

Физические свойства. Амфотерные гидроксиды — твёрдые вещества, нерастворимые в воде.

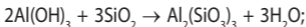
Химические свойства:

- в нейтральной среде амфотерные гидроксиды практически не растворяются и не диссоциируют на ионы;

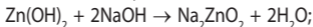
- взаимодействуют с кислотами:



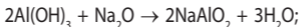
- взаимодействуют с кислотными оксидами:



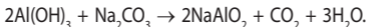
- взаимодействуют со щелочами:



- взаимодействуют с основными оксидами:



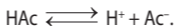
- с солями:



1.2. Классы неорганических соединений

Кислоты

Кислоты — сложные вещества, молекулы которых в результате электролитической диссоциации образуют катион водорода H^+ и анион кислотного остатка Ac^- :



Название кислоты	Формула
Азотная	HNO_3
Серная	H_2SO_4
Кремниевая	H_2SiO_3
Борная	H_3BO_3
Сероводородная	H_2S
Хлороводородная (соляная)	HCl
Йодная	HOI_4
Йодоводородная	HI



1. Общая химия

Название кислоты	Формула
Ортофосфорная	H_3PO_4
Угльная	H_2CO_3
Бромоводородная	HBr
Фтороводородная (плавиковая)	HF

Классификация

По агрегатному состоянию:

- жидкие (HNO_3 , H_2SO_4);
- твёрдые (HIO_4 , H_3BO_3);
- газообразные (HCl, H_2S).

По растворимости в воде:

- растворимые (большинство кислот: HNO_3 , H_2SO_4);

- нерастворимые (H_2SiO_3).

По наличию кислорода:

- оксокислоты (HNO_3 , H_2SO_4);
- бескислородные (HCl, H_2S).

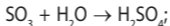
1.2. Классы неорганических соединений

По основности (количеству атомов водорода, способных замещаться):

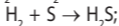
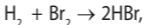
- одноосновные (HNO_3);
- двухосновные (H_2SO_4);
- трёхосновные (H_3PO_4);
- четырёхосновные ($\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_6$).

Получение:

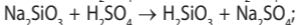
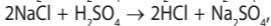
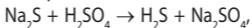
• взаимодействие кислотных оксидов с водой:



• взаимодействие водорода с такими неметаллами, как фтор F_2 , хлор Cl_2 , бром Br_2 , йод I_2 , сера S и селен Se , приводит к образованию бескислородных кислот:



• при взаимодействии с некоторыми солями образуются нерастворимые в воде либо газообразные кислоты:



• взаимодействие растворимых солей металлов (за исключением щелочных и щёлочно-земельных) со щелочами: