

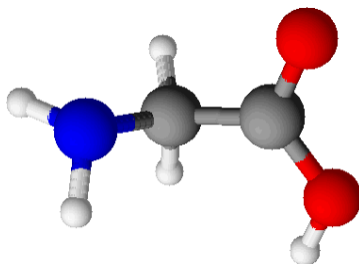
МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное автономное образовательное
учреждение высшего образования
«СЕВАСТОПОЛЬСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
УНИВЕРСИТЕТ»

Л.А. Яковишин

**Естественнонаучная
картина мира:
практикум по блоку «Химия»**

Учебно-методическое пособие



Севастополь
СевГУ
2023

УДК 542/547(076.5)
ББК 24-5*я73
Я472

Рецензент:

Э.В. Ткаченко – канд. техн. наук,
доцент кафедры «Химия и химические технологии»

Яковишин Л.А.

Я472 Естественнаучная картина мира: практикум по блоку «Химия» : учебно-методическое пособие / Л. А. Яковишин ; Севастопольский государственный университет. – Севастополь : СевГУ, 2023. – 55 с.: ил.

Целью учебно-методического пособия является оказание помощи студентам в выполнении практических занятий по дисциплине «Естественнаучная картина мира» (блок «Химия»).

УДК 542/547(076.5)
ББК 24-5*я73

Учебно-методическое пособие рассмотрено и рекомендовано к изданию на заседании ученого совета Института ядерной энергии и промышленности, протокол № 7 от 27 февраля 2023 г.

Рекомендовано в качестве учебно-методического пособия для студентов направлений подготовки 39.03.01 Социология, 41.03.04 Политология, 42.03.01 Реклама и связи с общественностью, 45.03.01 Филология, 42.03.02 Журналистика, 45.03.02 Лингвистика, 46.03.01 История, 38.03.01 Экономика, 38.03.02 Менеджмент.

Изд. № /2023. Объем п.л. Усл. печ. л. . Уч.-изд. л. .
РИИЦМ ФГАОУ ВО «Севастопольский государственный университет»

© ФГАОУ ВО «Севастопольский
государственный университет», 2023

СОДЕРЖАНИЕ

Введение	4
1. Развитие химии как науки	5
2. Теоретические сведения по теме «Классы неорганических соединений»	12
1.1. Оксиды	12
1.2. Кислоты	17
1.3. Основания	21
1.4. Соли	26
1.5. Генетическая связь между классами неорганических соединений	33
3. Краткие теоретические сведения по теме «Классы органических соединений»	35
4. Задачи и вопросы по теме «Классы неорганических соединений»	43
4.1. Контрольные вопросы	43
4.2. Примеры решения задач	43
4.3. Типовые задачи	44
5. Задачи и вопросы по теме «Классы органических соединений»	46
5.1. Контрольные вопросы	46
5.2. Примеры решения задач	46
5.3. Типовые задачи	47
Библиографический список	51
Приложение А	52

ВВЕДЕНИЕ

В настоящем учебно-методическом пособии содержатся сведения по основным классам неорганических соединений (оксидам, кислотам, основаниям и солям), включая определение, классификацию, номенклатуру, физические и химические свойства и способы получения. Для облегчения самостоятельной работы студентов в пособие включены ряды активности металлов и силы кислот, периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева, таблицы растворимости кислот, оснований и солей в воде и взаимодействия между классами неорганических соединений.

К органическим соединениям относятся алканы, алкены, алкины, арены, спирты, фенолы, альдегиды, карбоновые кислоты, сложные эфиры, амины и другие вещества. В пособии даны общие представления об органических веществах, рассмотрены причины их многообразия и теория строения А.М. Бутлерова.

Кроме того, в пособии рассмотрены этапы формирования химии как науки, включая основные концепции ее развития.

1. РАЗВИТИЕ ХИМИИ КАК НАУКИ

Химия – это естественная наука (наука о природе), изучающая строение, свойства и способы получения веществ. О происхождении слова «химия» нет единого мнения. Предметом изучения химии являются вещества и их химические свойства.

Вещество – это совокупность элементарных частиц, обладающих массой покоя. В ходе химической реакции одни вещества превращаются в другие.

Вещества бывают неорганические и органические. Большинство веществ – органические. Сейчас известно более 204 миллионов неорганических и органических веществ, сплавов, комплексных соединений, минералов, полимеров и т.д.

Основная задача химии – это получение веществ с конкретно заданными свойствами.

Выделяют следующие концептуальные системы химии (рисунок 1.1):

1. Учение о составе вещества.
2. Структурная химия.
3. Учение о химическом процессе.
4. Эволюционная химия.

Первая концептуальная система (учение о составе вещества) начала формироваться в 17 веке, вторая – в 19 веке, третья – в 20 веке и четвертая – с середины 20 века по настоящее время.

Учение о составе вещества. В рамках первой концептуальной системы рассматриваются проблемы химического элемента и химического соединения.

Основоположником химии как науки традиционно считают английского ученого *Р. Бойля* (1627–1691). В своем знаменитом труде «Химик-скептик...» (полное название «Химик-скептик: или химико-физические сомнения и

парадоксы, затрагивающие спагиристические принципы, обычно называемые ипостатичными; как они обычно определяются и отстаиваются большинством алхимиков»; Лондон, 1661 г.) он отвергает учение Аристотеля о четырех стихиях (огонь, воздух, земля, вода) и воззрения алхимиков о трех принципах (ртуть, сера, соль), из которых, якобы, состоят все тела, и вводит понятие о «первичных корпускулах» как элементах и «вторичных корпускулах» как сложных телах.

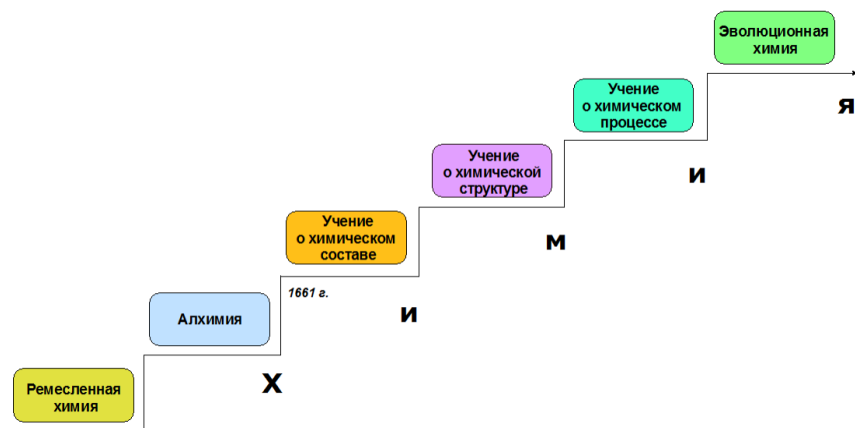


Рисунок 1.1 – Этапы развития химии как науки

Атом – это мельчайшая химически неделимая частица. *Химический элемент* – это совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра. В ходе химических реакций элементы сохраняются.

Химическое соединение (сложное вещество) состоит из атомов разных элементов. *Простое вещество* образовано атомами одного и того же элемента.

Попытки систематизации химических элементов делались химиками неоднократно (например, Лавуазье), но только известному русскому химику *Д.И. Менделееву* (1834–

1907) это удалось в своем периодическом законе (1869 г.): *свойства химических элементов и образованных ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от заряда их атомных ядер* (современная формулировка).

Графическим представлением периодического закона является *периодическая система химических элементов*. В периодической системе элементов Д.И. Менделеева на 1869 г. было 62 элемента. К настоящему времени известно 118 химических элементов. В честь 150-летия со дня открытия 2019 г. был объявлен ООН Международным годом периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева.

В конце 2015 г. ИЮПАК (IUPAC – Международный союз теоретической и прикладной химии) утвердил новые химические элементы с порядковыми номерами 113, 115, 117 и 118. Таким образом, седьмой период периодической системы химических элементов стал завершенным. В начале июня 2016 г. ИЮПАК одобрил названия этих химических элементов. Два из них получили названия, связанные с Россией. Это московий Mc и оганессон Og.

Элемент *рутений* Ru (*Ruthenium*, лат. – Россия), названный в честь России, был открыт в 1844 г. профессором Казанского университета *Карлом Клаусом* (1796–1864). Рутений – единственный естественный элемент периодической системы, открытый в России.

113 Nh НИХОНИЙ	115 Mc МОСКОВИЙ	117 Ts ТЕННЕССИН	118 Og ОГАНЕССОН
-------------------	--------------------	---------------------	---------------------

Рисунок 1.2 – Утвержденные ИЮПАК новые химические элементы с порядковыми номерами 113, 115, 117 и 118

Структурная химия. Основным понятием данной концептуальной системы является понятие структуры вещества. *Структура* – это устойчивое упорядоченное расположение атомов относительно друг друга в пространстве при образовании вещества. Структурная химия рассматривает взаимосвязь структуры и свойств веществ. Фундамент структурной химии был заложен немецким химиком *Ф.А. Кекуле* (1829–1896) и русским химиком *А.М. Бутлеровым* (1828–1886). Ф.А. Кекуле создал теорию валентности (1857 г.).

Валентность – это свойство химического элемента образовывать определённое количество химических связей с себе подобными или другими элементами.

К элементам с постоянной валентностью, равной I, относят щелочные металлы (литий Li, натрий Na, калий K, рубидий Rb, цезий Cs, франций Fr), фтор F и водород H. Валентность II имеют щелочно-земельные металлы (кальций Ca, стронций Sr, барий Ba, радий Ra), а также бериллий Be, магний Mg, цинк Zn, кадмий Cd и кислород O. Валентность, равная III, характерна для элементов бора B и алюминия Al.

Существуют следующие виды *химических связей*:

1. Ковалентная полярная и неполярная.
2. Ионная.
3. Водородная связь.
4. Металлическая.

Теорию строения органических веществ предложил в 1861 г. А.М. Бутлеров (подробнее см. с. 38).

Учение о химическом процессе. В данном учении рассматриваются различные способы влияния на химический процесс. *Химическая кинетика* – это раздел химии, изучающий механизмы протекания и скорости химических реакций.

Скорость химической реакции – это число элементарных актов химического взаимодействия за единицу

времени в единице реакционного пространства. Выделяют *гомогенные реакции*, протекающие в объеме одной фазы (в однородной среде), и *гетерогенные реакции*, протекающие в неоднородной среде, т.е. на поверхности раздела фаз. *На скорость химической реакции влияет ряд факторов:*

- 1) природа реагентов;
- 2) концентрация;
- 3) давление (для газов);
- 4) площадь поверхности соприкосновения веществ (для гетерогенных систем);
- 5) температура;
- 6) энергия активации;
- 7) наличие катализатора.

Катализатор – это вещество, изменяющее скорость химической реакции, но остающееся в неизменном количестве после ее окончания. Катализатор вступает в реакцию с реагентами, но после ее окончания регенерируется в первоначальном количестве. Различают *положительные катализаторы* (их часто называют просто *катализаторами*), увеличивающие скорость реакции, и *отрицательные катализаторы (ингибиторы)*, уменьшающие скорость реакции. Изменение скорости реакции под воздействием катализатора называют *катализом*.

Химические реакции разделяют на обратимые и необратимые. Большинство реакций являются обратимыми. Обратимые реакции идут одновременно в двух противоположных направлениях. Состояние, при котором скорости прямой и обратной реакции равны, называется *химическим равновесием*.

Химическое равновесие является подвижным, т.е. его можно смещать в ту или иную сторону. Направление смещения равновесия можно определить *по принципу Ле Шателье* (1884 г.): *если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, оказывать какое-либо внешнее*

воздействие (изменять концентрацию, температуру или давление), то равновесие сместится в сторону той реакции, которая ослабляет это воздействие.

Эволюционная химия рассматривает вопросы самопроизвольного (без участия человека) получения новых соединений, т.е. она изучает процессы самоорганизации химических систем.

При химической эволюции существенная роль отводится катализу. Шведский химик *Й.Я. Берцелиус* (1779–1848) ввел понятие катализа и отмечал важность биокатализа для функционирования живых организмов. Процессы, происходящие в живых организмах, становятся идеалом для химиков. *«Подражание живой природе есть химия будущего!»*, – говорил академик *А.Е. Арбузов* (1877–1968).

Химические элементы, которые в основном образуют все клетки живых организмов, называют *органогенами*. Это углерод С, водород Н, кислород О и азот N. Иногда к органогенам относят еще фосфор Р и серу S. В организмах на эти элементы приходится 97,4 % по массе.

Еще 12 элементов входят в состав многих биологически важных веществ (натрий Na, калий К, кальций Са, магний Mg, железо Fe, кремний Si, алюминий Al, хлор Cl, медь Cu, цинк Zn, кобальт Со и бор В). Таким образом, живые системы формируются в основном 6 элементами-органогенами и еще примерно 20 элементами. Во Вселенной наиболее распространены элементы водород Н и гелий He.

В 1964 г. профессор МГУ *Руденко А.П.* (1925–2004) предложил теорию химической эволюции и биогенеза. Согласно этой теории, химическая эволюция представляет собой эволюцию каталитических систем.

В настоящее время активно развиваются множество разделов химии. Это неорганическая, органическая, металлоорганическая, аналитическая, биологическая,

биоорганическая, фармацевтическая, медицинская, коллоидная, физическая, квантовая, математическая, косметическая, супрамолекулярная, пищевая (рисунк 1.3), экологическая химия, а также нефте-, агро-, нано-, радио-, фото-, гео- и электрохимия.

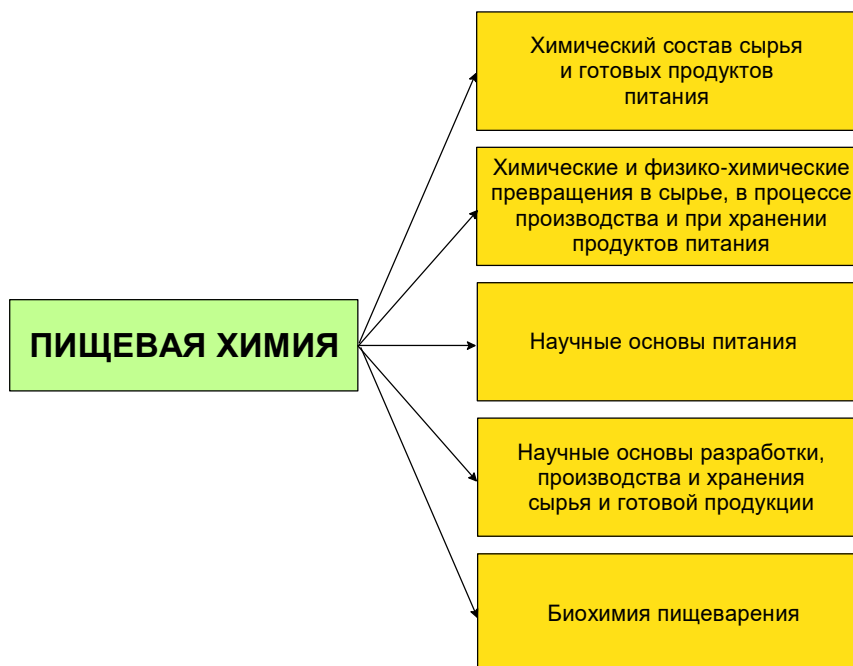


Рисунок 1.3 – Основные вопросы, которые изучает пищевая химия

2. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ СВЕДЕНИЯ ПО ТЕМЕ «КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ»

2.1. Оксиды

Оксиды – это сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород в степени окисления -2. Общая формула оксидов $\text{Э}_n\text{О}_m$.

Номенклатура. Названия оксидов составляют согласно схеме:

Оксид	+	<i>название элемента в родительном падеже</i>	+	<i>(степень окисления элемента, если она переменная)</i>
--------------	---	---	---	--

Например, P_2O_5 – *оксид фосфора(V)*; указана степень окисления фосфора, т.к. она переменная. Na_2O – *оксид натрия*; степень окисления натрия не указана, т.к. она постоянная.

Для обозначения оксидов также используют тривиальные названия, например, оксид железа(II, III) Fe_3O_4 называют ещё *железной окалиной*.

Классификация. По способности образовывать соли оксиды подразделяются на следующие.

1) *Солеобразующие* (бывают кислотные, основные и амфотерные). Такие оксиды образуют кислоты или основания.

Кислотным оксидам соответствуют кислородсодержащие кислоты, а *основным* – основания (см. таблицу 2.1).

Кислотные оксиды образованы неметаллами (за исключением CO, N_2O , NO, SiO), например, SO_3 , P_2O_5 и CO_2 . Элементы-металлы, имеющие высокое значение степени окисления (обычно +5 и более) или обладающие значительной валентностью, также дают кислотные оксиды.

Например, оксиды CrO_3 (ему соответствует кислота H_2CrO_4) и Mn_2O_7 (соответствует кислота HMnO_4) – кислотные.

Таблица 2.1 – Соответствие некоторых оксидов, кислот и гидроксидов металлов

Кислотный оксид	Кислота
CO_2	H_2CO_3
SO_2	H_2SO_3
SO_3	H_2SO_4
SiO_2	H_2SiO_3 или H_4SiO_4
P_2O_3	H_3PO_3
P_2O_5	HPO_3 или H_3PO_4
N_2O_3	HNO_2
NO_2 (смешанный оксид)	HNO_2 и HNO_3
N_2O_5	HNO_3
Cl_2O_7	HClO_4
Основный оксид	Основание
Li_2O	LiOH
Na_2O	NaOH
K_2O	KOH
MgO	Mg(OH)_2
CaO	Ca(OH)_2
BaO	Ba(OH)_2
FeO	Fe(OH)_2
CrO	Cr(OH)_2
Амфотерный оксид	Амфотерный гидроксид
BeO	Be(OH)_2
ZnO	Zn(OH)_2
SnO	Sn(OH)_2
PbO	Pb(OH)_2
Al_2O_3	Al(OH)_3
Cr_2O_3	Cr(OH)_3

Основные оксиды – это оксиды металлов (см. *таблицу 2.1*). Основными оксидами являются все оксиды щелочных и щелочно-земельных металлов, оксид магния и др. Если металл обладает переменной степенью окисления (или валентностью), то в основном оксиде она обычно минимальна. Например, оксид железа(II) FeO является основным.

Амфотерные оксиды обладают химической двойственностью, т.к. могут проявлять свойства кислотных и основных оксидов в зависимости от того, с чем реагируют. Такие оксиды образуют элементы-металлы.

2) *Несолеобразующие (безразличные или индифферентные)*. Оксиды этой группы не образуют кислот и оснований, а, следовательно, не дают и солей. К ним относят оксиды неметаллов: CO, N₂O, NO, SiO.

Физические свойства. Оксиды бывают газообразными (CO₂, SO₂), жидкими (H₂O, Cl₂O₇) и твердыми (SiO₂, MgO). Некоторые оксиды окрашены (например, NO₂ – бурый газ) и имеют запах (у оксида SO₂ резкий запах).

Химические свойства кислотных оксидов (см. *таблицу А.2 приложения*).

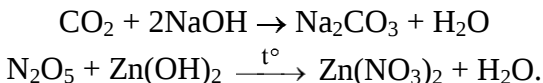
1) *Взаимодействие с водой*. При этом получают кислоты. Соответствие оксида и кислоты см. в *таблице 2.1*. Оксид кремния(IV) SiO₂ с водой не реагирует!



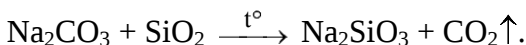
2) *Взаимодействие с основными и амфотерными оксидами*.



3) *Взаимодействие с основаниями и амфотерными гидроксидными*.



4) *Взаимодействие с солями.* Некоторые оксиды вытесняют более летучий оксид из соли.



Химические свойства основных оксидов (см. таблицу А.2 приложения).

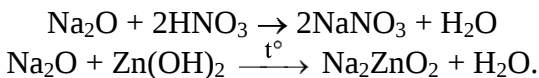
1) *Взаимодействие с водой.* При этом образуются щелочи. С водой реагируют оксиды щелочных и щелочно-земельных металлов.



2) *Взаимодействие с кислотными и амфотерными оксидами.*

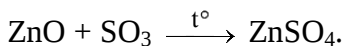


3) *Взаимодействие с кислотами и амфотерными гидроксидами.*

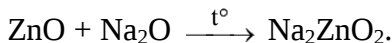


Химические свойства амфотерных оксидов (см. таблицу А.2 приложения).

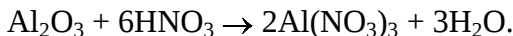
1) *Взаимодействие с кислотными оксидами.*



2) *Взаимодействие с основными оксидами.*



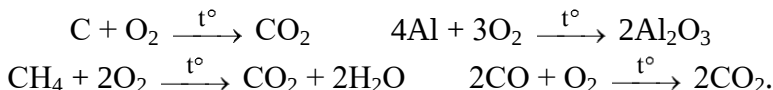
3) *Взаимодействие с кислотами.*



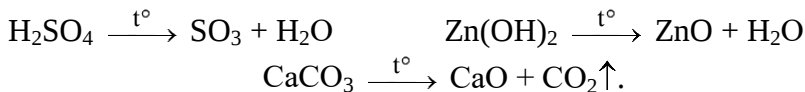
4) *Взаимодействие с основаниями.*



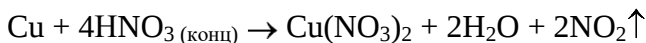
Способы получения. 1) *Взаимодействие простых и сложных веществ с кислородом.* При окислении кислородом органических и неорганических веществ можно получить оксиды.

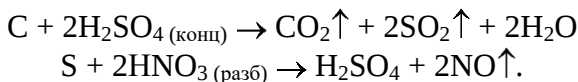
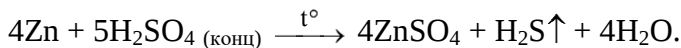


2) *Разложение неорганических сложных веществ.* При нагревании кислородсодержащих кислот, оснований и некоторых солей получают оксиды.



3) *Взаимодействие кислот-окислителей по аниону (HNO_3 , концентрированной H_2SO_4) с металлами и неметаллами.*





4) *Из органических веществ.* Продуктами некоторых реакций органических веществ являются оксиды.



2.2. Кислоты

Кислоты – это сложные вещества, состоящие из одного или нескольких атомов водорода и кислотного остатка. Общая формула кислот H_nA , где А – кислотный остаток. Кислоты (с точки зрения электролитической диссоциации) представляют собой электролиты, диссоциирующие в водных растворах на катионы водорода H^+ и анионы кислотного остатка.

Номенклатура. Названия кислот и их солей приведены в таблице 2.2.

Классификация. По наличию (отсутствию) кислорода в составе кислот они подразделяются на *кислородсодержащие* (например, H_3PO_4 и H_2SO_4) и *бескислородные* (например, HCl и HBr). По основности (числу ионов H^+ , образующихся при полной диссоциации, или количеству ступеней диссоциации) кислоты делятся на *одноосновные* (если образуется один ион H^+ (одна ступень диссоциации): $\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$) и *многоосновные – двухосновные* (если образуются два иона H^+ (две ступени диссоциации): $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$), *трехосновные* (если образуются три иона H^+ (три ступени диссоциации): $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons 3\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$) и т.д.

Таблица 2.2 – Важнейшие кислоты и их соли

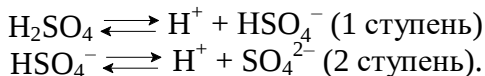
Кислота	Название кислоты	Кислотный остаток и его валентность	Название солей
HF	Фтороводородная (плавиковая)	F (I)	Фториды
HCl	Хлороводородная (соляная)	Cl (I)	Хлориды
HBr	Бромоводородная	Br (I)	Бромиды
HI	Йодоводородная	I (I)	Йодиды
H ₂ S	Сероводородная	S (II)	Сульфиды
H ₂ CO ₃	Угольная	CO ₃ (II)	Карбонаты
H ₂ SO ₃	Сернистая	SO ₃ (II)	Сульфиты
H ₂ SO ₄	Серная	SO ₄ (II)	Сульфаты
H ₂ SiO ₃	Метакремниевая (кремниевая)	SiO ₃ (II)	Метасиликаты (силикаты)
H ₄ SiO ₄	Ортокремниевая	SiO ₄ (IV)	Ортосиликаты
H ₃ PO ₃	Фосфористая	PO ₃ (III)	Фосфиты
HPO ₃	Метафосфорная	PO ₃ (I)	Метафосфаты
H ₃ PO ₄	Ортофосфорная (фосфорная)	PO ₄ (III)	Ортофосфаты (фосфаты)
HNO ₂	Азотистая	NO ₂ (I)	Нитриты
HNO ₃	Азотная	NO ₃ (I)	Нитраты
HClO ₄	Хлорная	ClO ₄ (I)	Перхлораты

Физические свойства. Кислоты бывают газообразные, жидкие и твердые. Некоторые имеют запах и цвет. Кислоты отличаются различной растворимостью в воде.

Химические свойства кислот (см. таблицу А.2 приложения).

1) *Диссоциация:* $\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$.

Многоосновные кислоты диссоциируют по ступеням (в основном по первой).

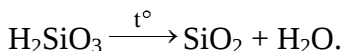


2) *Взаимодействие с индикаторами.*

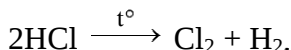
индикатор + H^+ (*кислота*) $\longrightarrow$ окрашенное соединение.

Фиолетовый лакмус и оранжевый метилоранж окрашиваются в кислых средах в розовый цвет, бесцветный раствор фенолфталеина не меняет своей окраски.

3) *Разложение.* При разложении кислородсодержащих кислот получают кислотный оксид и вода.



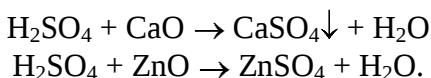
Бескислородные кислоты распадаются на простые вещества:



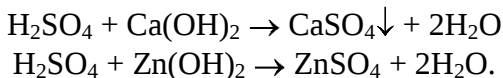
Кислоты-окислители по аниону разлагаются сложнее:



4) *Взаимодействие с основными и амфотерными оксидами.*



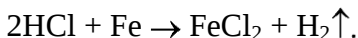
5) *Взаимодействие с основаниями и амфотерными гидроксидами.*



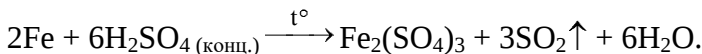
6) *Взаимодействие с металлами.*

а) Кислоты-окислители по H^+ (HCl , HBr , HI , HClO_4 , разбавленная H_2SO_4 , H_3PO_4 и др.). В реакцию вступают металлы, расположенные в ряду активности (ряду напряжений, ряду стандартных электродных потенциалов, ряду Бекетова) до водорода.

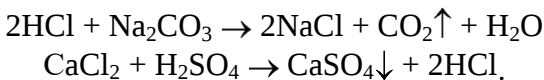
Li, Rb, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H, Sb, Bi, Cu, Hg, Ag, Pd, Pt, Au



б) Кислоты-окислители по аниону (концентрированная H_2SO_4 , HNO_3 любой концентрации).

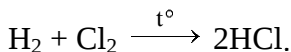


7) *Взаимодействие с солями. Реакция происходит, если соль образована более слабой или летучей кислотой, или если образуется осадок (см. таблицу А.3 приложения).*

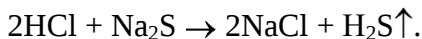


Получение. Бескислородные кислоты получают:

1) *Из неметаллов и водорода с последующим растворением образовавшегося газа в воде.*

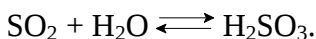


2) При действии сильных кислот на соли более слабых или летучих бескислородных кислот (см. таблицу А.3 приложения).

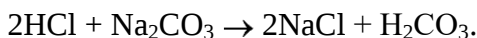


Кислородсодержащие кислоты получают:

1) Взаимодействием кислотного оксида и воды. Оксид кремния(IV) SiO_2 с водой не реагирует!



2) При действии сильных кислот на соли более слабых или летучих кислородсодержащих кислот.



2.3. Основания

Основания – сложные вещества, состоящие из атома металла и одной или нескольких гидроксильных групп. Общая формула оснований $\text{Me}(\text{OH})_n$. Основания (с точки зрения теории электролитической диссоциации) – это электролиты, диссоциирующие при растворении в воде с образованием катионов металла и гидроксид-ионов OH^- .

Номенклатура. Названия оснований составляют по следующей схеме:

<i>Гидроксид</i>	+	<i>название элемента в родительном падеже</i>	+	<i>(степень окисления элемента, если она переменная)</i>
------------------	---	---	---	--

Например, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – гидроксид железа(III); указана степень окисления железа, т.к. она переменная. NaOH –

гидроксид натрия; степень окисления натрия не указана, т.к. она постоянная.

Классификация. По растворимости в воде основания делят на *щелочи* (растворимые в воде основания) и *нерастворимые в воде основания*. Щелочи образуют щелочные и щелочно-земельные металлы, а также некоторые другие элементы-металлы. По кислотности (числу ионов OH^- , образующихся при полной диссоциации, или количеству ступеней диссоциации) основания подразделяют на *однокислотные* (при полной диссоциации получается один ион OH^- ; одна ступень диссоциации) и *многокислотные* (при полной диссоциации получается больше одного иона OH^- ; более одной ступени диссоциации). Среди многокислотных оснований различают *двухкислотные* (например, $\text{Sn}(\text{OH})_2$), *трехкислотные* ($\text{Fe}(\text{OH})_3$) и *четырёхкислотные* ($\text{Th}(\text{OH})_4$). Однокислотным является, например, основание KOH .

Выделяют группу гидроксидов, которые проявляют химическую двойственность. Они взаимодействуют как с основаниями, так и с кислотами. Это *амфотерные гидроксиды* (см. таблицу 2.3).

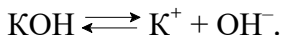
Таблица 2.3 – Амфотерные гидроксиды

Амфотерный гидроксид (основная и кислотная форма)	Кислотный остаток и его валентность	Состав комплексного иона при взаимодействии с растворами щелочей
$\text{Zn}(\text{OH})_2 / \text{H}_2\text{ZnO}_2$	ZnO_2 (II)	$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$
$\text{Al}(\text{OH})_3 / \text{HAlO}_2$	AlO_2 (I)	$[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$, $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$
$\text{Be}(\text{OH})_2 / \text{H}_2\text{BeO}_2$	BeO_2 (II)	$[\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-}$
$\text{Sn}(\text{OH})_2 / \text{H}_2\text{SnO}_2$	SnO_2 (II)	$[\text{Sn}(\text{OH})_4]^{2-}$
$\text{Pb}(\text{OH})_2 / \text{H}_2\text{PbO}_2$	PbO_2 (II)	$[\text{Pb}(\text{OH})_4]^{2-}$
$\text{Fe}(\text{OH})_3 / \text{HFeO}_2$	FeO_2 (I)	$[\text{Fe}(\text{OH})_4]^-$, $[\text{Fe}(\text{OH})_6]^{3-}$
$\text{Cr}(\text{OH})_3 / \text{HCrO}_2$	CrO_2 (I)	$[\text{Cr}(\text{OH})_4]^-$, $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$

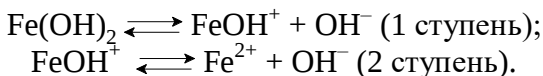
Физические свойства. Основания – твердые вещества¹ различных цветов и разной растворимости в воде.

Химические свойства оснований (см. таблицу А.2 приложения).

1) *Диссоциация.*



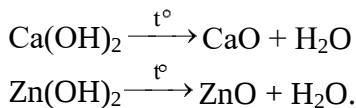
Многокислотные основания диссоциируют по нескольким ступеням (в основном диссоциация протекает по первой ступени). Например, двухкислотное основание $\text{Fe}(\text{OH})_2$ диссоциирует по двум ступеням.



2) *Взаимодействие с индикаторами* (щелочи окрашивают фиолетовый лакмус в синий цвет, метилоранж – в желтый, а фенолфталеин – в малиновый).

Индикатор + OH^- (*щелочь*) $\rightarrow$ окрашенное соединение.

3) *Разложение с образованием оксида и воды*¹ (см. таблицу 2.4). Гидроксиды щелочных металлов устойчивы к нагреванию (плавятся без разложения). Гидроксиды щелочно-земельных и тяжелых металлов обычно легко разлагаются. Исключение составляет $\text{Ba}(\text{OH})_2$, у которого $t_{\text{разл}}$ достаточно высока (примерно 1000 °С).

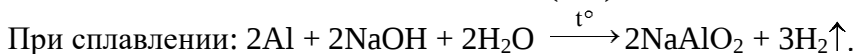
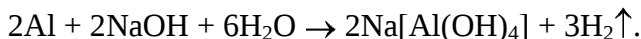


¹ Основание $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (условно NH_4OH – гидроксид аммония) существует только в растворе. При нагревании оно распадается на аммиак NH_3 и воду.

Таблица 2.4 – Температуры разложения некоторых гидроксидов металлов

Гидроксид	$t_{\text{разл}}, ^\circ\text{C}$	Гидроксид	$t_{\text{разл}}, ^\circ\text{C}$	Гидроксид	$t_{\text{разл}}, ^\circ\text{C}$
LiOH	925	Cd(OH) ₂	130	Au(OH) ₃	150
Be(OH) ₂	130	Pb(OH) ₂	145	Al(OH) ₃	>300
Ca(OH) ₂	580	Fe(OH) ₂	150	Fe(OH) ₃	500
Sr(OH) ₂	535	Zn(OH) ₂	125	Bi(OH) ₃	100
Ba(OH) ₂	1000	Ni(OH) ₂	230	In(OH) ₃	150

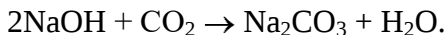
4) *Взаимодействие щелочей с металлами, которым соответствуют амфотерные оксиды и гидроксиды (например, Be, Al и Zn). Если реакция протекает в растворе, то образуется комплексное соединение (см. таблицу 2.3).*



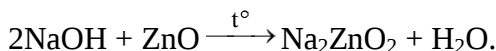
5) *Взаимодействие щелочей с неметаллами.*



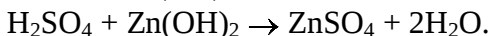
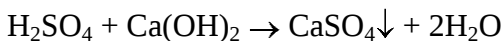
6) *Взаимодействие щелочей с кислотными и амфотерными оксидами.*



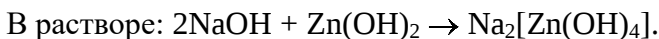
При сплавлении с амфотерным оксидом:



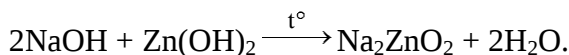
7) *Взаимодействие оснований с кислотами.*



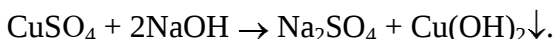
8) *Взаимодействие щелочей с амфотерными гидроксидами (см. таблицу 1.3).*



При сплавлении:



9) *Взаимодействие щелочей с солями. В реакцию вступают соли, которым соответствуют нерастворимые в воде основания.*

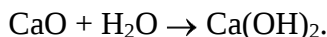


Получение. Нерастворимые в воде основания получают путем взаимодействия соответствующей соли со щелочью.

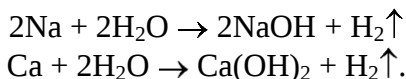


Щелочи получают:

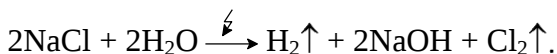
1) *Взаимодействием оксида металла с водой.*



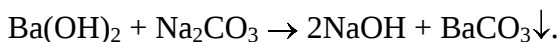
2) *Взаимодействием щелочных и щелочно-земельных металлов с водой.*



3) *Электролизом растворов солей.*



4) *Обменным взаимодействием гидроксидов щелочно-земельных металлов с некоторыми солями. В ходе реакции должна обязательно получаться нерастворимая соль.*



2.4. Соли

Соли – это сложные вещества, состоящие из одного (нескольких) атомов металла (или более сложных катионных групп, например, аммонийных групп NH_4^+ , гидроксированных групп $\text{Me}(\text{OH})_n^{m+}$) и одного (нескольких) кислотных остатков. Общая формула солей Me_nA_m , где А – кислотный остаток. Соли (с точки зрения диссоциации) представляют собой электролиты, диссоциирующие в водных растворах на катионы металла (или более сложные катионы) и анионы кислотного остатка.

Классификация. По составу соли подразделяют на *средние (нормальные), кислые (гидросоли), основные (гидроксосоли), двойные, смешанные и комплексные* (см. таблицу 2.5).

Таблица 2.5 – Классификация солей по составу

Вид соли	Определение	Примеры
Средние (нормальные)	Продукт полного замещения атомов водорода в кислоте на атомы одного и того же металла	AlCl_3 Na_2SO_4
Кислые (гидросоли)	Продукт неполного замещения атомов водорода в кислоте на металл	KHSO_4 NaHCO_3
Основные (гидроксосоли)	Продукт неполного замещения OH -групп основания на кислотный остаток	FeOHCl MgOHBr
Двойные	Содержат атомы двух разных металлов и один кислотный остаток	KNaSO_4 LiNaCO_3
Смешанные	Содержат атомы одного и того же металла и несколько кислотных остатков	CaClBr MgFCl
Комплексные	Комплекс – сложная частица, состоящая из более простых частиц, способных к самостоятельному существованию	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$

Номенклатура. Названия средних солей составляют по следующей схеме (см. таблицу 2.2):

Название соли	+	название металла в родительном падеже	+	(степень окисления металла, если она переменная)
----------------------	---	--	---	---

Например, FeCl_3 – *хлорид железа(III)*; указана степень окисления железа, т.к. она переменная. Na_2SO_4 – *сульфат*

натрия; степень окисления натрия не указана, т.к. она постоянная.

К названиям кислых солей добавляют приставку *гидро-*. Если атомов водорода в кислотном остатке несколько, то их количество указывают умножающими приставками – *ди-* (два атома водорода), *три-* (три атома водорода) и т.д., которые записывают перед приставкой *гидро-*. Например, KHSO_4 – *гидросульфат калия*, KH_2PO_4 – *дигидрофосфат калия*.

К названиям основных солей добавляют приставку *гидроксо-*. Если OH -групп в составе соли несколько, то их количество указывают умножающими приставками, которые записывают перед приставкой *гидроксо-*. Например, FeOHCl_2 – *гидроксохлорид железа(III)*, $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$ – *дигидроксохлорид железа(III)*.

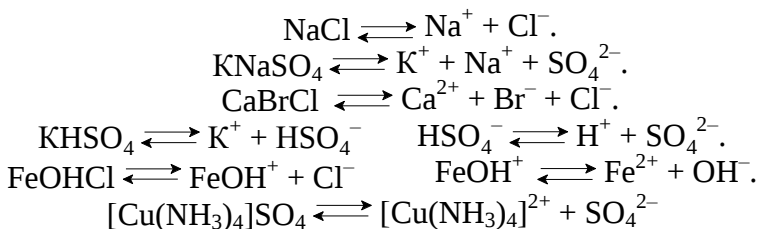
В названиях двойных солей металлы перечисляются по алфавиту через дефис. В названиях смешанных солей кислотные остатки перечисляются аналогично. Например, KNaSO_4 – *сульфат калия-натрия*, CaBrCl – *бромид-хлорид кальция*.

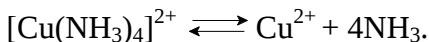
Некоторые соли имеют тривиальные названия. Например, кристаллогидрат сульфата магния $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ называют еще *горькой солью*.

Физические свойства. Соли – это кристаллические вещества разных цветов и разной растворимости в воде.

Химические свойства (см. таблицу А.2 приложения).

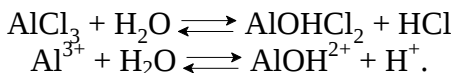
1) *Диссоциация*. Средние, двойные и смешанные соли диссоциируют одноступенчато. У кислых и основных солей диссоциация происходит ступенчато.



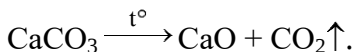


2) *Взаимодействие с индикаторами.* В результате гидролиза в растворах некоторых солей накапливаются ионы H^+ (кислая среда) или ионы OH^- (щелочная среда). Гидролизу подвергаются растворимые соли, образованные хотя бы одним слабым электролитом. Растворы таких солей взаимодействуют с индикаторами.

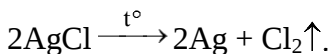
Индикатор + H^+ (OH^-) $\rightarrow$ окрашенное соединение.



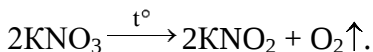
3) *Разложение при нагревании.* При нагревании некоторых кислородсодержащих солей они разлагаются на оксид металла и кислотный оксид.



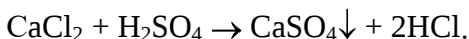
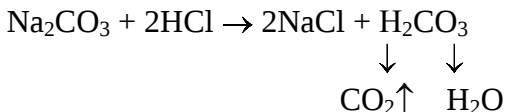
Соли бескислородных кислот при нагревании могут распадаться на простые вещества.



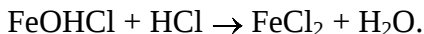
Соли, образованные кислотами-окислителями по аниону, разлагаются сложнее.



4) *Взаимодействие с кислотами.* Реакция происходит, если соль образована более слабой или летучей кислотой, или если образуется осадок (см. таблицу А.3 приложения).



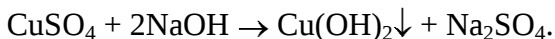
Основные соли при действии кислот переходят в средние.



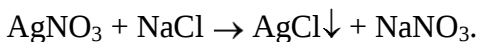
Средние соли, образованные многоосновными кислотами, при взаимодействии с ними образуют кислые соли.



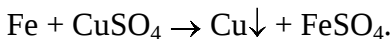
5) *Взаимодействие со щелочами. Со щелочами реагируют соли, катионам которых соответствуют нерастворимые основания.*



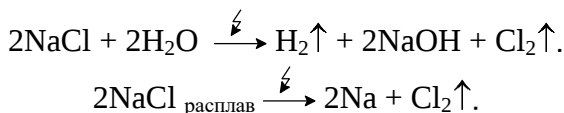
6) *Взаимодействие друг с другом. Реакция происходит, если взаимодействуют растворимые соли и при этом образуется осадок.*



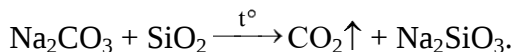
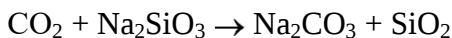
7) *Взаимодействие с металлами. Каждый предыдущий металл в ряду напряжений вытесняет последующий за ним из раствора его соли (см. таблицу А.3 приложения).*



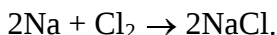
8) *Электролиз* (разложение под действием постоянного электрического тока). Соли подвергаются электролизу в растворах и расплавах.



9) *Взаимодействие с кислотными оксидами.*



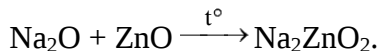
Получение. 1) *Взаимодействием металлов с неметаллами.*



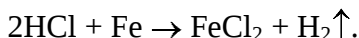
2) *Взаимодействием основных и амфотерных оксидов с кислотными оксидами.*



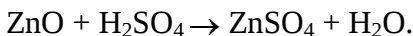
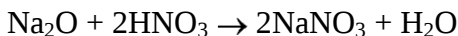
3) *Взаимодействием основных оксидов с амфотерными оксидами.*



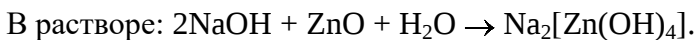
4) *Взаимодействием металлов с кислотами (см. таблицу А.3 приложения).*



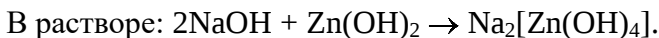
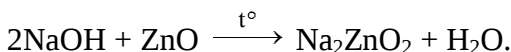
5) *Взаимодействием основных и амфотерных оксидов с кислотами.*



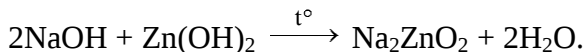
6) *Взаимодействием амфотерных оксидов и гидроксидов со щелочами.*



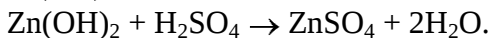
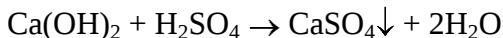
При сплавлении с амфотерным оксидом:



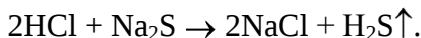
При сплавлении:



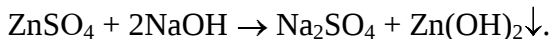
7) *Взаимодействием гидроксидов металлов с кислотами.*



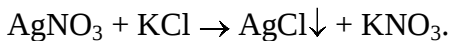
8) *Взаимодействием кислот с солями.*



9) *Взаимодействием солей со щелочами.*



10) *Взаимодействием солей друг с другом.*



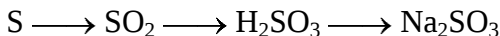
2.5. Генетическая связь между классами неорганических соединений

Между классами неорганических соединений осуществляется генетическая связь.

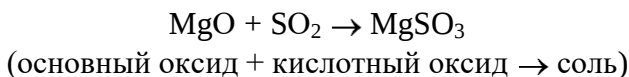
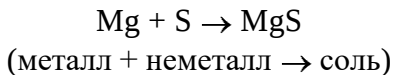
Неметалл → Кислотный оксид → Кислота → Соль.

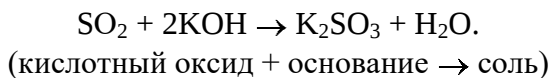
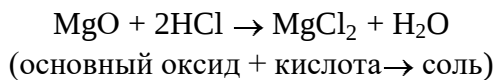
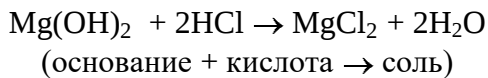
Металл → Основной оксид → Основание → Соль.

Например:

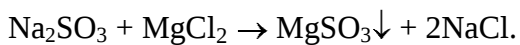


При взаимодействии металлов с неметаллами, а также противоположных по свойствам соединений получают соли:





Кроме того, соли получают при взаимодействии солей друг с другом:



3. КРАТКИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ СВЕДЕНИЯ ПО ТЕМЕ «КЛАССЫ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ»

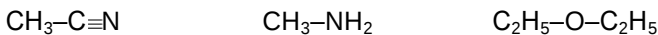
Органические вещества – это соединения углерода, за исключением оксидов углерода (CO и CO_2), угольной кислоты (H_2CO_3) и ее солей (карбонатов и гидрокарбонатов), а также некоторых других веществ. Органических соединений гораздо больше, чем неорганических (см. *таблицу 3.1; таблицу А.1* приложения).

Среди причин такого многообразия можно выделить следующие:

- Способность атомов углерода к образованию простых (одинарных) и кратных (двойных и тройных) связей между собой.



- Способность атомов углерода к образованию простых (одинарных) и кратных связей (двойных и тройных) с другими атомами (с атомами азота, кислорода и пр.).



- Способность атомов углерода к образованию длинных цепей неразветвленного (нормального) и разветвленного строения.

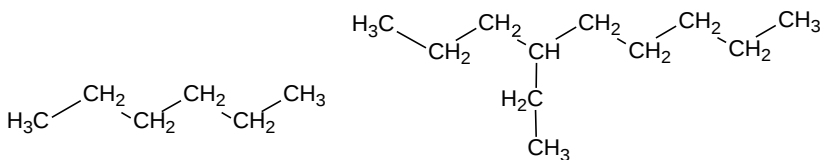
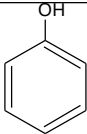
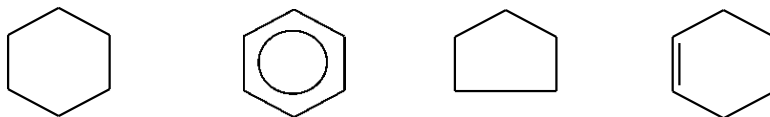


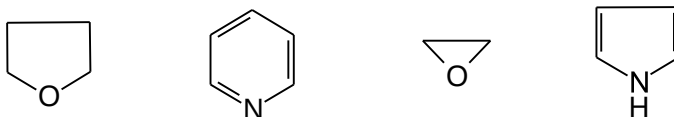
Таблица 3.1 – Важнейшие классы органических соединений

Класс соединений	Структурные особенности	Пример соединения
Алканы	Содержат только одинарные углерод-углеродные связи C–C	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$ метан
Алкены	Содержат одну двойную углерод-углеродную связь C=C	$\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$ этилен
Алкины	Содержат одну тройную углерод-углеродную связь C≡C	$\text{HC}\equiv\text{CH}$ ацетилен
Арены	Содержат одно или несколько бензольных колец	 бензол
Спирты	Содержат одну или несколько гидроксильных групп –OH	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{OH}$ этанол
Фенолы	Содержат одну или несколько гидроксильных групп –OH, непосредственно связанных с бензольным кольцом	 фенол
Альдегиды	Содержат одну или несколько альдегидных групп –CHO	$\text{H}_3\text{C}-\text{C}\begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{H} \end{array}$ этаналь
Карбоновые кислоты	Содержат одну или несколько карбоксильных групп –COOH	$\text{H}_3\text{C}-\text{C}\begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{OH} \end{array}$ уксусная кислота
Сложные эфиры	Содержат остаток кислоты (ацил) R–CO– и радикал от спирта –O–R'	$\text{H}_3\text{C}-\text{C}\begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{O}-\text{CH}_3 \end{array}$ метилацетат
Амины	Продукт замещения атомов водорода (одного, двух или трех) в молекуле аммиака на углеводородный радикал	$\text{H}_3\text{C}-\text{NH}_2$ метиламин
Аминокислоты	Содержат одну или несколько амино- (–NH ₂) и карбоксильных групп (–COOH)	$\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{C}\begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{OH} \end{array}$ глицин

- Способность углеродных атомов к образованию циклических структур друг с другом.



- Способность углеродных атомов образовывать циклические структуры с другими атомами.



Для органических соединений, в основном, характерна ковалентная химическая связь. Атомы углерода в молекулах органических веществ могут находиться в состоянии sp^3 -, sp^2 - или sp -гибридизации. *Гибридизация* – это процесс выравнивания орбиталей по форме и энергии (рисунки 3.1–3.3).

sp^3 -Гибридизация

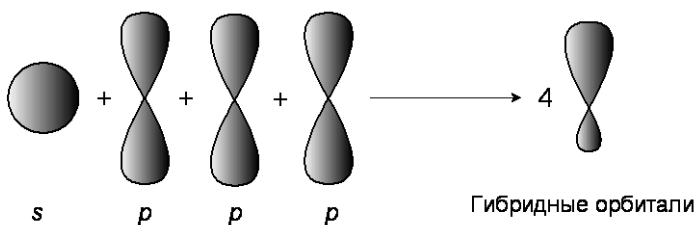
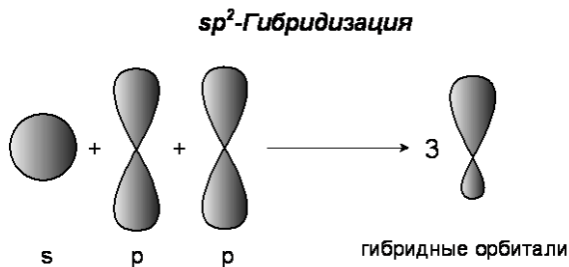
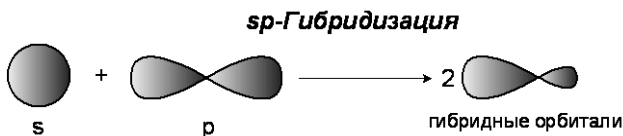


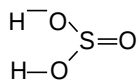
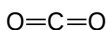
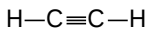
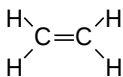
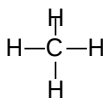
Рисунок 3.1 – Схема sp^3 -гибридизации

Рисунок 3.2 – Схема sp^2 -гибридизацииРисунок 3.3 – Схема sp -гибридизации

Теорию строения органических веществ предложил в 1861 г. известный русский химик *А.М. Бутлеров*. Однако можно сказать, что данная теория справедлива не только для органических веществ, но и для неорганических тоже.

Основные положения теории строения:

- Атомы в молекулах соединены друг с другом в определенной последовательности согласно их валентности (в большинстве органических соединений углерод имеет валентность четыре).

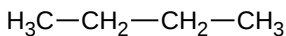


- Свойства веществ зависят от качественного и количественного составов, от порядка соединения атомов, их взаимного влияния, от пространственной ориентации атомов и групп атомов. Например, молекулы воды, этилового спирта и серной кислоты содержат группу ОН, однако свойства указанных веществ различны. Это положение объяснило явление изомерии (см. далее).
- По свойствам веществ можно определить их строение, а по строению – свойства. Например, в молекулах этилена имеется двойная связь, поэтому для этилена характерны реакции присоединения, и, наоборот, если для вещества характерны реакции присоединения, то это может свидетельствовать о наличии в его молекулах кратной связи.

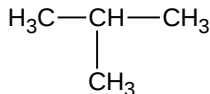
Для органических веществ характерна изомерия. *Изомерия* – это явление существования *изомеров*, т.е. веществ, имеющих одинаковый качественный и количественный составы, но разное строение и свойства. Выделяют *структурную* и *пространственную (стереоизомерию)* изомерию. Частный случай пространственной изомерии – это *геометрическая* изомерия или *цис-транс-изомерия*.

Структурные изомеры отличаются порядком связей атомов в молекулах. Пространственные изомеры имеют одинаковые структурные формулы, но отличаются положением атомов в пространстве.

Виды структурной изомерии. 1) *Изомерия углеродного скелета* (характерна практически для всех классов органических соединений).

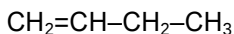


н-Бутан

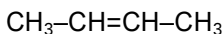


2-Метилпропан

2) *Изомерия положения кратной (кратных) связей* (двойных и (или) тройных). Она характерна для непредельных соединений – алкенов, алкинов, алкадиенов и пр.

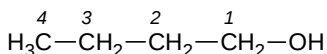


Бутен-1

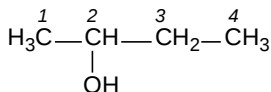


Бутен-2

3) *Изомерия положения заместителей (функциональных групп)*. Она характерна для функциональных производных углеводородов (спиртов, галогенпроизводных и др.).

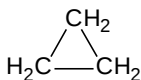


Бутанол-1

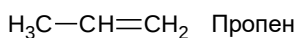


Бутанол-2

4) *Межклассовая изомерия* осуществляется между соединениями различных классов (циклоалканы изомерны алкенам (общая формула C_nH_{2n}), алкины изомерны алкадиенам ($\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$), предельные одноатомные спирты изомерны предельным простым эфирам ($\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$), предельные одноосновные кислоты изомерны сложным эфирам предельных одноатомных спиртов и предельных одноосновных карбоновых кислот ($\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$), предельные альдегиды изомерны предельным кетонам ($\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$) и пр.



Циклопропан



В органической химии широко используют различные модели молекул (рисунок 3.4).

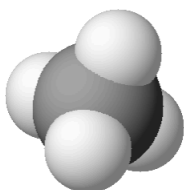
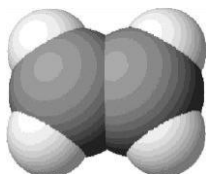
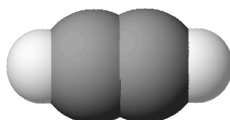
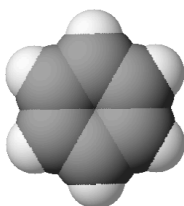

 CH_4
Метан

 C_2H_4
Этан

 C_2H_2
Ацетилен

 C_6H_6
Бензол

Рисунок 3.4 – Полусферические модели молекул метана, этилена, ацетилена и бензола

Органические вещества имеют низкие температуры плавления и кипения, горючи, легко разлагаются, реакции с их участием протекают во времени и по многим направлениям, многие органические вещества характеризуются архитектурной сложностью структуры. Они имеют молекулярное строение. Органические соединения находятся в тесной взаимосвязи друг с другом (рисунок 3.5).

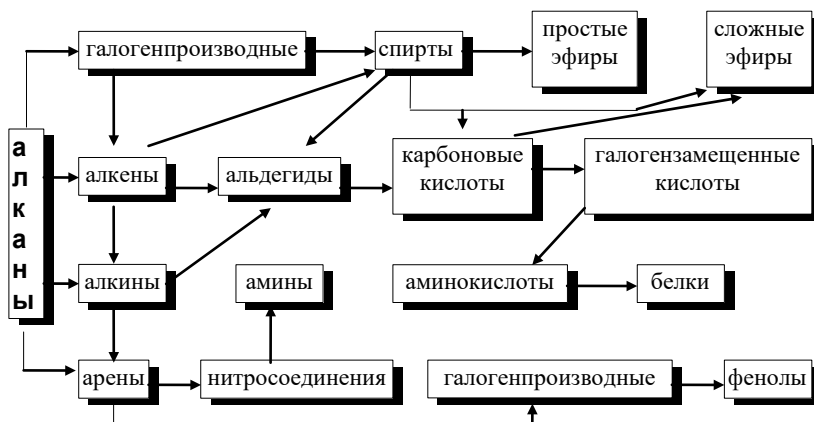


Рисунок 3.5 – Генетическая связь между классами органических веществ

Органические вещества сходного строения образуют *гомологические ряды*. *Гомологи* – вещества, имеющие сходное строение и свойства, но отличающиеся по составу на одну или несколько групп CH_2 . Группу CH_2 называют *метиленовой разностью*.

4. ЗАДАЧИ И ВОПРОСЫ К ПО ТЕМЕ «КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ»

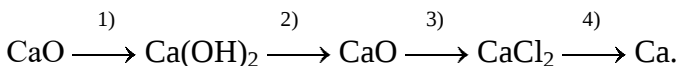
4.1. Контрольные вопросы

1. Понятия «оксид», «кислотный оксид», «основной оксид», «амфотерный оксид», «кислота», «основание», «щелочь» и «соль».

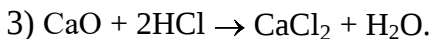
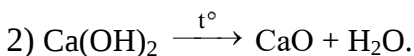
2. Номенклатура, классификация, свойства, способы получения оксидов, кислот, оснований и солей.

4.2. Примеры решения задач

Пример 1. Напишите уравнения реакций для превращений, приведенных ниже.



Решение. 1) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$.



Пример 2. Напишите уравнение реакции взаимодействия серной кислоты с гидроксидом натрия, если кислота взята в избытке.

Решение. Т.к. серная кислота взята в избытке, то в ходе реакции образуется кислая соль – гидросульфат натрия:

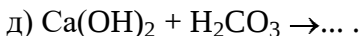
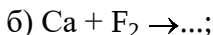


4.3. Типовые задачи

1. Напишите уравнения реакций для превращений, приведенных ниже.



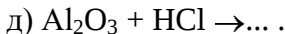
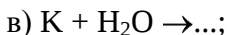
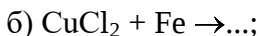
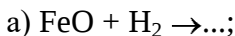
2. Закончите уравнения реакций:



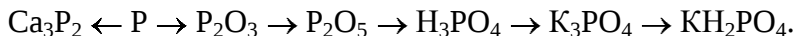
3. Напишите уравнения реакций для превращений, приведенных ниже.



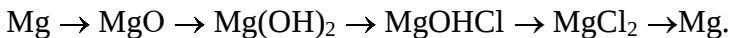
4. Закончите уравнения реакций:



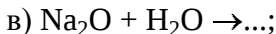
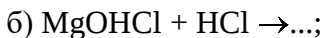
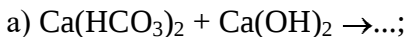
5. Напишите уравнения реакций для превращений, приведенных ниже.



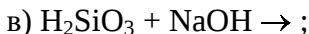
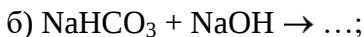
6. Напишите уравнения реакций для превращений, приведенных ниже.



7. Закончите уравнения реакций:



8. Закончите уравнения реакций:



9. Назовите вещества:



10. Назовите вещества:



5. ЗАДАЧИ И ВОПРОСЫ ПО ТЕМЕ «КЛАССЫ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ»

5.1. Контрольные вопросы

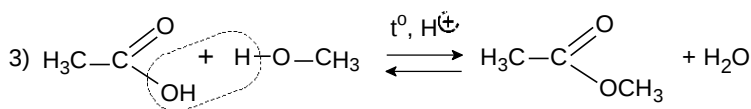
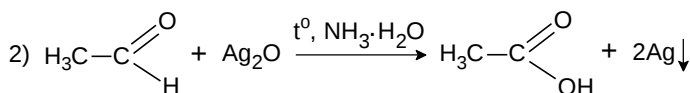
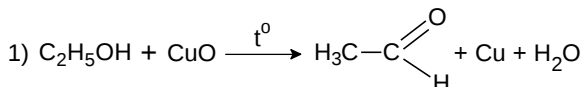
1. Понятия «органическая химия», «гомолог», «изомер», «гомология», «изомерия», «гибридизация». Теория строения органических соединений. Особенности органических веществ.

2. Классификация, строение, номенклатура, изомерия, свойства и получение различных классов органических соединений.

5.2. Примеры решения задач

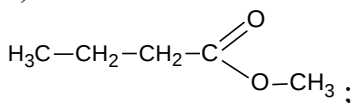
Пример 1. Напишите уравнения реакций к схеме: этиловый спирт → уксусный альдегид → уксусная кислота → метиловый эфир уксусной кислоты. Укажите условия их протекания.

Решение.

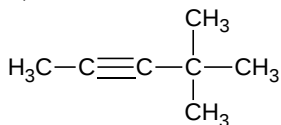


Пример 2. Назовите следующие вещества:

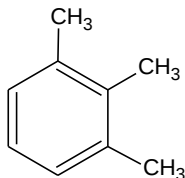
а)



б)



в)



Решение. а) метилбутират (метилвый эфир масляной кислоты);

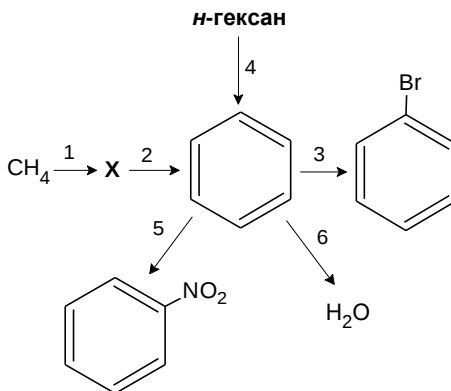
б) 4,4-диметил-2-пентин (4,4-диметилпентин-2);

в) 1,2,3-триметилбензол.

5.3. Типовые задачи

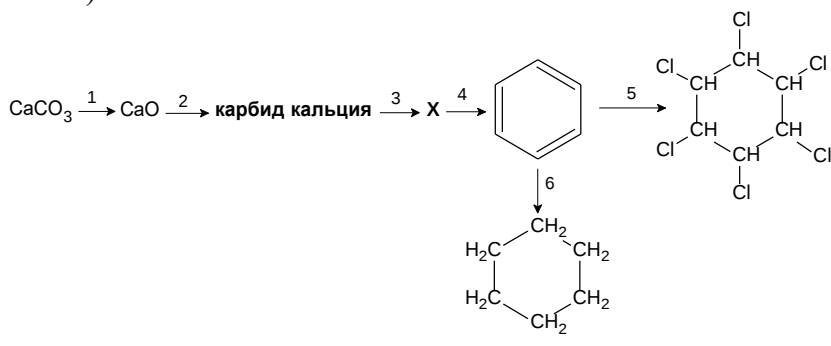
1. Напишите уравнения реакций для превращений, приведенных ниже. Укажите условия их протекания.

а)

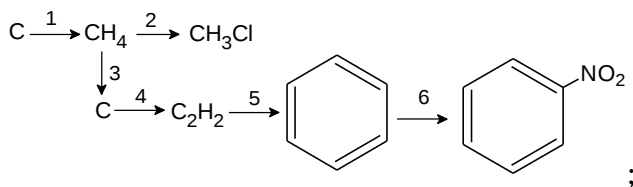


;

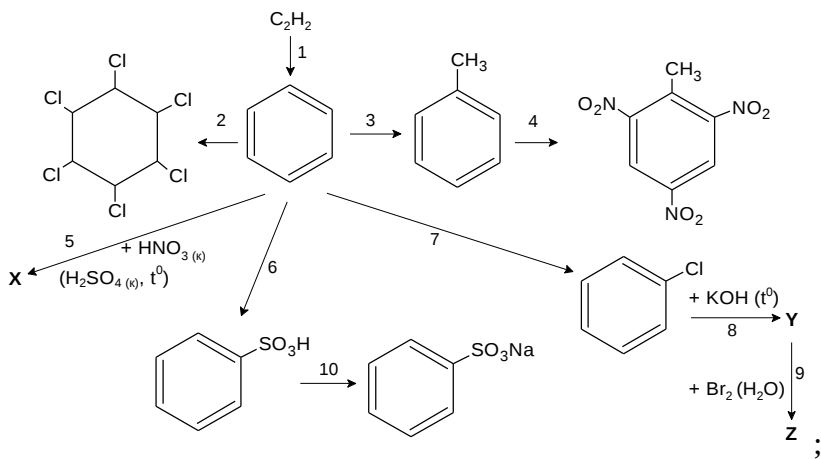
б)



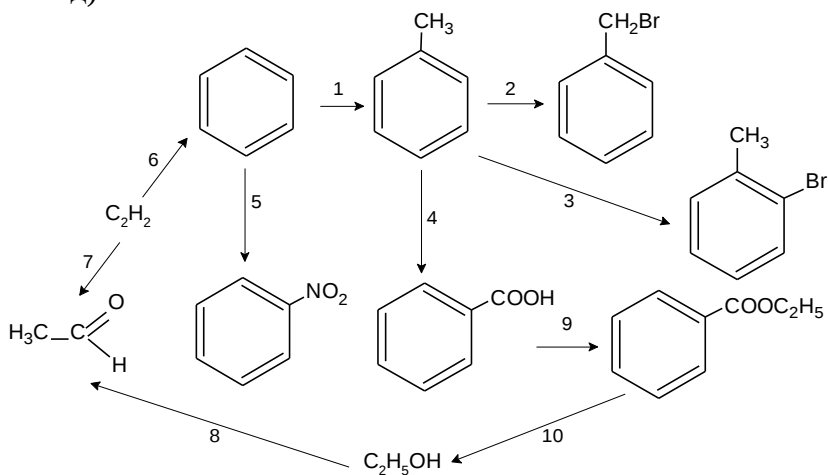
в)



г)

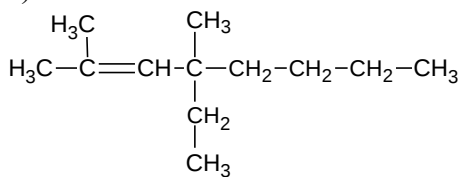


д)



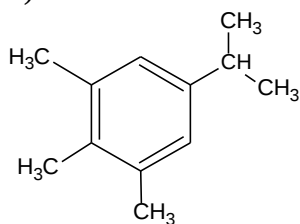
2. Назовите следующие вещества:

а)



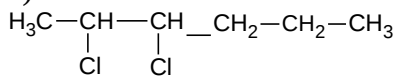
;

б)



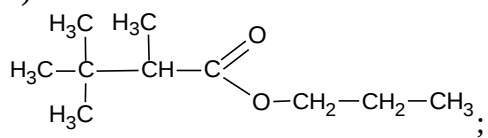
;

в)

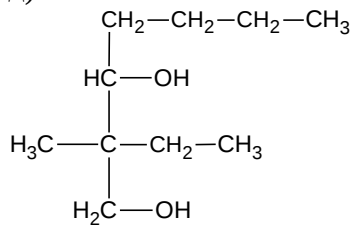


;

г)



д)



БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия: Учеб. для вузов. – 2-е изд., испр. / Я.А. Угай. – М.: Высш. шк., 2000. – 527 с.
2. Рабинович В.А. Краткий химический справочник / В.А. Рабинович, З.Я. Хавин; Под ред. А.А. Потехина, А.И. Ефимова. – Л.: Химия, 1991. – 432 с.
3. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб.-практ. пособие / Н.Л. Глинка; под ред. В.А. Попкова, А.В. Бабкова. – 14-е изд. – М.: Юрайт, 2017. – 236 с.
4. Atomic weights of the elements 2013 (IUPAC Technical Report) / J. Meija, T.B. Coplen, M. Berglund [et al.] // Pure Appl. Chem. – 2016. – Vol. 88, № 3. – P. 265–291.
5. Глинка Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. – М.: Юрайт, 2013. – 914 с.
6. Кузнецов В.И. Общая химия: Тенденции развития / В.И. Кузнецов. – М.: Высш. шк., 1989. – 288 с.
7. Березин Б.Д. Органическая химия в 2 ч. Часть 1: учебник для академического бакалавриата / Б.Д. Березин, Д.Б. Березин. – 2-е изд. – М.: Юрайт, 2018. – 313 с.
8. Березин Б.Д. Органическая химия в 2 ч. Часть 2: учебник для академического бакалавриата / Б.Д. Березин, Д.Б. Березин. – 2-е изд. – М.: Юрайт, 2018. – 452 с.
9. Левитина Т.П. Справочник по органической химии / Т.П. Левитина. – СПб.: Паритет, 2002. – 448 с.

ПРИЛОЖЕНИЕ А

Таблица А.1 – Названия *n*-алканов и их радикалов

Формула алкана	Название алкана	Формула радикала	Название радикала
CH_4	Метан	CH_3	Метил
C_2H_6	Этан	C_2H_5	Этил
C_3H_8	Пропан	C_3H_7	Пропил
C_4H_{10}	Бутан	C_4H_9	Бутил
C_5H_{12}	Пентан	C_5H_{11}	Пентил
C_6H_{14}	Гексан	C_6H_{13}	Гексил
C_7H_{16}	Гептан	C_7H_{15}	Гептил
C_8H_{18}	Октан	C_8H_{17}	Октил
C_9H_{20}	Нонан	C_9H_{19}	Нонил
$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$	Декан	$\text{C}_{10}\text{H}_{21}$	Децил
$\text{C}_{11}\text{H}_{24}$	Ундекан	$\text{C}_{11}\text{H}_{23}$	Ундецил
$\text{C}_{12}\text{H}_{26}$	Додекан	$\text{C}_{12}\text{H}_{25}$	Додецил
$\text{C}_{13}\text{H}_{28}$	Тридекан	$\text{C}_{13}\text{H}_{27}$	Тридецил
$\text{C}_{14}\text{H}_{30}$	Тетрадекан	$\text{C}_{14}\text{H}_{29}$	Тетрадецил
$\text{C}_{15}\text{H}_{32}$	Пентадекан	$\text{C}_{15}\text{H}_{31}$	Пентадецил
$\text{C}_{16}\text{H}_{34}$	Гексадекан	$\text{C}_{16}\text{H}_{33}$	Гексадецил
$\text{C}_{17}\text{H}_{36}$	Гептадекан	$\text{C}_{17}\text{H}_{35}$	Гептадецил
$\text{C}_{18}\text{H}_{38}$	Октадекан	$\text{C}_{18}\text{H}_{37}$	Октадецил
$\text{C}_{19}\text{H}_{40}$	Нонадекан	$\text{C}_{19}\text{H}_{39}$	Нонадецил
$\text{C}_{20}\text{H}_{42}$	Эйкозан	$\text{C}_{20}\text{H}_{41}$	Эйкозил

Таблица А.2 – Взаимодействие между классами неорганических соединений

	Кислотные оксиды	Основные оксиды	Амфотерные оксиды	Кислоты	Основания	Соли
Кислотные оксиды	–	Соль	Соль	–	Соль+вода	Соль+кислотный оксид
Основные оксиды	Соль	–	Соль	Соль+вода	–	–
Амфотерные оксиды	Соль	Соль	–	Соль+вода	Соль+вода или комплексная соль	–
Кислоты	–	Соль+вода	Соль+вода	–	Соль+вода	Соль+кислота
Основания	Соль+вода	–	Соль+вода или комплексная соль	Соль+вода	–	Основание+соль
Соли	Соль+кислотный оксид	–	–	Соль+кислота	Основание+соль	Соль+соль

Таблица А.3 – Ряды активности металлов и силы кислот

Ряд активности металлов	
Li, Rb, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, <u>H</u> , Sb, Bi, Cu, Hg, Ag, Pd, Pt, Au	
Ряд силы кислот	
$\text{HI} > \text{HBr} > \text{HClO}_4 > \text{HCl} > \text{H}_2\text{SO}_4 > \text{HNO}_3 >$ сильные кислоты	
$> \text{H}_2\text{SO}_3 \approx \text{H}_3\text{PO}_3 > \text{H}_3\text{PO}_4 > \text{HF} > \text{HNO}_2 >$ кислоты средней силы	
$> \text{CH}_3\text{COOH} > \text{H}_2\text{CO}_3 > \text{H}_2\text{S} > \text{H}_2\text{SiO}_3 \approx \text{H}_4\text{SiO}_4$ слабые кислоты	

Таблица А.5 – Растворимость неорганических веществ в воде

[illegible]

Учебное издание

Яковишин Леонид Александрович

**Естественно-научная
картина мира:
практикум по блоку «Химия»**

Учебно-методическое пособие

В авторской редакции

Изд. № 33/2023. Объем 3,5 п.л. Усл. печ. л. 3,25. Уч.-изд. л. 3,43.
РИИЦМ ФГАОУ ВО «Севастопольский государственный университет»