

ОГЛАВЛЕНИЕ

Авторский коллектив.....	6
Предисловие	7
К студентам	9
ЧАСТЬ 1. Теоретические основы неорганической химии	11
Глава 1. Введение	13
§ 1.1. Вещество. Материалы. Вещества в лекарствах	13
§ 1.2. Атомы и химические элементы	17
§ 1.3. Молекулы и кристаллические структуры	22
§ 1.4. Уравнения химических реакций	28
§ 1.5. Количество вещества	30
§ 1.6. Стехиометрическое правило	33
§ 1.7. Химические реакции с участием газов	37
§ 1.8. Энергетика химических реакций	44
§ 1.9. Скорость химических реакций	53
§ 1.10. Катализ	60
§ 1.11. Химическое равновесие	64
Глава 2. Периодический закон и Периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Теория строения вещества	74
§ 2.1. Периодический закон Д.И. Менделеева	74
§ 2.2. Периодическое изменение свойств атомов	78
§ 2.3. Волновые свойства электронов	83
§ 2.4. Характеристики состояния электрона. Квантовые числа	85
§ 2.5. Структура электронных оболочек атомов	90
§ 2.6. Природа химических связей	97
§ 2.7. Кратные (двойные и тройные) связи	101
§ 2.8. Пространственное строение молекул	103
§ 2.9. Типы химических связей	105
§ 2.10. Типы кристаллических структур	109
Глава 3. Классы неорганических веществ	112
§ 3.1. Оксиды	113
§ 3.2. Кислоты	116
§ 3.3. Основания	118
§ 3.4. Соли	120
Глава 4. Комплексные соединения	125
§ 4.1. Состав и строение комплексных соединений	125
Глава 5. Растворы	132
§ 5.1. Практическое значение растворов	132
§ 5.2. Концентрация растворов. Массовые доли	137

§ 5.3. Молярная концентрация и молярная концентрация эквивалента	140
§ 5.4. Растворители и растворимость	145
§ 5.5. Коллоидные растворы	151
Глава 6. Теория электролитической диссоциации.	
Химические реакции	156
§ 6.1. Электролитическая диссоциация	156
§ 6.2. Кислоты и основания в свете теории электролитической диссоциации	164
§ 6.3. Ионные реакции в растворах электролитов	173
§ 6.4. Гидролиз солей	175
§ 6.5. Амфотерные вещества	178
§ 6.6. Реакции образования малорастворимых солей и гидроксидов	180
§ 6.7. Природа кислот и оснований	184
§ 6.8. Окислительно-восстановительные реакции	191
§ 6.9. Составление уравнений реакций окисления-восстановления	195
§ 6.10. Сила окислителей и восстановителей. Направление реакций	201
§ 6.11. Электролиз	205
ЧАСТЬ 2. Химия элементов	209
Глава 7. Элементы группы VIIA — галогены. Водород	211
§ 7.1. Водород	211
§ 7.2. Общая характеристика галогенов	217
§ 7.3. Свойства простых веществ	219
§ 7.4. Химические соединения галогенов	224
Глава 8. Элементы группы VIA — халькогены	230
§ 8.1. Электронное строение атомов	230
§ 8.2. Получение кислорода и его свойства	232
§ 8.3. Соединения кислорода. Вода и перекись водорода	236
§ 8.4. Сера	239
§ 8.5. Химические соединения серы(II)	242
§ 8.6. Химические соединения серы(IV)	244
§ 8.7. Химические соединения серы(VI)	245
Глава 9. Элементы группы VA	251
§ 9.1. Электронное строение атомов	251
§ 9.2. Общая характеристика азота	253
§ 9.3. Химические соединения восстановленного азота	256
§ 9.4. Химические соединения окисленного азота	260
§ 9.5. Общая характеристика фосфора	265

§ 9.6. Химические соединения фосфора	268
§ 9.7. Элементы подгруппы мышьяка	273
Глава 10. Элементы группы IVA	276
§ 10.1. Электронное строение атомов	276
§ 10.2. Общая характеристика углерода	278
§ 10.3. Химические соединения углерода	283
§ 10.4. Кремний	288
§ 10.5. Химические соединения кремния	290
Глава 11. Элементы группы IIIA	295
§ 11.1. Электронное строение и общая характеристика элементов	295
§ 11.2. Бор и его химические соединения	297
§ 11.3. Алюминий	300
§ 11.4. Химические соединения алюминия	302
Глава 12. Металлы <i>s</i>-блока	306
§ 12.1. Общая характеристика металлов	306
§ 12.2. Элементы группы IA	309
§ 12.3. Элементы группы IIA	315
Глава 13. Металлы <i>d</i>-блока	323
§ 13.1. Общая характеристика элементов <i>d</i> -блока	323
§ 13.2. Элементы группы VIB	327
§ 13.3. Элементы группы VIIB	330
§ 13.4. Элементы группы VIIIB	332
§ 13.5. Элементы группы IIB	340
§ 13.6. Элементы группы IIIB	344
ЧАСТЬ 3. Практические и лабораторные работы	349
Ответы	376
Рекомендуемая литература	381
Приложения	382
Предметный указатель	390

ПРЕДИСЛОВИЕ

Учебник «Общая и неорганическая химия» подготовлен в соответствии с федеральным государственным образовательным стандартом среднего профессионального образования по специальности 33.02.01 «Фармация».

Подготовка фармацевтов в государственных образовательных учреждениях среднего профессионального образования включает изучение большого перечня химических дисциплин, таких как неорганическая химия, органическая химия, физическая и коллоидная химия, фармацевтическая химия, технология лекарственных субстанций и лекарственных форм.

Изучение химических дисциплин позволяет получить углубленное представление о составе, структуре, устойчивости, реакционной способности веществ, используемых в профессиональной деятельности.

Изучение неорганической химии закладывает основу для последующего перехода к изучению других химических дисциплин. Одновременно студент фармацевтического колледжа получает знания о значительном числе неорганических веществ, входящих в состав лекарственных средств и применяемых в фармацевтическом анализе.

Неорганическая химия состоит из двух крупных разделов: теоретические основы химии (общая химия) и химия элементов (химических элементов). На основе такого деления химии построен предлагаемый учебник. В разделе теоретических основ имеются главы, в которых излагаются основные понятия химии, строение атомов и молекул, закономерности протекания химических реакций, свойства и превращения веществ в растворах — кислотно-основные и окислительно-восстановительные реакции.

Материал изложен на основе современных научных теорий в области химии. В предлагаемом издании более широко освещены теоретические сведения по темам «Классы неорганических соединений», «Комплексные соединения», скорректировано содержание практических работ по изучаемым темам в соответствии с современной программой по неорганической химии. Изложение теоретических вопросов сопровождается примерами и контекстными упражнениями, которые следует выполнять непосредственно в ходе изучения материала. В конце разделов помещены упражнения для самоконтроля.

Теоретический материал изложен в соответствии с действующей программой по неорганической химии, лаконично, однако

сложные вопросы и формулировки сопровождаются развернутыми пояснениями, что способствует формированию химического мышления, необходимого для последующего изучения специальных дисциплин.

В разделе химии элементов материал рассматривается по *s*-, *p*- и *d*-блокам периодической системы элементов. Названия веществ даются по номенклатуре IUPAC. При этом упоминаются традиционные, исторически сложившиеся названия. Охарактеризованы фармацевтическое значение и применение элементов, при этом подробные справки по фармакопейным неорганическим веществам отсутствуют, так как этот материал входит в курс фармацевтической химии.

В состав учебника включен практикум по курсу неорганической химии. Таким образом, предлагаемое издание является учебно-методическим комплексом и может быть использовано для обучения по специальностям не только естественнонаучного, но и технического профиля, при освоении которых химия изучается как базовый предмет.

Современный подход к изложению химических теорий и концепций предполагает использование инновационных методов в преподавании неорганической химии.

К СТУДЕНТАМ

Вы приступаете к изучению химии на новом уровне, по программе фармацевтического колледжа (училища). Химия становится для вас одной из базовых дисциплин, так как решение множества задач, связанных с лекарственными средствами, — получение и исследование веществ (субстанций), очистка от примесей, установление подлинности, анализ, условия и продолжительность хранения — опирается на законы химии. Этот учебник станет для вас главным источником необходимых знаний в области химии. Но изучать химию вы будете не с нулевого уровня, и это учитывается в учебнике. Объяснять химическую символику и некоторые простейшие понятия химии не потребуется, но к ряду важных понятий, точное знание которых необходимо для дальнейшего изучения химии, мы обратимся.

Даже самое общее изучение физики и химии создает в сознании человека удивительную картину мироздания. В природе открыто всего лишь три вида устойчивых частиц, имеющих массу покоя, — протон, нейтрон и электрон. Из этих частиц по законам их взаимодействия складывается около 90 видов сложных частиц, называемых атомами. Каждый вид атомов рассматривается наукой в качестве химического элемента. Атомы могут быть устойчивыми и неустойчивыми. Важнейшее свойство атомов состоит в их способности соединяться между собой. Это приводит к бесчисленным структурам, различающимся числом атомов, набором разных видов атомов, порядком их соединения, способностью перестраиваться при взаимодействии или длительное время сохраняться без изменений. В этом состоит сущность огромного класса явлений, изучаемых химией.

Среди химических элементов есть один — углерод, далеко превосходящий все остальные по числу и разнообразию образуемых структур при участии разного числа атомов как самого углерода, так и прочих химических элементов. В этом заключена необходимая предпосылка формирования следующего, более высокого и сложного класса явлений, называемого жизнью. Это редкий для Вселенной класс явлений, известный только на Земле. Механизм его возникновения не раскрыт наукой. Можно лишь высказать уверенность в том, что уж коли есть атомы, способные составить вещественную основу жизни, то это для того, чтобы существовала жизнь.

Такая характеристика химии может вызвать к ней живейший интерес. Очень удачно, что для будущего специалиста-фармацевта профессиональная необходимость соединяется с познавательным интересом к этой замечательной науке.

Авторы рекомендуют изучать разделы учебника без спешки и внешних помех. Стремитесь к истинному пониманию смысла читаемых страниц, перечитывайте трудные фразы. Не пропускайте встречающиеся в тексте задания. Если ответить на вопрос сразу вы не можете, значит, не поняли что-то из прочитанного. Вернитесь к тексту, вдумайтесь в него, тогда задание предстанет перед вами в новом свете и ответ не вызовет затруднений. Записывайте возникающие вопросы, чтобы обсудить их с преподавателем.

Получив необходимые знания и навыки в неорганической химии, вы успешно овладеете специальными дисциплинами, станете профессионалами в своей области, сможете, при желании, продолжить свое образование.

Желаем вам успехов!

КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Изучив материал этой главы, студенты должны:

- **знать** состав, номенклатуру, химические свойства оксидов, кислот, оснований и солей;
- **уметь** определять принадлежность вещества к определенному классу соединений, характеризовать химические свойства соответствующими уравнениями реакций, выполнять опыты, подтверждающие свойства веществ.

Классификация неорганических веществ

Классификация веществ необходима для их целенаправленного изучения. Вещества классифицируют на простые (одноэлементные) и сложные (многоэлементные). Сложные вещества называют химическими соединениями.

Простые вещества подразделяют на металлы и неметаллы.

Металлы характеризуются особыми металлическими свойствами: металлический блеск, высокая электропроводность, теплопроводность, ковкость и др. Кристаллическую структуру металлов называют металлической, она близка к атомной структуре, но отличается типом химической связи.

У неметаллов, в отличие от металлов, нет общих физических свойств. Многие неметаллы состоят из молекул, но углерод, кремний и некоторые другие неметаллы имеют атомные кристаллические структуры. Некоторые химические элементы образуют как металлические, так и неметаллические простые

вещества. Мышьяк известен в виде металлического серого мышьяка и молекулярного желтого мышьяка. Следует помнить, что шесть химических элементов существуют в виде одноатомных газов.

Простейшая классификация неорганических соединений первоначально была основана на разновидностях кислородных соединений: оксиды, кислоты, основания, соли. В три последних класса позднее были включены и соединения, не содержащие кислород.

§ 3.1. ОКСИДЫ

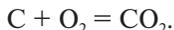
Оксиды — химические соединения, молекулы которых состоят из двух элементов, один из которых — кислород. В оксидах не должно быть связей между атомами кислорода. Пероксид водорода H_2O_2 , имеющий структурную формулу $\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$, не относится к классу оксидов.

Номенклатура оксидов. Название оксида состоит из слова «оксид» и названия второго элемента в родительном падеже. Для элементов, имеющих переменные валентности, последняя указывается римской цифрой в скобках: Fe_2O_3 — оксид железа(III), FeO — оксид железа(II).

Большинство оксидов неметаллов — летучие вещества с молекулярными структурами. Только оксид кремния имеет атомную структуру. Оксиды неметаллов, за немногими исключениями, не окрашены. В виде газов и жидкостей они бесцветные, а в виде порошков — белые. Оксиды металлов — твердые вещества, имеющие атомную структуру. Встречаются оксиды металлов с молекулярной структурой, например, оксид осмия(VIII) OsO_4 . Многие оксиды металлов характерно окрашены: например, оксид железа(III) красный, оксид хрома(III) зеленый, оксид меди(I) красно-оранжевый.

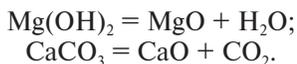
Получение оксидов

1. Оксиды получают в результате реакции горения:



Многие металлы взаимодействуют с кислородом воздуха, покрываясь слоем оксида и тускнея. Медленная реакция с кислородом называется окислением.

2. Оксиды образуются при термическом разложении многих кислородсодержащих соединений:

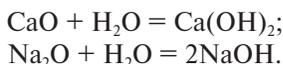


По химическим свойствам оксиды классифицируют на солеобразующие и несолеобразующие, или индифферентные. Солеобразующие

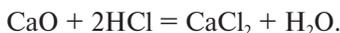
оксиды делятся на основные, кислотные и амфотерные. При химических реакциях между собой, а также с кислотами и основаниями они образуют соли.

Основные оксиды. Основными называются оксиды, которые при взаимодействии с кислотой образуют соль и воду. Основным оксидам соответствуют основания. К ним относится большинство оксидов металлов со степенями окисления +1, +2.

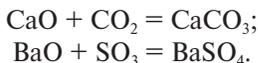
Взаимодействие с водой. Оксиды активных металлов главных подгрупп I и II групп реагируют с водой с образованием гидроксидов, имеющих свойства сильных оснований (щелочей).



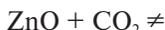
Взаимодействие с кислотами. Основные оксиды взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды:



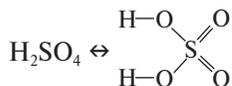
Взаимодействие с кислотными оксидами. При взаимодействии с кислотными оксидами образуется соль. Оксиды кальция и бария взаимодействуют в виде порошков с газообразными оксидами углерода и серы.



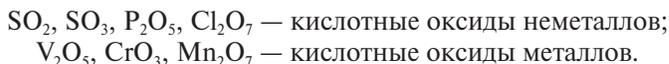
Основные оксиды, не реагирующие с водой, не всегда взаимодействуют и с кислотными оксидами. Оксид цинка не поглощает углекислый газ из воздуха:



Кислотные оксиды. Кислотными называются оксиды, которые взаимодействуют с основаниями с образованием соли и воды. При взаимодействии кислотных оксидов с водой образуются гидроксиды, которые являются кислотами. Следовательно, кислотным оксидам соответствуют кислоты. Они содержат не только группы OH, но и атомы кислорода, соединенные с элементом двойными связями:



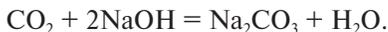
К кислотным оксидам относятся все оксиды неметаллов (исключение составляют только немногочисленные индифферентные оксиды) и оксиды металлов с валентностью пять и более:



Взаимодействие с водой. При взаимодействии кислотных оксидов с водой получают кислоты:



Взаимодействие со щелочами. Кислотные оксиды взаимодействуют со щелочами с образованием соли и воды:



Взаимодействие с основными оксидами.

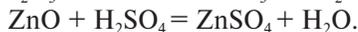
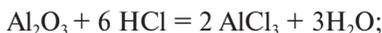


Амфотерные оксиды (*anfotero* — двойственный). Амфотерные оксиды — это оксиды, которые в химических реакциях проявляют свойства как основных, так и кислотных оксидов.

Амфотерные оксиды образуют металлы *p*-блока: алюминий, олово, свинец; формулы оксидов: Al_2O_3 , SnO , PbO .

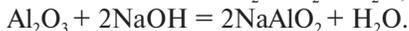
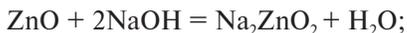
Амфотерные оксиды образуют металлы *d*-блока в промежуточных состояниях.

Амфотерные оксиды не взаимодействуют с водой. Они реагируют с растворами кислот, образуя соли:



В этих реакциях амфотерные оксиды проявляют основные свойства.

Амфотерные оксиды реагируют с основаниями при сплавлении:



Здесь проявляются их кислотные свойства. В образующихся солях элемент амфотерного оксида оказывается в составе кислотного остатка.

Оксид цинка реагирует с раствором щелочи, образуя комплексное соединение:



Индифферентные оксиды. Индифферентных оксидов известно немного: CO — оксид углерода(II), N_2O — оксид азота(I), NO — оксид азота(II). Они не реагируют с кислотами и основаниями, это объясняет их другое название — несолеобразующие.

Вопросы и задания

1. Назовите важнейшие классы сложных веществ.
2. Какие вещества называют оксидами?
3. Как классифицируются оксиды?
4. Какие вещества образуют оксиды при взаимодействии с водой?

5. Укажите оксиды среди следующих веществ и дайте им названия: KCl , H_2SO_3 , CuO , $\text{Al}(\text{OH})_3$, Al_2O_3 , HClO_4 , SO_2 , KOH , Na_2O , PbCl_2 , N_2O_5 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, Mn_2O_7 .
6. Укажите формулу оксида, соответствующего кислоте: H_2CO_3 , HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 .
7. Приведите уравнения реакций для осуществления следующих превращений: $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$.
8. Какой объем воздуха с массовой долей кислорода 22% будет затрачен на сжигание 20 л угарного газа (CO) при нормальных условиях?

§ 3.2. КИСЛОТЫ

Кислоты — сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов водорода, способных замещаться на атомы металла, и кислотного остатка. Обнаружить раствор кислоты можно с помощью индикатора.

Индикаторы — вещества, способные изменять окраску под действием растворов кислот и оснований. Для испытания растворов на характер реакции среды — кислая, нейтральная, щелочная — часто применяют полоски бумаги, пропитанные лакмусом или другим индикатором. Каплю раствора наносят на индикаторную бумагу и наблюдают изменение окраски.

Классификация кислот. Кислоты можно классифицировать по нескольким признакам.

- По наличию атомов кислорода в составе молекулы кислоты подразделяют на бескислородные: HCl (хлороводородная), HBr (бромоводородная), H_2S (сероводородная кислота) и кислородсодержащие: H_2SO_4 (серная), HNO_3 (азотная), H_3PO_4 (фосфорная).
- По основности, которая определяется числом атомов водорода в молекуле, подразделяют на одноосновные кислоты (HBr , HCl , HNO_3 , HMnO_4); двухосновные (H_2SO_4 , H_2S , H_2SO_3 , H_2CO_3).
- По насыщенности молекулами воды различают орто- и метакислоты. Ортокислоты образуются в результате присоединения большего числа молекул воды, чем метакислоты, например, H_3BO_3 — ортоборная, HBO_2 — метаборная, H_3PO_4 — ортофосфорная, HPO_3 — метафосфорная.

Номенклатура кислот. Названия бескислородных кислот составляют из названия элемента и водорода с соединительной буквой «о» с добавлением слова «кислота». HCl — хлороводородная, HBr — бромоводородная кислота.

Составляя название кислородсодержащей кислоты, следует учитывать степень окисления образующего кислоту элемента. Если элемент в кислоте имеет высшую степень окисления, то в названии кислоты окончание **-ная**: H_2SO_4 — серная, H_3PO_4 — фосфорная, HNO_3 — азотная.

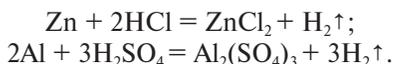
Если элемент в кислоте имеет промежуточную степень окисления, в названии кислоты используют суффикс **-ист**: H_2SO_3 — сернистая, HNO_2 — азотистая.

Физические свойства. Большинство кислот — жидкие и газообразные вещества, но есть и кристаллические кислоты (борная кислота). Среди кислот много неустойчивых веществ. В растворе угольной кислоты более 90% молекул распадается на углекислый газ и воду. Кислоты обычно применяют в водных растворах. Летучие кислоты опасны тем, что могут примешиваться к воздуху и с ним попадать в легкие. Концентрированные растворы кислот хранят в плотно закрытых сосудах. Они способны сильно разъедать кожу, оставляя болезненные ожоги. Особенно опасны серная и уксусная кислоты. При случайном попадании уксусной кислоты на кожу ее необходимо смыть большим количеством воды.

Разбавленный раствор хлороводородной кислоты назначают больным при пониженной кислотности желудочного сока.

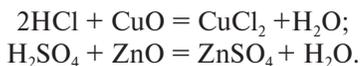
Химические свойства. Кислоты взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду активности до водорода.

В результате реакции образуется соль и выделяется газообразный водород:

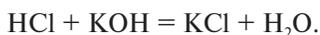


Металлы (медь, золото, серебро, ртуть), менее активные, чем водород, не вытесняют его из кислот. При взаимодействии азотной кислоты с металлами водород не выделяется. Это объясняется тем, что азотная кислота — окислитель.

Кислоты реагируют с основными и амфотерными оксидами:

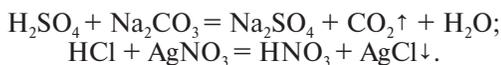


Кислоты взаимодействуют с основаниями:



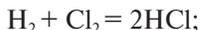
Реакция взаимодействия кислоты со щелочью называется реакцией нейтрализации.

Кислоты взаимодействуют с солями, если в результате реакции образуется летучая или слабая кислота либо нерастворимая соль.



Способы получения. Кислоты получают:

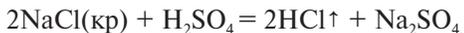
1) соединением некоторых неметаллов с водородом:



2) взаимодействием кислотных оксидов с водой:



3) взаимодействием солей с кислотами:



Последний способ используется для получения летучих или мало-растворимых кислот.

Вопросы и задания

1. Какие вещества называют кислотами?
2. Как классифицируют кислоты?
3. Что называется основностью кислоты?
4. Приведите примеры одно-, двух- и трехосновных кислот.
5. Дайте названия кислотам, имеющимся в следующем ряду веществ: NaOH, NaH, HCl, HNO₃, CaCO₃, H₂CO₃, SiO₂, H₃PO₄, Cu(OH)₂.
6. Определите валентность кислотного остатка в следующих кислотах: HNO₃, H₂SO₄, HCl, H₂MnO₄, H₃PO₄.
7. Напишите уравнения возможных реакций:
 - а) HCl + Cu → ...;
 - б) H₂SO₄ + CuO → ...;
 - в) HNO₃ + NaOH → ...;
 - г) HCl + Na₂CO₃ → ...;
 - д) MgO + H₂SO₄ →
8. К раствору, содержащему 20 г серной кислоты, добавили 10 г гидроксида натрия. Какую массу одного из этих веществ следует добавить к раствору, чтобы раствор стал нейтральным?

§ 3.3. ОСНОВАНИЯ

Основания — сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов металла и одной или нескольких гидроксильных групп.

Число гидроксильных групп (ОН) определяет кислотность основания, которая показывает, с каким числом молекул одноосновной кислоты реагирует данное основание.

Классификация оснований

1. По агрегатному состоянию — практически все основания являются твердыми веществами разного цвета. Единственное жидкое

основание, которое образуется в результате растворения газообразного аммиака в воде, — NH_4OH .

Основания, образованные щелочными и щелочноземельными металлами, являются бесцветными веществами, гидроксид меди(II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ — голубого цвета, гидроксид железа(III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — бурого цвета; твердые вещества не имеют запаха.

2. По растворимости в воде основания делятся на растворимые и нерастворимые. Большинство оснований нерастворимо в воде. Растворимые в воде основания называются щелочами. Щелочи вызывают сильные ожоги при попадании на кожу. Это основания щелочных и щелочноземельных металлов.

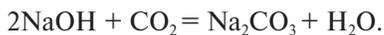
Гидроксиды щелочных металлов называют едкими щелочами. Едкие щелочи хранят в плотно закрытой посуде, так как они легко поглощают воду из воздуха и растворяются (расплываются) в ней. Щелочи вызывают сильные ожоги при попадании на кожу. Если твердая щелочь или ее раствор попали на кожу, необходимо немедленно смыть ее большим количеством воды до исчезновения ощущения мылкости, а затем нейтрализовать раствором борной кислоты H_3BO_3 .

3. По кислотности основания делятся на однокислотные — NaOH , KOH , LiOH ; двухкислотные — $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$; трехкислотные — $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

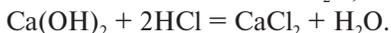
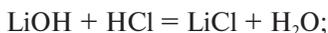
Номенклатура оснований. Название основания составляется из слова «гидроксид» и названия металла в родительном падеже. Если элемент имеет переменную степень окисления, ее указывают в конце названия римской цифрой: NaOH — гидроксид натрия, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — гидроксид кальция, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — гидроксид железа(III), $\text{Fe}(\text{OH})_2$ — гидроксид железа(II).

Химические свойства

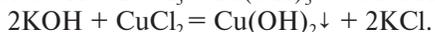
Основания взаимодействуют с кислотными и амфотерными оксидами:



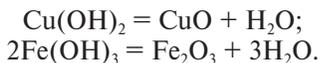
Основания (щелочи) взаимодействуют с кислотами:



Растворимые основания реагируют с растворами солей:

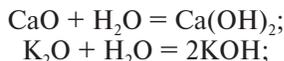


Нерастворимые основания при достаточном нагревании разлагаются на оксид металла и воду:

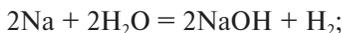


Способы получения. Основания получают:

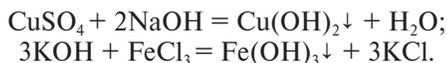
1) взаимодействием основных оксидов с водой:



2) взаимодействием щелочных и щелочноземельных металлов с водой:



3) действием щелочей на растворы солей:



Вопросы и задания

- Какие вещества называются основаниями?
- Как классифицируют основания?
- Что называется кислотностью основания?
- Как называются растворимые в воде основания?
- Какая реакция называется реакцией нейтрализации?
- Напишите уравнения возможных реакций:
 - $\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$;
 - $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$;
 - $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$;
 - $\text{LiOH} + \text{HCl} \rightarrow \dots$;
 - $\text{NaOH} + \text{FeSO}_4 \rightarrow \dots$;
 - $\text{LiOH} + \text{CaO} \rightarrow \dots$
- С какими из перечисленных веществ будет взаимодействовать гидроксид натрия: Na_2O , CaO , CO_2 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, HCl , CuCl_2 ?
- Реагирует ли оксид кальция со следующими веществами: NH_3 , HBr , KOH , CO_2 ? Напишите уравнения возможных реакций.

§ 3.4. СОЛИ

Соли — сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов металла и кислотного остатка. Соли можно рассматривать как продукт взаимодействия кислоты и основания.

Характерными признаками солей являются кристаллическое состояние при обычных условиях и довольно высокие температуры плавления. Соли — более обширный класс химических соединений,

чем кислоты и основания, так как каждой кислоте соответствует семейство солей, образующихся при нейтрализации разными основаниями.

Соли находят разнообразное практическое применение в промышленности, в сельском хозяйстве и быту. Соли содержатся в живых организмах. К таким солям относятся хлорид натрия, хлорид калия, хлорид магния, фосфат кальция, гидрокарбонат натрия и многие другие. Некоторые соли, как и вещества других классов, ядовиты, поэтому неизвестные вещества и растворы никогда не следует пробовать на вкус.

Соли классифицируются по растворимости. Среди солей есть как растворимые, так и нерастворимые вещества.

Соль считается растворимой (р), если содержание ее в растворе превышает 1 г на 100 г воды. Если содержание в растворе не превышает 10 мг, то соль нерастворима (нр). При содержании от 10 мг до 1 г соль классифицируют как малорастворимую (мр). Растворимыми являются практически все соли щелочных металлов и соли аммония. Хорошо растворимы все соли азотной кислоты — нитраты и уксусной кислоты — ацетаты. Среди солей серной кислоты нерастворимым является лишь сульфат бария BaSO_4 .

Хорошо растворимы все хлориды, кроме нерастворимого хлорида серебра(I) AgCl и малорастворимого хлорида свинца(II) PbCl_2 .

Растворы солей обладают общим свойством — электропроводностью.

Номенклатура солей. В названии соли сначала указывают название кислотного остатка, а затем металлы в родительном падеже: KF — фторид калия, Na_2S — сульфид натрия, NH_4Cl — хлорид аммония. Все соли одной кислоты имеют общее название, которое происходит от латинского названия кислоты или образующего ее неметалла. Соли серной кислоты называют сульфатами.

В названиях солей бескислородных кислот к названию неметалла добавляется суффикс **-ид**: KBr — бромид калия, NaCl — хлорид натрия, Na_2S — сульфид натрия.

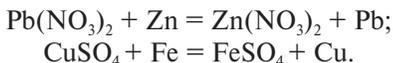
Названия солей кислородсодержащих кислот содержат суффикс **-ат**, если неметалл находится в высшей степени окисления, или **-ит**, если степень окисления понижена: KNO_3 — нитрат калия (азот +5), KNO_2 — нитрит калия (азот +3). В названиях кислых солей к кислотному остатку добавляется префикс **гидро-**: NaHCO_3 — гидрокарбонат натрия.

В названиях основных солей добавляется префикс **гидроксо-**: $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ — гидроксокарбонат меди.

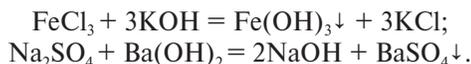
Если металл имеет несколько степеней окисления, то степень его окисления в данной соли обозначается римской цифрой в скобках: $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ — сульфат железа(III), FeSO_4 — сульфат железа(II), CuCl — хлорид меди(I), CuCl_2 — хлорид меди(II).

Химические свойства солей

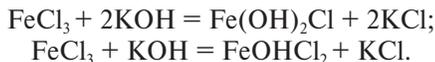
1. Растворы солей взаимодействуют с более активными металлами, чем металл, входящий в состав соли:



2. Растворы солей взаимодействуют с растворами щелочей. Реакция возможна, если в результате образуется нерастворимое основание или новая нерастворимая соль:

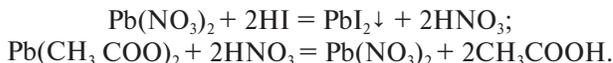


Если соль образована слабым многокислотным основанием, то в результате ее взаимодействия с недостатком щелочи могут образоваться основные соли:

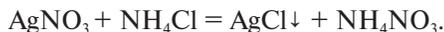


3. Соли взаимодействуют с кислотами.

При взаимодействии соли с избытком кислоты образуются новая соль и новая кислота. Реакция возможна, если образующаяся соль выпадает в осадок или образующаяся кислота является более слабой, чем вступающая в реакцию:



4. Соли взаимодействуют между собой с образованием новых солей, при этом одна из образующихся солей должна быть нерастворимой:



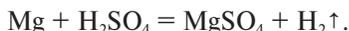
5. Многие соли разлагаются при нагревании. Продуктами термического разложения многих солей являются соответствующие оксиды:



Способы получения

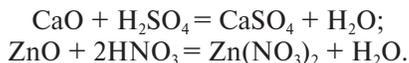
Соли получают следующими способами.

1. Взаимодействие металлов с кислотой:

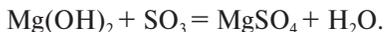


При взаимодействии большинства кислот (кроме HNO_3 и концентрированной H_2SO_4) с металлами, находящимися в ряду напряжений до водорода, наряду с солью образуется водород. Азотная кислота и концентрированная серная кислота при взаимодействии с металлами также образуют соли, но вместо водорода образуются другие продукты.

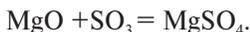
2. Взаимодействие основных и амфотерных оксидов с кислотами:



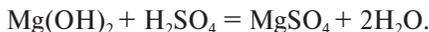
3. Взаимодействие кислотных оксидов с основаниями:



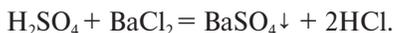
4. Взаимодействие основных и кислотных оксидов:



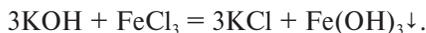
5. Взаимодействие кислот и оснований (реакция нейтрализации):



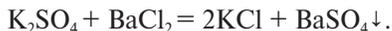
6. Взаимодействие кислот с солями:



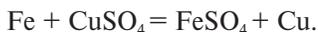
7. Взаимодействие щелочей с солями:



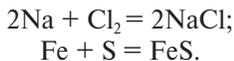
8. Взаимодействие двух различных солей:



9. Взаимодействие металлов с солями:



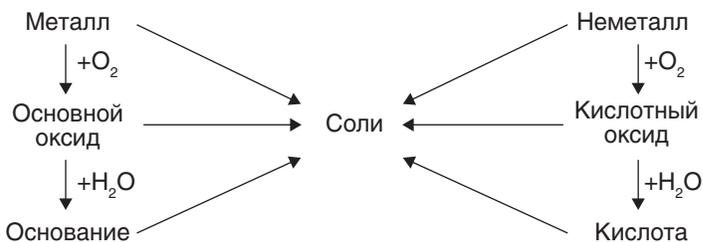
10. Взаимодействие металлов с неметаллами:



Генетическая связь между классами неорганических соединений

Рассмотренные способы получения химических соединений указывают на то, что между классами неорганических соединений существует тесная взаимосвязь. Связь между классами неорганических соединений, при которой из веществ одного класса соединений можно получить вещества, относящиеся к другому классу соединений, называется *генетической связью*.

Генетическая связь между классами неорганических соединений может быть выражена следующей схемой.



На этой схеме любая пара стрелок, направленных навстречу, указывает на образование соли или солей.

Вопросы и задания

- Какие соединения называют солями?
- В результате каких реакций могут образовываться соли?
- Как классифицируются соли по составу?
- Какие из следующих веществ относятся к классу солей: CuO , CaCl_2 , H_2S , Na_2S , NaHS , FeCl_2 , SO_2 , H_2SiO_3 , HI , CuBr_2 , $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$?
- Дайте названия следующим солям: LiHSO_3 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$, Cr_2S_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, $(\text{MgOH})_2\text{CO}_3$, KNO_3 .
- Составьте молекулярные формулы следующих солей: сульфат алюминия, бромид железа(III), гидрокарбонат кальция, гидросульфат магния, нитрат кальция, дигидроксонитрат хрома(III), дихромат калия, хлорид железа(II).
- Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:
 - $$\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgSO}_4 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2;$$

$$\text{CaO} \quad \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$$
 - $$\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{CaSO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2;$$
 - $$\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3.$$