**Соли**

СОЛИ, класс химических соединений. Общепринятого определения понятия “Соли”, так же как и терминов “кислоты и основания”, продуктами взаимодействием которых соли являются, в настоящее время не существует. Соли могут рассматриваться как продукты замещения протонов водорода кислоты на ионы металлов, NH4+, СН3NН3+ и др. катионы или групп ОН основания на анионы кислот (напр., Cl-, SO42-).

**Классификация**

Продуктами полного замещения являются средние соли, например. Na2SO4, MgCl2, неполного-кислые или основные соли, например KHSO4, СuСlOН. Различают также простые соли, включающие один вид катионов и один вид анионов (например, NaCl), двойные соли содержащие два вида катионов (например, KAl(SO4)2 •12H2O), смешанные соли, в составе которых два вида кислотных остатков (например, AgClBr). Комплексные соли содержат комплексные ионы, например K4[Fe(CN)6].

**Физические свойства**

Типичные соли - кристаллические вещества с ионной структурой, например CsF Существуют также ковалентные соли, например АlСl3. В действительности характер химической связи ,v многих солей смешанный.

По растворимости в воде различают растворимые, мало растворимые и практически нерастворимые соли. К растворимым относятся почти все соли натрия, калия и аммония, многие нитраты, ацетаты и хлориды, за исключением солей поливалентных металлов, гидролизующихся в воде, многие кислые соли.

Растворимость солей в воде при комнатной температуре

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Кати-  оны | Анионы | | | | | | | | | |
| F- | Cl- | Br- | I- | S2- | NO3- | CO32- | SiO32- | SO42- | PO43- |
| Na+ | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р |
| K+ | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р |
| NH4+ | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р | Р |
| Mg2+ | РК | Р | Р | Р | М | Р | Н | РК | Р | РК |
| Ca2+ | НК | Р | Р | Р | М | Р | Н | РК | М | РК |
| Sr2+ | НК | Р | Р | Р | Р | Р | Н | РК | РК | РК |
| Ba2+ | РК | Р | Р | Р | Р | Р | Н | РК | НК | РК |
| Sn2+ | Р | Р | Р | М | РК | Р | Н | Н | Р | Н |
| Pb2+ | Н | М | М | М | РК | Р | Н | Н | Н | Н |
| Al3+ | М | Р | Р | Р | Г | Р | Г | НК | Р | РК |
| Cr3+ | Р | Р | Р | Р | Г | Р | Г | Н | Р | РК |
| Mn2+ | Р | Р | Р | Р | Н | Р | Н | Н | Р | Н |
| Fe2+ | М | Р | Р | Р | Н | Р | Н | Н | Р | Н |
| Fe3+ | Р | Р | Р | - | - | Р | Г | Н | Р | РК |
| Co2+ | М | Р | Р | Р | Н | Р | Н | Н | Р | Н |
| Ni2+ | М | Р | Р | Р | РК | Р | Н | Н | Р | Н |
| Cu2+ | М | Р | Р | - | Н | Р | Г | Н | Р | Н |
| Zn2+ | М | Р | Р | Р | РК | Р | Н | Н | Р | Н |
| Cd2+ | Р | Р | Р | Р | РК | Р | Н | Н | Р | Н |
| Hg2+ | Р | Р | М | НК | НК | Р | Н | Н | Р | Н |
| Hg22+ | Р | НК | НК | НК | РК | Р | Н | Н | М | Н |
| Ag+ | Р | НК | НК | НК | НК | Р | Н | Н | М | Н |

Условные обозначения:

Р — вещество хорошо растворимо в воде; М — малорастворимо; Н — практически нерастворимо в воде, но легко растворяется в слабых или разбавленных кислотах; РК - нерастворимо в воде и растворяется только в сильных неорганических кислотах; НК - нерастворимо ни в воде, ни в кислотах; Г - полностью гидролизуется при растворении и не существует в контакте с водой. Прочерк означает, что такое вещество вообще не существует.

В водных растворах соли полностью или частично диссоциируют на ионы. Соли слабых кислот и(или) слабых оснований подвергаются при этом гидролизу. Водные растворы солей содержат гидратированные ионы, ионные пары и более сложные химические формы, включающие продукты гидролиза и др. Ряд солей растворимы также в спиртах, ацетоне, амидах кислот и др. органических растворителях.

Из водных растворов соли могут кристаллизоваться в виде кристаллогидратов, из неводных - в виде кристаллосольватов, например СаВг2 • ЗС2Н5ОН.

Данные о различных процессах, протекающих в водносолевых системах, о растворимости солей при их совместном присутствии в зависимости от температуры, давления и концентрации, о составе твердых и жидких фаз могут быть получены при изучении диаграмм растворимости водно-солевых систем.

**Общие способы синтеза солей.**

**1. Получение средних солей:**

1) металла с неметаллом: 2Na + Cl2 = 2NaCl

2) металла с кислотой: Zn + 2HCl = ZnCl2 + H2

3) металла с раствором соли менее активного металла Fe + CuSO4 = FeSO4 + Cu

4) основного оксида с кислотным оксидом: MgO + CO2 = MgCO3

5) основного оксида с кислотой CuO + H2SO4= CuSO4 + H2O

6) основания с кислотным оксидом Ba(OH)2 + CO2 = BaCO3 + H2O

7) основания с кислотой: Ca(OH)2 + 2HCl = CaCl2 + 2H2O

8) соли с кислотой: MgCO3 + 2HCl = MgCl2 + H2O + CO2

BaCl2 + H2SO4 = BaSO4 + 2HCl

9) раствора основания с раствором соли: Ba(OH)2 + Na2SO4 = 2NaOH + BaSO4

10) растворов двух солей 3CaCl2 + 2Na3PO4 = Ca3(PO4)2 + 6NaCl

**2. Получение кислых солей:**

1. Взаимодействие кислоты с недостатком основания. KOH + H2SO4 = KHSO4 + H2O

2. Взаимодействие основания с избытком кислотного оксида

Ca(OH)2 + 2CO2 = Ca(HCO3)2

3. Взаимодействие средней соли с кислотой Ca3(PO4)2 + 4H3PO4 = 3Ca(H2PO4)2

**3. Получение основных солей:**

1. Гидролиз солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой

ZnCl2 + H2O = [Zn(OH)]Cl + HCl

2. Добавление (по каплям) небольших количеств щелочей к растворам средних солей металлов AlCl3 + 2NaOH = [Al(OH)2]Cl + 2NaCl

3. Взаимодействие солей слабых кислот со средними солями

2MgCl2 + 2Na2CO3 + H2O = [Mg(OH)]2CO3 + CO2 + 4NaCl

**4. Получение комплексных солей:**

1. Реакции солей с лигандами: AgCl + 2NH3 = [Ag(NH3)2]Cl

FeCl3 + 6KCN] = K3[Fe(CN)6] + 3KCl

**5. Получение двойных солей:**

1. Совместная кристаллизация двух солей:

Cr2(SO4) 3 + K2SO4 + 24H2O = 2[KCr(SO4) 2 • 12H2O[

**Химические свойства.**

**1. Химические свойства средних солей:**

1. Термическое разложение. CaCO3 = CaO + CO2

2Cu(NO3)2 = 2CuO + 4NO2 + O2

NH4Cl = NH3 + HCl

2. Гидролиз. Al2S3 + 6H2O = 2Al(OH)3 + 3H2S

FeCl3 + H2O = Fe(OH)Cl2 + HCl

Na2S + H2O = NaHS +NaOH

3. Обменные реакции с кислотами, основаниями и другими солями.

AgNO3 + HCl = AgCl + HNO3

Fe(NO3)3 + 3NaOH = Fe(OH)3 + 3NaNO3

CaCl2 + Na2SiO3 = CaSiO3 + 2NaCl

AgCl + 2Na2S2O3 = Nа3[Ag(S2O3) 2] + NaCl

4. Окислительно-восстановительные реакции, обусловленные свойствами катиона или аниона. 2KMnO4 + 16HCl = 2MnCl2 + 2KCl + 5Cl2 + 8H2O

**2. Химические свойства кислых солей:**

Термическое разложение с образованием средней соли

Ca(HCO3)2 = CaCO3 + CO2 + H2O

Взаимодействие со щёлочью. Получение средней соли.

Ba(HCO3)2 + Ba(OH)2 = 2BaCO3 + 2H2O

**3. Химические свойства основных солей:**

Термическое разложение. [Cu(OH)]2CO3 = 2CuO + CO2 + H2O

Взаимодействие с кислотой: образование средней соли.

Sn(OH)Cl + HCl = SnCl2 + H2O

**4. Химические свойства комплексных солей:**

1. Разрушение комплексов за счёт образования малорастворимых соединений:

2[Cu(NH3)2]Cl + K2S = CuS + 2KCl + 4NH3

2. Обмен лигандами между внешней и внутренней сферами.

K2[CoCl4] + 6H2O = [Co(H2O)6]Cl2 + 2KCl

**5. Химические свойства двойных солей:**

Взаимодействие с растворами щелочей: KCr(SO4)2 + 3KOH = Cr(OH)3 + 2K2SO4

2. Восстановление: KCr(SO4)2 + 2H°(Zn, разб. H2SO4) = 2CrSO4 + H2SO4 + K2SO4

Сырьем для промышленного получения ряда солей-хлоридов, сульфатов, карбонатов, боратов Na, К, Са, Mg служат морская и океаническая вода, природные рассолы, образующиеся при ее испарении, и твердые залежи солей. Для группы минералов, образующих осадочные солевые месторождения (сульфатов и хлоридов Na, К и Mg), применяют условное название “природные соли”. Наиболее крупные месторождения калиевых солей находятся в России (Соликамск), Канаде и Германии, мощные залежи фосфатных руд - в Северной Африке, России и Казахстане, NaNO3 - в Чили.

Соли используют в пищевой, химической, металлургической, стекольной, кожевенной, текстильной промышленности, в сельском хозяйстве, медицине и т. д.

**Основные виды солей**

1. **Бораты** (оксобораты), соли борных кислот: метаборной НВО2, ортоборной Н3ВО3 и не выделенных в свободном состоянии полиборных. По числу атомов бора в молекуле делятся на моно-, ди, тетра-, гексабораты и т. д. Бораты называют также по образующим их кислотам и по числу молей В2О3, приходящемуся на 1 моль основного оксида. Так различные метабораты могут быть названы моноборатами, если содержат анион В(ОН)4 или цепочечный анион {ВО2}nn- диборатами - если содержат цепочечный сдвоенный анион { В2О3(OН)2}n2n- триборатами - если содержат кольцевой анион (В3О6)3-.

Структуры боратов включают борокислородные группировки - “блоки”, содержащие от 1 до б, а иногда и 9 атомов бора например:

Координационное число атомов бора 3 (борокислородные треугольные группировки) или 4 (тетраэдричные группировки). Борокислородные группировки - основа не только островных, но и более сложных структур - цепочечных, слоистых и каркасных полимеризованных. Последние образуются в результате отщепления воды в молекулах гидратированных боратах и возникновения мостиковых связей через атомы кислорода; процесс иногда сопровождается разрывом связи В—О внутри полианионов. Полианионы могут присоединять боковые группы - борокислородные тетраэдры или треугольники, их димеры или посторонние анионы.

Аммоний, щелочные, а также и другие металлы в степени окисления +1 образуют чаще всего гидратированные и безводные метабораты типа МВО2, тетрабораты М2B4O7, пентабораты МB5O8, а также декабораты М4B10O17 • nH2O. Щелочноземельные и другие металлы в степени окисления + 2 дают обычно гидратированные метабораты, трибораты М2B6O11 и гексабораты МB6O10. а также безводные мета-, орто- и тетрабораты. Для металлов в степени окисления + 3 характерны гидратированные и безводные ортобораты МВО3.

Бораты - бесцветные аморфные вещества или кристаллы (в основном с низко-симметричной структурой - моноклинной или ромбической). Для безводных боратов температуры плавления находятся в интервале от 500 до 2000 °С; наиболее высокоплавки метабораты щелочных и орто- и метабораты щелочноземельных металлов. Большинство боратов при охлаждении их расплавов легко образует стекла. Твердость гидратированных боратов по шкале Мооса 2-5, безводных-до 9.

Гидратированные монобораты теряют кристаллизационную воду до ~180°С, полибораты -при 300-500°С; отщепление воды за счет групп ОН, координированных вокруг атомов бора, происходит до ~750°С. При полном обезвоживании образуются аморфные веществава, которыерые при 500-800°C в большинстве случаев претерпевают “боратовую перегруппировку” -кристаллизацию, сопровождающуюся (для полиборатов) частичным разложением с выделением В2О3.

Бораты щелочных металлов, аммония и Т1(I) растворимы в воде (особенно мета- и пентабораты), в водных растворах гидролизуются (растворыры имеют щелочную реакцию). Большинство боратов легко разлагается кислотами, в некоторых случаях - при действии СО2; и SO2;. Бораты щелочно-земельных и тяжелых металлов взаимодействуют с растворами щелочей, карбонатов и гидрокарбонатов щелочных металлов. Безводные бораты химически более стойки, чем гидратированные. С некоторыми спиртами, в частности с глицерином, бораты образуют растворимые в воде комплексы. При действии сильных окислителей, в частности Н2О2, или при электрохимическом окислении бораты превращаются в пероксобораты.

Известно около 100 природных боратов, являющихся в основном солями Na, Mg, Ca, Fe.

Гидратированные бораты получают: нейтрализацией Н3ВО3 оксидами, гидроксидами или карбонатами металлов; обменными реакциями боратов щелочных металлов, чаще всего Na, с солями других металлов; реакцией взаимного превращения малорастворимых боратов с водными растворами боратов щелочных металов; гидротермальными процессами с использованием галогенидов щелочных металлов в качестве минерализующих добавок. Безводные бораты получают сплавлением или спеканием В2О3 с оксидами или карбонатами металлов или обезвоживанием гидратов; монокристаллы выращивают в растворах боратов в расплавленных оксидах, напр Вi2О3.

Бораты используют: для получения других соединений бора; как компоненты шихты при производстве стекол, глазурей, эмалей, керамики; для огнестойких покрытий и пропиток; как компоненты флюсов для рафинирования, сварки и пайки металле”; в качестве пигментов и наполнителей лакокрасочных материалов; как протравы при крашении, ингибиторы коррозии, компоненты электролитов, люминофоров и др. Наибольшее применение находят бура и кальция бораты.

2. **Галогениды**, химические соединения галогенов с др. элементами. К галогенидам обычно относят соединения, в которых атомы галогена имеют большую электроотрицательность, чем др. элемент. Галогенидов не образуют Не, Ne и Аг. К простым, или бинарным, галогенидам ЭХn (n - чаще всего целое число от 1 у моногалогенидов до 7 у IF7, и ReF7, но может 6ыть и дробным, например 7/6 у Bi6Cl7) относят, в частности, соли галогеноводородных кислот и межгалогенные соединения (напр., галогенфториды). Существуют также смешанные галогениды, полигалогениды, гидрогалогениды, оксогалогениды, оксигалогениды, гидроксогалогениды, тиогалогениды и комплексные галогениды. Степень окисления галогенов в галогенидах обычно равна —1.

По характеру связи элемент-галоген простые галогениды подразделяют на ионные и ковалентные. В действительности связи имеют смешанный характер с преобладанием вклада той или иной составляющей. Галогениды щелочных и щелочно-земельных металлов, а также многие моно- и дигалогениды др. металов - типичные соли, в которых преобладает ионный характер связи. Большинство из них относительно тугоплавки малолетучи, хорошо растворимы а воде; в водных растворах почти полностью диссоциируют на ионы. Свойствами солей обладают также тригалогениды редкоземельных элементов. Растворимость в воде ионных галогенидов, как правило, уменьшается от иодидов к фторидам. Хлориды, бромиды и иодиды Ag+, Сu+, Hg+ и Pb2+ плохо растворимы в воде.

Увеличение числа атомов галогенов в галогенидах металлов или отношения заряда металла к радиусу его иона приводит к повышению ковалентной составляющей связи, снижению растворимости в воде и термической устойчивости галогенидов, увеличению от летучести, повышению окислит, способности и склонности к гидролизу. Эти зависимости наблюдаются для галогенидов металлов одного и того же периода и в ряду галогенидов одного и того же металла. Их легко проследить на примере термических свойств. Например, для галогенидов металлов 4-го периода температуры плавления и кипения составляют соответственно 771 и 1430°С для КС1, 772 и 1960°C для СаС12, 967 и 975°С для ScCl3, -24,1 и 136°С для TiCl4. Для UF3 температура плавления ~ 1500°С, UF4 1036°C, UF5 348°С, UF6 64,0 °С. В рядах соединений ЭХn при неизменном n ковлентность связи обычно увеличивается при переходе от фторидов к хлоридам и уменьшается при переходе от последних к бромидам и иодидам. Так, для АlF3 температура возгонки 1280°C, А1С13 180°С, температура кипения А1Вr3 254,8 °С, АlI3 407°С. В ряду ZrF4, ZrCl4 ZrBr4, ZrI4 температура возгонки равна соответственно 906, 334, 355 и 418°С. В рядах MFn и МС1n где М-металл одной подгруппы, ковалентность связи уменьшается с ростом атомной массы металла. Фторидов и хлоридов металлов с примерно одинаковым вкладом ионной и ковалентной составляющей связи немного.

Средняя энергия связи элемент-галоген уменьшается при переходе от фторидов к иодидам и с повышением n (см. табл.).

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Галоген | BeX2 | BX3 | AlX3 | CX4 | PX5 |
| F | 636 | 641 | 588 | 486 | 457 |
| Cl | 460 | 439 | 423 | 322 | 254 |
| Br | 385 | 364 | 360 | 267 | - |
| I | 294 | 282 | 283 | 206 | - |

Многие металлы галогениды, содержащие изолированные или мостиковые атомы О (соответственно оксо-и оксигалогениды), например оксотрифторид ванадия VOF3, диоксифторид ниобия NbO2F, диоксодииодид вольфрама WO2I2.

Комплексные галогениды (галогенометаллаты) содержат комплексные анионы, в которых атомы галогенов являются лигандами, например гексахлороплатинат(IV) калия K2 [PtCl6], гептафторотанталат(V) натрия Na[TaF7], гексафтороарсенат(V) лития Li[AsF6]. Наибольшей термической устойчивостью обладают фторо-, оксофторо- и хлорометаллаты. По характеру связей к комплексным галогенидам близки ионные соединения с катионами NF4+, N2F3+, C1F2+, XeF+ и др.

Для многих галогенидов характерны ассоциация и полимеризация в жидкой и газовой фазах с образованием мостиковых связей. Наиболее склонны к этому галогениды металлов I и II групп, AlCl3, пентафториды Sb и переходных металлов, оксофториды состава MOF4. Известны галогениды со связью металл-металл, напр. Cl-Hg-Hg-Cl.

Фториды значительно отличаются по свойствам от др. галогенидов. Однако в простых галогенидах эти отличия выражены менее резко, чем в самих галогенах, а в комплексных галогенидах - слабее, чем в простых.

Многие ковалентные галогениды (особенно фториды)- сильные кислоты Льюиса, напр. AsF5, SbF5, ВF3, А1С13. Фториды входят в состав сверхкислот. Высшие галогениды восстанавливаются металлами и водородом, например:

5WF6 + W = 6WF5

TiCl4 + 2Mg = Ti + 2MgCl2

UF6 + H2 = UF4 + 2HF

Галогенидs металлов V-VIII групп, кроме Сг и Мn, восстанавливаются Н2 до металлов, например:

WF6 + ЗН2 = W + 6HF

Многие ковалентные и ионные галогениды металлов взаимодействуют между собой с образованием комплексных галогенидов, например:

КС1 + TaCl5 = K[TaCl6]

Более легкие галогены могут вытеснять более тяжелые из галогенидов. Кислород может окислять галогениды с выделением С12, Вг2, и I2. Одна из характерных реакций ковалентных галогенидов взаимодействие с водой (гидролиз) или ее парами при нагревании (пирогидролиз), приводящее к образованию оксидов, окси- или оксогалогенидов, гидроксидов и галогеноводородов.

Галогениды получают непосредственно из элементов, взаимодействием галогеноводородов или галогеноводородных кислот с элементами, оксидами, гидроксидами или солями, а также обменными реакциями.

Галогениды широко используют в технике как исходные вещества для получения галогенов, щелочных и щелочно-земельных металлов, как компоненты стекол и др. неорганических материалов; они являются промежуточными продуктами в производстве редких и некоторых цветных металлов, U, Si, Ge и др.

В природе галогениды образуют отдельные классы минералов, в которых представлены фториды (напр., минералы флюорит, криолит) и хлориды (сильвин, карналлит). Бром и иод входят в состав некоторых минералов в виде изоморфных примесей. Значительные количества галогенидов содержатся в воде морей и океанов, в соляных и подземных рассолах. Некоторые галогениды, например NaCl, KC1, СаCl2, входят в состав живых организмов.

3. **Карбонаты** (от лат. carbo, род. падеж carbonis уголь), соли угольной кислоты. Существуют средние карбонаты с анионом СО32- и кислые, или гидрокарбонаты (устар. бикарбонаты), с анионом НСО3-. Карбонаты - кристаллические вещества. Большинство средних солей металлов в степени окисления + 2 кристаллизуется в гексагон. решетке типа кальцита или ромбическог типа арагонита.

Из средних карбонатов в воде растворяются только соли щелочных металлов, аммония и Тl(I). В результате значитильного гидролиза их растворыры имеют щелочную реакцию. Наиболее трудно растворимы карбонаты металлов в степени окисления + 2. Напротив, все гидрокарбонаты хорошо растворимы в воде. При обменных реакциях в водных растворах между солями металлов и Na2CO3 осадки средних карбонатов образуются в тех случаях, когда их растворимость значительно меньше, чем соответствующих гидроксидов. Это имеет место для Са, Sr и их аналогов, лантаноидов, Ag(I), Mn(II), Pb(II) и Cd(II). Остальные катионы при взаимодействии с растворенными карбонатами в результате гидролиза могут давать не средние, а основные крабонаты или даже гидроксиды. Средние крабонаты, содержащие многозарядные катионы, иногда удается осадить из водных растворов в присутствии большого избытка СО2.

Химические свойства карбонатов обусловлены их принадлежностью к классу неорганических солей слабых кислот. Характерные особенности карбонатов связаны с их плохой растворимостью, а также термической нестойкостью как самих крабонатов, так и Н2СО3. Эти свойства используются при анализе крабонатов, основанном либо на их разложении сильными кислотами и количественном поглощении выделяющегося при этом СО2 раствором щелочи, либо на осаждении иона СO32- из раствора в виде ВаСО3. При действии избытка СО2 на осадок среднего карбоната в растворе образуется гидрокарбонат, например: СаСО3 + Н2O + CO2 = Ca(HCO3) 2. Присутствие гидрокарбонатов в природной воде обусловливает ее временную жесткость. Гидрокарбонаты при легком нагревании уже при низких температурах вновь превращаются в средние карбонаты, которые при нагревании разлагаются до оксида и СО2. Чем активнее металл, тем выше температура разложения его карбоната. Так, Na2CO3 плавится без разложения при 857 °С, а для карбонатов Са, Mg и А1 равновесные давления разложения достигают 0,1 МПа при температурах соответственно 820, 350 и 100 °С.

Карбонаты весьма широко распространены в природе, что обусловлено участием СО2 и Н2O в процессах минералообразования. карбонаты играют большую роль в глобальных равновесиях между газообразным СО2 в атмосфере, растворенным СО2; и ионами НСО3- и СО32- в гидросфере и твердыми солями в литосфере. Важнейшие минералы - кальцит СаСО3, магнезит MgCO3, сидерит FeСО3, смитсонит ZnСО3 и нек-рые др. Известняк состоит в основном из кальцита или кальцитовых скелетных остатков организмов, редко из арагонита. Известны также природные гидратированные карбонаты щелочных металлов и Mg (напр., МgСО3 • ЗН2О, Nа2СО3 • 10Н2О), двойные карбонаты [например, доломит CaMg(CO3)2, трона Na2CO3 • NaHCO3 • 2H2O] и основные [малахит CuCO3 • Cu(OH)2, гидроцеруссит 2РbСО3 • Pb(ОН)2].

Наиболее важны калия карбонат, кальция карбонат и натрия карбонат. Многие природные карбонаты весьма ценные металлические руды (напр., карбонаты Zn, Fe, Mn, Pb, Cu). Гидрокарбонаты выполняют важную физиологическую роль, являясь буферными веществами, регулирующими постоянство рН крови.

4. **Нитраты**, соли азотной ккислотыты HNO3. Известны почти для всех металлов; существуют как в виде безводных солей М(NO3)n (n - степень окисления металла М), так и в виде кристаллогидратов М(NO3)n • xН2O (х = 1-9). Из водных растворов при температуре, близкой к комнатной, только нитраты щелочных металлов кристаллизуются безводными, остальные - в виде кристаллогидратов. Физико-химические свойства безводного и гидратированного нитрата одного и того же металла могут сильно отличаться.

Безводные кристаллические соединения нитратов d-элементов окрашены. Условно нитраты могут быть разделены на соединения с преимущественно ковалентным типом связи (соли Be, Cr, Zn, Fe и др. переходных металлов) и с преимущественно ионным типом связи (соли щелочных и щелочно-земельных металлов). Для ионных нитратов характерны более высокая термическая устойчивость, преобладание кристаллических структур более высокой симметрии (кубической) и отсутствие расщепления полос нитрат-иона в ИК спектрах. Ковалентные нитраты имеют более высокую растворимость в органических растворителях, более низкую термическую устойчивость, их ИК спектры носят более сложный характер; некоторые ковалентные нитраты летучи при комнатной температуре, а при растворении в воде частично разлагаются с выделением оксидов азота.

Все безводные нитраты проявляют сильные окислительные свойства, обусловленные присутствием иона NO3-, при этом их окислительная способность возрастает при переходе от ионных к ковалентным нитратам. Последние разлагаются в интервале 100-300°С, ионные - при 400-600°С (NaNO3, КNO3 и некоторые др. при нагревании плавятся). Продуктами разложения в твердой и жидкой фазах. являются последовательно нитриты, оксонитраты и оксиды, иногда - свободные металлы (когда оксид неустойчив, напр. Ag2O), а в газовой фазе - NO, NO2, О2 и N2. Состав продуктов разложения зависит от природы металла и его степени окисления, скорости нагревания, температуры, состава газовой среды и др. условий. NH4NO3 детонирует, а при быстром нагревании может разлагаться со взрывом, в этом случае образуются N2, О2 и Н2О; при медленном нагревании разлагается на N2Ои Н2О.

Свободный ион NO3- в газовой фазе имеет геометрическое строение равностороннего треугольника с атомом N в центре, углы ONO ~ 120° и длины связей N—О 0,121 нм. В кристаллических и газообразных нитратах ион NO3- в основном сохраняет свою форму и размеры, что определяет пространств, строение нитратов. Ион NO3- может выступать как моно-, би-, тридентатный или мостиковый лиганд, поэтому нитраты характеризуется большим разнообразием типов кристаллических структур.

Переходные металлы в высоких степенях окисления из-за стерич. затруднений не могут образовывать безводные нитраты, и для них характерны оксонитраты, например UO2 (NO3) 2, NbO(NO3) 3. Нитраты образуют большое количество двойных и комплексных солей с ионом NО3- во внутренней сфере. В водных средах в результате гидролиза катионы переходных металлов образуют гидроксонитраты (основные нитраты) переменного состава, которые могут быть выделены и в твердом состоянии.

Гидратированные нитраты отличаются от безводных тем, что в их кристаллических структурах ион металла в большинстве случаев связан с молекулами воды, а не с ионом NO3. Поэтому они лучше, чем безводные нитраты, растворяются в воде, но хуже - в органических растворителях, более слабые окислители, инконгруэнтно плавятся в кристаллизационной воде в интервале 25-100°С. При нагревании гидратированных нитратов безводные нитраты, как правило, не образуются, а происходит термолиз с образованием гидроксонитратов и затем оксонитратов и оксидов металлов.

По многим своим химическим свойствам нитраты аналогичны др. неорганическим солям. Характерные особенности нитратов обусловленны их очень высокой растворимостью в воде, низкой термической устойчивостью и способностью окислять органические и неорганические соединения. При восстановлении нитратов образуется смесь азотсодержащих продуктов NO2, NO, N2O, N2 или NH3 с преобладанием одного из них в зависимости от вида восстановителя, температуры, реакции среды и др. факторов.

Промышленные методы получения нитратов основаны на поглощении NH3 растворами HNO3 (для NH4NO3) или на поглощении нитрозных газов (NO + NO2) растворами щелочей или карбонатов (для нитратов щелочных металлов, Са, Mg, Ba), а также на разнообразных обменных реакциях солей металлов с HNO3 или нитратами щелочных металлов. В лаборатории для получения безводных нитратов используют реакции переходных металлов или их соединений с жидким N2O4 и его смесями с органическими растворителями либо реакции с N2O5.

Нитраты Na, К (натриевая и калиевая селитры) встречаются в виде природных залежей.

Нитраты применяют во многих отраслях промышленности. Аммония нитрит (аммиачная селитра) - основное азотсодержащее удобрение; в качестве удобрений используют также нитраты щелочных металлов и Са. Нитраты - компоненты ракетных топлив, пиротехнических составов, травильных растворов при крашении тканей; их используют для закалки металлов, консервации пищевых продуктов, как лекарственные средства и для получения оксидов металлов.

Нитраты токсичны. Вызывают отек легких, кашель, рвоту, острую сердечно-сосудистую недостаточность и др. Смертельная доза нитратов для человека 8-15 г, допустимое суточное потребление 5 мг/кг. Для суммы нитратов Na, К, Са, NH3 ПДК: в воде 45 мг/л', в почве 130 мг/кг (класс опасности 3); в овощах и фруктах (мг/кг)-картофель 250, капуста белокочанная поздняя 500, морковь поздняя 250, свекла 1400, лук репчатый 80, кабачки 400, дыни 90, арбузы, виноград, яблоки, груши 60. Несоблюдение агротехнических рекомендаций, избыточное внесение удобрений резко увеличивает содержание нитратов в с.-х. продуктах, поверхностном стоке с полей (40-5500 мг/л), грунтовых водах.

5. **Нитриты**, соли азотистой кислоты НNО2. Используют прежде всего нитриты щелочных металлов и аммония, меньше - щелочно-земельных и Зd-металлов, Рb и Ag. О ннитритах остальных металлов имеются только отрывочные сведения.

Нитриты металлов в степени окисления +2 образуют кристалогидраты с одной, двумя или четырьмя молекулами воды. Нитриты образуют двойные и тройные соли, напр. CsNO2 • AgNO2 или Ba(NO2) 2 • Ni(NO2) 2 • 2KNO2, а также комплексные соединения, например Na3[Co(NO2)6].

Кристаллические структуры известны лишь для нескольких безводных нитритов. Анион NO2 имеет нелинейную конфигурацию; угол ONO 115°, длина связи Н—О 0,115 нм; тип связи М—NO2 ионно-ковалентный.

Хорошо растворимы в воде нитриты К, Na, Ba, плохо - нитриты Ag, Hg, Сu. С повышением температуры растворимость нитритов увеличивается. Почти все нитриты плохо растворимы в спиртах, эфирах и малополярных растворителях.

Нитриты термически малоустойчивы; плавятся без разложения только нитриты щелочных металлов, нитриты остальных металлов разлагаются при 25-300 °С. Механизм разложение нитритов сложен и включает ряд параллельно-последовательных реакций. Основные газообразные продукты разложения - NO, NO2, N2 и О2, твёрдые - оксид металла или элементный металл. Выделение большого количества газов обусловливает взрывное разложение некоторых нитритов, например NH4NO2, который разлагается на N2 и Н2О.

Характерные особенности нитритов связаны с их термической нестойкостью и способностью нитрит-иона быть как окислителем, так и восстановителем, в зависимости от среды и природы реагентов. В нейтральной среде нитриты обычно восстанавливаются до NO, в кислой окисляются до нитратов. Кислород и СО2 не взаимодействуют с твердыми нитритами и их водными растворами. Нитриты способствуют разложению азотсодержащих органических веществ, в частности аминов, амидов и др. С органическими галогенидами RXН. реагируют с образованием как нитритов RONO, так и нитросоединений RNO2.

Промышленное получение нитритов основано на абсорбции нитрозного газа (смеси NO + NO2) растворами Na2CO3 или NaOH с последовательной кристализацией NaNO2; нитриты остальных металлоов в промышленности и лабораториях получают обменной реакцией солей металлов с NaNO2 или восстановлением нитратов этих металлов.

Нитриты применяют для синтеза азокрасителей, в производстве капролактама, в качестве окислителей и восстановителей в резинотехнической, текстильной и металлообрабатывающей промышленности, как консерванты пищевых продуктов. Нитриты например NaNО2 и KNO2, токсичны, вызывают головную боль, рвоту, угнетают дыхание и т.д. При отравлении NaNO2 в крови образуется метгемоглобин, повреждаются мембраны эритроцитов. Возможно образование нитрозаминов из NaNO2 и аминов непосредственно в желудочно-кишечном тракте.

6. **Сульфаты**, соли серной кислоты. Известны средние сульфаты с анионом SO42- кислые, или гидросульфаты, с анионом HSO4-, основные, содержащие наряду с анионом SO42- - группы ОН, например Zn2(OH)2SO4. Существуют также двойные сульфаты, включающие два различных катиона. К ним относят две большие группы сульфатов - квасцы, а также шениты M2Э(SO4)2 • 6H2O, где М-однозарядный катион, Э - Mg, Zn и другие двухзарядные катионы. Известен тройной сульфат K2SO4 • MgSO4 • 2CaSO4 • 2H2O (минерал полигалит), двойные основные сульфаты, например минералы групп алунита и ярозита M2SO4 • Al2(SO4)3 • 4Al(OH 3 и M2SO4 • Fe2(SO4)3 • 4Fe(OH)3, где М - однозарядный катион. Сульфаты могут входить в состав смешанных солей, напр. 2Na2SO4 • Na2CO3 (минерал беркеит), MgSO4 • KCl • 3H2O (каинит).

Сульфаты - кристаллические вещества, средние и кислые в большенстве случаев хорошо растворимы в воде. Малорастворимы сульфаты кальции, стронция, свинца и некоторые др., практически нерастворимы BaSO4, RaSO4. Основные сульфаты, как правило, малорастворимы или практически нерастворимы, или гидролизуются водой. Из водных растворов сульфаты могут кристаллизоваться в виде кристаллогидратов. Кристаллогидраты некоторых тяжелых металлов называются купоросами; медный купорос СuSO4 • 5H2O, железный купорос FeSO4 • 7Н2О.

Средние сульфаты щелочных металлов термически устойчивы, в то время как кислые сульфаты при нагревании разлагаются, превращаясь в пиросульфаты: 2KHSO4 = Н2О + K2S2O7. Средние сульфаты др. металлов, а также основные сульфаты при нагревании до достаточно высоких температур, как правило, разлагаются с образованием оксидов металлов и выделением SO3.

Сульфаты широко распространены в природе. Они встречаются в виде минералов, например гипс CaSO4 • H2O, мирабилит Na2SO4 • 10Н2О, а также входят в состав морской и речной воды.

Многие сульфаты могут быть получены при взаимодействии H2SO4 с металлами, их оксидами и гидроксидами, а также разложением солей летучих кислот серной кислотой.

Неорганические сульфаты находят широкое применение. Например, аммония сульфат -азотное удобрение, натрия сульфат используют в стекольной, бумажной промышленности, производстве вискозы и др. Природные сульфатные минералы - сырье дм промышленного получения соединений различных металлов, строит, материалов и др.

7. **Сульфиты**, соли сернистой кислоты H2SO3. Различают средние сульфиты с анионом SO32- и кислые (гидросульфиты) с анионом HSO3-. Средние сульфиты - кристаллические вещества. Сульфиты аммония и щелочных металлов хорошо растворимы в воде; растворимость (г в 100 г): (NH4)2SO3 40,0 (13 °С), К2SО3 106,7 (20 °С). В водных растворах образуют гидросульфиты. Сульфиты щелочно-земельных и некоторых др. металлов практически не растворимы в воде; растворимость MgSO3 1 г в 100 г (40°С). Известны кристаллогидраты (NH4)2SO3 • Н2O, Na2SO3 • 7H2O, К2SO3 • 2Н2O, MgSO3 • 6H2O и др.

Безводные сульфиты при нагревании без доступа воздуха в запаянных сосудах диспропорционируют на сульфиды и сульфаты, при нагревании в токе N2 теряют SO2, а при нагревании на воздухе легко окисляются до сульфатов. С SO2 в водной среде средние сульфиты образуют гидросульфиты. Сульфиты - относительно сильные восстановители, окисляются в растворах хлором, бромом, Н2О2 и др. до сульфатов. Разлагаются сильными кислотами (например, НС1) с выделением SO2.

Кристаллические гидросульфиты известны для К, Rb, Cs, NH4+, они малоустойчивы. Остальные гидросульфиты существуют только в водных растворах. Плотность NH4HSO3 2,03 г/см3; растворимость в воде (г в 100 г): NH4HSО3 71,8 (0°С), КНSO3 49 (20 °С).

При нагревании кристаллических гидросульфитов Na или К либо при насыщении SO2 кишящего раствора пульпы M2SO3, образуются пиросульфиты (устаревшее -метабисульфиты) М2S2O5 - соли неизвестной в свободном состоянии пиросернистой кислоты H2S2O5; кристаллы, малоустойчивы; плотность (г/см3): Na2S2O5 1,48, К2S2O5 2,34; выше ~ 160 °С разлагаются с выделением SO2; растворяются в воде (с разложением до HSO3-), растворимость (г в 100 г): Na2S2O5 64,4, К2S2O5 44,7; образуют гидраты Na2S2O5 • 7H2O и ЗК2S2O5 • 2Н2О; восстановители.

Средние сульфиты щелочных металлов получают взаимодействием водного раствора М2СО3 (или МОН) с SO2, a MSO3 - пропусканием SO2 через водную суспензию MCO3 [M(OH)2]; используют в основном SO2 из отходящих газов контактных сернокислотных производств. Сульфиты применяют при отбеливании, крашении и печатании тканей, волокон, кож [Na2S2O5, NaHSO3, K2S2О5, КНSO3, СаSО3, Са(НSО3) 2] для консервирования зерна, зеленых кормов, кормовых промышленных отходов (NaHSO3,

Na2S2О5). CaSO3 и Са(НSO3) 2 - дезинфицирующие средства в виноделии и сахарной промышленности. NaНSO3, MgSO3, NН4НSO3 - компоненты сульфитного щелока при варке целлюлозы; (NH4) 2SO3 - поглотитель SO2; NaHSO3 - поглотитель H2S из отходящих газов производств, восстановитель в производстве сернистых красителей. K2S2O5 - компонент кислых фиксажей в фотографии, антиоксидант, антисептик.

**Методы разделения смесей**

1. Фильтрование, разделение неоднородных систем жидкость — твердые частицы (суспензии) и газ — твердые частицы при помощи пористых фильтровальных перегородок (ФП), пропускающих жидкость или газ, но задерживающих твердые частицы. Движущая сила процесса — разность давлений по обе стороны ФП.

При разделении суспензий твердые частицы обычно образуют на ФП слой влажного осадка, который при необходимости промывают водой или др. жидкостью, а также обезвоживают, продувая через него воздух или другой газ. Фильтрование производят при постоянной разности давлений или при постоянной скорости процесса w (кол-во фильтрата в м3, проходящее через 1 м2 поверхности ФП в единицу времени). При постоянной разности давлений суспензию подают на фильтр под действием вакуума или избыточного давления, а также поршневым насосом; при использованние центробежного насоса разность давлений повышается, а скорость процесса понижается.

В зависимости от концентрации суспензий различают несколько видов фильтрования. При концентрации более 1% фильтрование происходит с образованием осадка, а при концентрации менее 0,1% — с закупориванием пор ФП (осветление жидкостей). Если на ФП не образуется достаточно плотный слой осадка и в фильтрат попадают твердые частицы, фильтруют с использованием тонкодисперсных вспомогательных материалов (диатомит, перлит), которые предварительно наносят на ФП или добавляют к суспензии. При начальной концентрации менее 10% возможно частичное разделение и сгущение суспензий.

Различают фильтры непрерывного и периодического действия. Для последних основные стадии работы — фильтрование, промывка осадка, его обезвоживание и разгрузка. При этом применима оптимизация по критериям наибольшей производительности и наименьших затрат. Если промывку и обезвоживание не производят, a гидравлическим сопротивлением перегородки можно пренебречь, то наибольшая производительность достигается, когда время фильтрования равно продолжительности вспомогательных операций.

Применимы гибкие ФП из хлопчато-бумажных, шерстяных, синтетических и стеклянных тканей, а также нетканые ФП из природных и синтетических волокон и негибкие — керамические, металлокерамические и пенопластовые. Направления движения фильтрата и действия силы тяжести могут быть противоположными, совпадать или быть взаимно перпендикулярными.

Конструкции фильтров разнообразны. Одна из наиболее распространенных — вращающийся барабанный вакуум-фильтр (см. рис.) непрерывного действия, в котором направления движения фильтрата и действия силы тяжести противоположны. Секция распределительного устройства соединяет зоны I и II с источником вакуума и зоны III и IV — с источником сжатого воздуха. Фильтрат и промывная жидкость из зон I и II поступают в отдельные приемники. Получил распространение также автоматизированный фильтрпресс периодического действия с горизонтальными камерами, фильтровальной тканью в виде бесконечной ленты и эластичными мембранами для обезвоживания осадка прессованием. На нем выполняются чередующиеся операции заполнения камер суспензией, фильтрования, промывки и обезвоживания осадка, разъединения соседних камер и удаление осадка.

2. Фракционная кристаллизация

Различают следующие виды фракционной кристаллизации: массовую, на охлаждаемых поверхностях, направленную, зонную плавку.

Массовая кристаллизация. Метод состоит в одновременном получении большого кол-ва кристаллов во всем объеме аппарата. В промышленности реализовано нсколько вариантов массовой кристаллизации, которую осуществляют в периодически или непрерывно действующих аппаратах: емкостных, снабженных наружными охлаждающими рубашками либо внутренними змеевиками и часто перемешивающими устройствами; трубчатых, скребковых, дисковых, шнековых и др. Из-за отсутствия методики расчета параметр aэ, при массовой кристаллизации находят экспериментально.

Кристаллизация с теплопередачей через стенку. В случае расплавов процесс проводят их охлаждением. При кристаллизации растворов выбор режима процесса определяется главным образом характером зависимости растворимости веществ от температуры. Если растворимость вещества мало изменяется с изменением температуры (напр., NaCI в воде), кристаллизацию осуществляют частичным или практически полным выпариванием насыщенного раствора при постоянной температуре (изотермическая кристаллизация). Вещества, растворимость которых сильно зависит от температуры (напр., КNО3 в воде), кристаллизуют охлаждением горячих растворов, при этом исходное кол-во растворителя, который содержится в маточной жидкости, в системе не изменяется (изогидрическая кристаллизация). Образовавшиеся кристаллы в зависимости от их свойств, формы и условий проведения процесса захватывают различное количество маточного раствора. Содержание его в твердой фазе в виде включений в порах, трещинах и полостях существенно зависит от способа разделения кристаллов и маточной жидкости. Так, при отделении кристаллов на барабанном вакуум-фильтре концентрация в них маточного раствора составляет 10-30%, на фильтрующей центрифуге-3-10%.

Основное достоинства процесса: высокая производительность, отсутствие контакта разделяемой смеси и хладагента, простота аппаратурного оформления; недостатки: сравнительно невысокие коэффициент теплопередачи, инкрустация поверхностей охлаждения, большой захват маточной жидкости кристаллами, необходимость установки дополнит, оборудования для разделения твердой и жидкой фаз, недостаточно высокий выход кристаллического продукта. Примеры применения: получение хлоридов К и Na из сильвинита, разделение изомеров ксилола.

3. Выпаривание, осуществляют для концентрирования раствора, выделения растворенного вещества или получения чистого растворителя. Выпариванию подвергают главным образом водные растворы. Теплоносителем чаще всего служит водяной пар (давл. 1,0—1,2 МПа), который называют греющим, или первичным; пар, образующийся при кипении раствора, называют вторичным. Движущая сила выпаривания— разность температур греющего пара и кипящего раствора, называется полезной. Она всегда меньше, чем разность температур первичного и вторичного пара. Это обусловлено тем, что раствор кипит при более высокой температуре, чем чистый растворитель (физико-химическая, или концентрационная, депрессия). Кроме того, температура кипения раствора повышается из-за более высокого давления в растворе, чем в паровом пространстве. Причины повышения давления: гидростатическое давление раствора; гидравлическое сопротивление при движении кипящей (парожидкостной) смеси; увеличение скорости движения этой смеси вследствие того, что она занимает значительно больший объем, чем исходный раствор (соответственно гидростатическая, гидравлическая и инерционная депрессия).

Для выпаривания применяют аппараты , работающие под давлением или разрежением. Их основные элементы: греющая камера; сепаратор для разделения парожидкостной смеси в отбора сконцентрированного раствора; циркуляционная труба, по которой раствор возвращается из сепаратора в камеру (при многократном выпаривании). Конструкция аппарата определяется главным образом составом, физико-химическими свойствами, необходимой степенью концентрирования растворов, их склонностью к образованию накипи и пены (накипь резко уменьшает коэффициент теплопередачи, нарушает циркуляцию раствора и может быть причиной коррозии в сварных стыках, а обильное ценообразование повышает унос раствора вторичным паром).

Наиболее распространены вертикальные аппараты с трубчатыми греющими камерами, поверхность нагрева которых достигает 1250 м2. В таких аппаратах раствор находится в трубном, а греющий пар — в межтрубном пространстве камеры. Циркуляция раствора в них может быть естественной или принудительной, создаваемой специальным насосом.

Выпаривание маловязких (л до 6—8 мПа -с) ненасыщенных растворов хорошо растворимых солей, не выпадающих при концентрировании в осадок (например, NaNO2, NaNO3, NH4NO3, KC1) и не образующих накипи, осуществляют обычно в выпариваемых аппаратах с естественной циркуляцией, в греющих трубках которых раствор не только нагревается, но и кипит. Для выпаривания растворов плохо растворимых веществ, которые при концентрировании выпадают в осадок [например, СаСО3, CaSО4, Mg(OH) 2, алюмосиликат Na], а также при опреснении морской воды применяют аппараты, над греющей камерой которых установлена дополнит, подъемная циркуляционная труба, обеспечивающая высокую скорость естественной циркуляции. Для выпаривания сильно пенящихся и термочувствительных продуктов, например в производстве дрожжей, ферментов, антибиотиков, фруктовых соков, растворимого кофе, используют вертикальные пленочные выпаривательные аппараты, в которых концентрирование происходит в результате однократного движения тонкого слоя (пленки) раствора вместе с вторичным паром вдоль трубок длиной 6—8 м (поверхность нагрева до 2200 м2). Достоинства этих аппаратов: отсутствие гидростатического эффекта, небольшое гидравлическое сопротивление, высокий коэффициент теплопередачи, большая производительность при относительно небольших объемах

4. Центрифугирование, разделение суспензий, эмульсий и трехкомпонентных систем (эмульсий, содержащих твердую фазу) под действием центробежных сил. Применяется для выделения фракций из суспензий и эмульсий, а также для определения молекулярных масс полимеров, дисперсионного анализа.

Центрифугирование осуществляется с помощью специальных машин — центрифуг, основной частью которых является ротор (барабан), вращающийся с большой скоростью вокруг своей оси, благодаря чему создается поле центробежных сил до 20 000 g в промышленных центрифугах и до 350 000 g в лабораторных (g — ускорение свободного падения). Центрифугирование может производиться по принципам отстаивания или фильтрования соответственно в центрифугах со сплошным или перфорированным ротором, покрытым фильтрующим материалом. Различают два типа осадит, центрифуг: 1) периодического действия, в которых суспензия вводится в центр, часть полого ротора во время его вращения; твердые частицы оседают на внутренней поверхности ротора и выгружаются из него через спец. сопла или через периодически открывающиеся щели, осветленная жидкость (фугат) отводится из верх его части; 2) непрерывного действия, в которых суспензия подается вдоль оси полого ротора, а образовавшийся осадок выгружается с помощью шнека, вращающегося внутри ротора с несколько иной скоростью, чем ротор (рис. 1).

Центрифугование по принципу фильтрования чаще всего используют для разделения суспензий и шламов с относительно малым содержанием жидкой фазы и осуществляют в циклически работающих машинах. Суспензия подается в непрерывно вращающийся ротор порциями; после заполнения осадком части ротора подача суспензии прекращается, жидкая фаза отжимается, а осадок срезается ножом и удаляется. Применяются также центрифуги с пульсирующей выгрузкой осадка с помощью толкателя (вибрационно-поршневые, с пульсирующим поршнем), а также с гидравлической выгрузкой, когда сгущенная твердая фаза выводится из ротора, снабженного пакетом конических тарелок, через сопла.

**Список литературы**

Гл. редактор И.Л. Кнунянц. Большой энциклопедический словарь Химия. Москва 1998

Гл. редактор И.Л. Кнунянц. Химическая энциклопедия. Москва1998

Н. Я. Логинов, А. Г. Воскресенский, И. С. Солодин. Аналитическая химия. Москва 1979

Р. А. Лидин. Справочник по общей и неорганической химии. Москва 1997

Р. А. Лидин, В. А. Молочко, Л. Л. Андреева. Химические свойства неорганических веществ. Москва 1997

А. В. Суворов, А. А. Карцафа и др. Увлекательный мир химических превращений. Санкт-Петербург 1998

Е. В. Барковский. Введение в химию биогенных элементов и химический анализ. Минск 1997