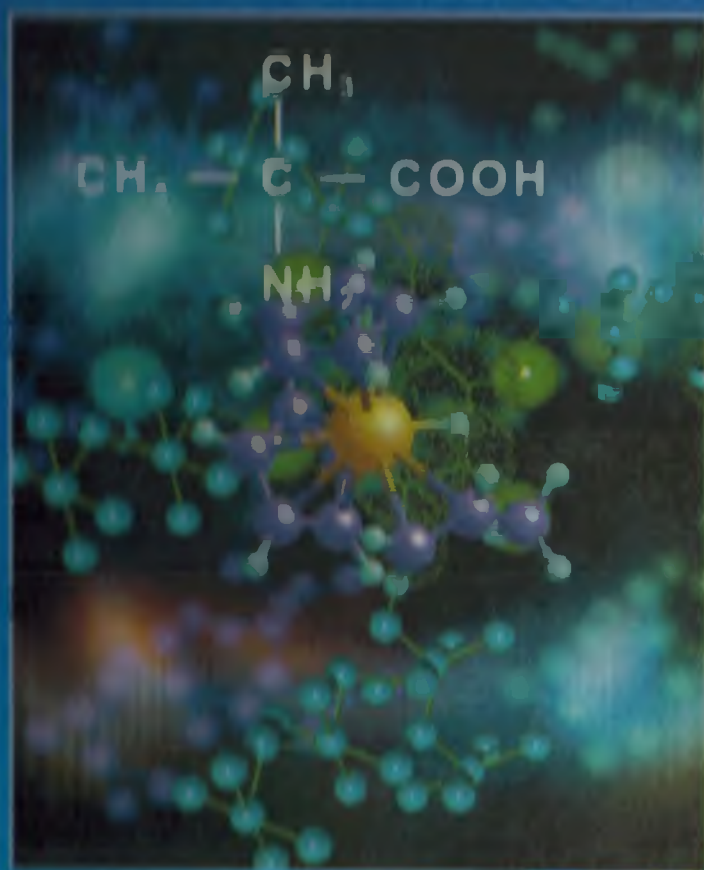


И. АСКАРОВ, К. ГОПИРОВ

# ОСНОВЫ ХИМИИ



И. Аскарлов, К. Гопиров

# ОСНОВЫ ХИМИИ

*Пособие для одарённых учащихся общеобразовательных школ,  
профессиональных колледжей и академических лицеев, а также для  
поступающих в высшие учебные заведения*

Государственное научное издательство  
«Узбекистон миллий энциклопедияси»  
Ташкент-2013

*Рецензенты:*

- Г. Хамрокулов — зав. кафедрой Ташкентского института химической технологии, д.х.н., профессор  
О. Гойипова — преподаватель школы № 34 города Ташкента  
Г. Шоисаева — главный методист Республиканского центра образования  
Ш. Гопиров, Г. Рахимова — преподаватели химии высшей категории специализированной школы № 53 Шахриханского района  
М. Баходирова — преподаватель химии высшей категории школы № 8 города Пойтуга

А-90 Аскарлов, Иброхнм  
Основы химии: учебное пособие / И. Аскарлов, К. Гопиров.  
— Ташкент: «Узбекистон миллий энциклопедияси» Государственное научное издательство, 2013. — 488 с.

Настоящее пособие предназначено для одарённых учащихся общеобразовательных школ, профессиональных колледжей и академических лицеев, а также для поступающих в высшие учебные заведения, в нём освещены задачи предмета химии, история её развития, основные понятия и законы.

УДК:54(075)  
ББК 24.1я722

## Предисловие

Настоящее пособие вобрало в себя знания о химической науке, теми находящейся на службе у человечества, содержит сведения о веществах, используемых в повседневной жизни и во всех сферах народного хозяйства.

Пособие состоит из 16 глав и 152 параграфов, при этом каждая тема начинается с направляющего вопроса. В конце каждой темы приведены вопросы, упражнения и задачи для закрепления полученных знаний. Ответ на направляющий вопрос можно найти при полном освоении каждой конкретной темы.

В данном пособии темы усложняются, число задач и упражнений увеличивается, а их содержание обогащается в соответствии с уровнем одарённости учащихся. В нём даются теоретические знания по Периодическому закону, Периодической системе химических элементов, строению атома, закономерностям движения электронов на энергетических уровнях. Свойства элементов главных подгрупп почти всех групп Периодической системы изложены в свете Периодического закона, окисления-восстановления и теории электролитической диссоциации.

К настоящему времени в Узбекистане разведано более 2700 месторождений полезных ископаемых, где встречаются почти все элементы Периодической системы. В пособии также уделено внимание теоретическим знаниям, необходимы для направленного использования природных минералов Узбекистана.

В пособии приведено более 1000 задач и упражнений, для более 700 из них показаны пути их решения.

Также приведены сведения об известных мировых учёных, внесших достойный вклад в развитие химической науки.

Пособие предназначено для широкого круга читателей, желающих более подробно изучить химию.

Авторы заранее благодарны всем читателям, которые, познакомившись с настоящим пособием, выразят своё мнение и внесут ценные предложения по улучшению настоящего издания.



# ВВЕДЕНИЕ

## § 1. ЗАДАЧИ И РАЗВИТИЕ ХИМИЧЕСКОЙ НАУКИ

Химия, как одна из естественных наук имеет большое значение для народного хозяйства.

Химия — это наука о веществах, их свойствах и превращениях одних веществ в другие.

Химия, основываясь на том, что всё сущее состоит из различного рода химических веществ, изучает их свойства и закономерности взаимопревращения.

Предметом химической науки являются все природные и синтетические вещества.

Земля, вода, воздух, небесные тела в природе, вообще все живые организмы и объекты неживой природы, используемые в повседневной жизни предметы быта, пищевые продукты, лекарственные средства, разные приборы, используемые в различных областях сельского хозяйства и промышленности, словом, всё, что нас окружает, состоит из химических веществ.

Вещества же представляют собой соединения 118 известных на сегодня химических элементов, в том или ином виде взаимодействующих между собой. Вот, почему химия непосредственно привлекается к решению целого ряда таких важных для человечества проблем, как изучение свойств веществ, образованных в результате химических превращений, а также поиск путей их использования. Несуществующие в природе, полученные синтетическим путём полимеры, пластмассы, лекарственные средства, такие волокна, как капрон и нейлон, а также многочисленные запасные части автомобилей и других технических средств, полученных из синтезированных химических соединений, являются результатом труда учёных-химиков.

Природные и синтетические химические вещества широко используются при изготовлении лекарственных средств, продуктов питания, одежды, различного рода устройств, необходимых для жизни, стройматериалов и др. Всё это становится возможным при изучении физических и химических свойств веществ.

Таким образом, изучение физических и химических свойств веществ считается одной из основных задач химии.

В силу того, что жизнь нельзя представить без химической науки, от нас требуется знание закономерностей превращения одних веществ в другие для понимания сущности происходящих вокруг нас химических процессов.

Для того, чтобы вы в будущем стали специалистами в какой-либо области, вам необходимо овладеть первоначальными химическими навыками, знаниями и умениями. Потому что будь то экономист-предприниматель, работник искусства, фермер, рабочий, учёный, врач, юрист, строитель или инженер-представитель любой профессии на протяжении всей своей деятельности находится в непосредственном контакте с веществами, получаемой из них различного рода продукции и химическими процессами.

Человечество издавна использовало химические вещества для удовлетворения своих нужд. В Китае, Египте, Центральной Азии химические вещества и их производные широко использовали в борьбе с сельскохозяйственными вредителями, в производстве различных красителей, для создания архитектурных памятников, в изготовлении одежды.

Несмотря на то, что представления о химических превращениях у людей зародились довольно давно, они долго оставались научно не оформленными. Ещё задолго до нашей эры люди умели извлекать различные металлы из руд, изготавливать стекло, красители, знали различные способы окрашивания тканей. Большие успехи были достигнуты в изготовлении керамических и фарфоровых изделий. В прошлом на протяжении нескольких столетий в науке царствовала алхимия. И хотя все попытки алхимиков были направлены на получение серебра и золота из неблагородных металлов, а также эликсира жизни, они внесли весомый вклад в формирование химии, как науки. Алхимики, пытаясь воплотить свои несбыточные мечты, разработали способы получения стекла, эмали, различных сплавов, кислот, щелочей и различного рода лекарственных средств. Они создали лабораторное оборудование, необходимое для химических экспериментов, среди которых плавильные печи, посуда для перегонки жидкостей. Открытие очень многих химических веществ связано с деятельностью алхимиков.

Алхимия зародилась в Египте в городе Александрия в III—IV вв. н.э., в VII—IX вв. широко распространилась в арабских странах, и начиная с XIII в. — в Европе. Среди алхимиков были известные учёные, которые внесли свой вклад в становление химии как науки.

Джобир ибн Хайём (Гемберн, 721–813) проводил многочисленные исследования свойств ртути, серы и других веществ, а также способов проведения химических экспериментов. Он работал над превращением различных металлов в золото.

Атомистическая теория **Абу Бакра Мухаммада ибн Закарии ар-Рози** (865—925) была близка к теории Демокрита. Он также много работал над получением эликсира жизни и золота.

Его книги имели большое значение для медицинской практики.



**Абу Али ибн Сино** (980—1037) заложил основы закона постоянства состава вещества и первоначальных понятий атомно-молекулярного учения посредством описания лекарств, как веществ, обладающих определённым составом, и их деления на простые и сложные, соответственно.



**Абу Райхон Беруни** (973—1048) внёс достойный вклад в развитие мировой науки трудами в области математики, астрономии, географии, геологии, фармакологии, картографии, минералогии, истории, языкознания и литературы.



**Парацельс**, Филипп Ауреол Теофраст Бомбаст фон Гогенгейм (1493—1541, Швейцария), основатель ятрохимии. Результатом его изысканий явились новые научные сведения о свойствах многих веществ, их взаимных отличиях и химических процессах.



**Хеннинг Бранд** (1630—1710), немецкий алхимик, провёл многочисленные эксперименты по получению «философского камня». В 1669 году открыл фосфор. Он думал, что получил «философский камень», потому что фосфор светился, и долго держал всё это в тайне.



**Роберт Бойль** (1627—1691) английский химик и физик, признавал, что все тела в природе состоят из элементов — мельчайших частиц. Ввёл в химическую науку первоначальную теорию о составе вещества, понятие о химическом анализе и тем самым внёс весомый вклад в развитие химии.

**Джозеф Пристли** (1733—1804), английский химик, философ-материалист, учёный, член Лондонского королевского общества — Английской Академии наук. Он выделял газы в чистом виде, изучал их свойства.



Почти одновременно с К. Шееле открыл кислород. Первым выделил хлористый водород и аммиак.

**Карл Вильгельм Шееле** (1742—1786), шведский химик. Член Шведской Королевской Академии наук. Используя простое лабораторное оборудование, получил перманганат калия, этиловый эфир, бензойную кислоту, глицерин, открыл фтор, хлор, молибден, барий и вольфрам.



**Михаил Ломоносов** (1711—1765), русский ученый в 1740—1750 гг. сформулировал атомно-молекулярное учение, а в 1756 году закон сохранения массы веществ при химических реакциях (закон Ломоносова-Лавуэзе).



**Антуан Лавуэзе** (1743—1794), французский учёный создал научную теорию процессов горения и окисления.

**Джон Дальтон** (1766—1844) английский учёный, основываясь на проведённых экспериментах, изложил основы атомистической теории.

**Дмитрий Менделеев** (1834—1907), русский химик, создатель Периодического закона. Предложил первоначальный вариант Периодической системы элементов, удобный в использовании. В 1869 году им была успешно осуществлена классификация всех известных к тому времени химических элементов, создана Периодическая система элементов.



**Александр Бутлеров** (1828—1886), русский учёный изложил основы теории строения органических соединений. Развитие химической науки также связано с именами таких учёных, как Г. Деви, Н. Бор, М. Цвет, Э. Франкленд, А. Кекуле, В. Морковников, М. Фарадей, Ш. Вюрц, Гей-Люссак, С. Аррениус, Э. Резерфорд, М. Складовская-Кюри, П. Кюри, Н. Зелинский, Н. Зинин, М. Кучеров, А. Фаворский, П. Шорыгин, Н. Семёнов, А. Несмеянов, Н. Кочеткова, В. Сергеев, И. Азербайев, А. Куатбеков, А. Садыков, С. Юнусов, Х. Усманов, М. Набиев, Х. Арипов, А.Т. Махсумов, И.П. Цукерваник и др.

К концу XX века химическая наука стала интенсивно развиваться.

С 1991 г. в Узбекистане открылись огромные возможности для развития химической науки и промышленности, было поставлено производство десятков видов ценнейшей химической продукции за счёт рационального использования подземных месторождений полезных ископаемых.

## § 2. ВКЛАД УЧЁНЫХ-ХИМИКОВ УЗБЕКИСТАНА В ХИМИЧЕСКУЮ НАУКУ

Научные исследования по различным направлениям отраслей химической науки проводятся в Институте общей и неорганической химии, Институте физики и химии полимеров, Институте биоорганической химии, Институте химии растительных веществ Академии наук Республики Узбекистан, в ряде научно-исследовательских лабораторий, на химических факультетах и кафедрах высших учебных заведений.



**С.Ю. Юнусов** (1907—1995), академик АН РУз, доктор химических наук, профессор. Автор более 100 изобретений и более 10 монографий. Основные научные работы в области химии алкалоидов. Под его руководством было охарактеризовано более 2000 алкалоидов из более чем 3600 видов растений, произрастающих в Узбекистане, что определяет его огромный вклад в развитие химии лекарственных растений.



**А.С. Саликов** (1913—1987), академик АН РУз, доктор химических наук, профессор. Автор более 100 изобретений и более 600 научных статей. Основные научные работы в области органической и биоорганической химии. Выделил более 100 алкалоидов. В научной школе, основанной учёным, разработаны химические и биологические методы защиты хлопчатника от поражения вилтом.



**Х.У. Усманов** (1916—1994), академик АН РУз, доктор химических наук, профессор. Автор многочисленных научных работ по переработке отходов хлопково-целлюлозной промышленности и по использованию гузапай в качестве сырья в химической промышленности. Разработал технологию получения немнушихся тканей.

**К.С. Ахмедов** (1914—2003), академик АН РУз, доктор химических наук, профессор. Заслуженный деятель науки Узбекистана. Одним из первых в Узбекистане провёл исследования в области физической и термохимии высокомолекулярных соединений как природных, так и полученных искусственным путем. Проводил научные работы в области физической, коллоидной и полимерной химии.



**Н.А. Парпиев** (1931), академик АН РУз, доктор химических наук, профессор. Заслуженный деятель науки Узбекистана. Научные работы посвящены стереохимии координационных соединений, их строению. Разработал термический способ получения молибдена высокой степени чистоты, а также способ определения молибдена, рения, вольфрама и ртути.



**М.А. Аскарров** (1931), академик АН РУз, доктор химических наук, профессор. Провёл крупные работы в области природных и искусственных полимеров. Один из основоположников химии полимеров в Узбекистане. Под его руководством были получены высоко термостойчивые пластмассы.



**Ю.Т. Ташпулатов** (1932), академик АН РУз, доктор химических наук, профессор. Заслуженный деятель науки Узбекистана. Создал научную школу в области хлопковой целлюлозы. Разработал и внедрил в практику технологию выделения целлюлозы из хлопкового лinta.



**А.Г. Махсумов** (1936), доктор химических наук, профессор. Заслуженный изобретатель Узбекистана. Научные работы посвящены синтезу новых физиологически активных веществ на основе производных пропаргилового спирта и гетероциклических соединений. Предложил современный вариант теории строения. Создал свою научную школу в области органической химии.





**Т.М. Миркомиллов** (1939—2004), академик АН РУз, доктор технических наук, профессор. Научные работы посвящены проблемам химической технологии полимеров, синтезу искусственных волокон, огнеупорных кинофотоплёнок и физиологически активных полимеров.



**Н.Р. Юсупбеков** (1940), академик АН РУз, доктор технических наук, профессор. Заслуженный деятель науки Узбекистана. Лауреат премии Беруни. Научные работы в области химической кибернетики. Создал научную школу по автоматизации производственных процессов.



**А.А. Абдувахобов** (1941), академик АН РУз, доктор химических наук, профессор. Научные работы в области химии элементоорганических соединений и стереохимии, исследования посвящены проблемам тонкого органического синтеза, определению механизма действия низкомолекулярных регуляторов. Разработал методы синтеза феромонов, которые внедрил в сельское хозяйство.



**Ш.И. Салихов** (1944), академик АН РУз, доктор биологических наук, профессор. Заслуженный деятель науки Узбекистана. Создал научную школу по изучению взаимосвязи структуры белков с их действием на организм. Под его руководством был изучен механизм действия фитогормонов хлопчатника, разработана технология получения низкогоSSIPольного шрота.



**С.Ш. Рашидова** (1943), академик АН РУз, доктор химических наук, профессор. Основные научные труды посвящены искусственным полимерам, синтезу лекарственных кровозамещающих полимеров, проблемам разработки экологически безвредной технологии капсулирования активных полимеров.

**С.И. Искандаров** (1939), академик АН РУз. Выделил несколько новых алкалоидов из растений. Предложил новые технологии получения интерполимерного комплексного покрытия для борьбы с ветряной эрозией, а также производства целого ряда уникальных лекарственных средств (левомецитина, витамина Е, мумиё и др.)



**З.С. Салимов** (1940), академик АН РУз. Научные работы связаны с теорией и практикой интенсификации гидродинамических, тепловых, обменных и каталитических процессов химической технологии под действием различных факторов. Им проведены ряд исследований в области процессов и аппаратов химической технологии. Разработал технологию производства авиационного топлива и наладил производство нового топлива Джет А-1, полученного из местной нефти и газоконденсата. Выполненные под руководством З. Салимова научно-исследовательские работы внедрены в практику целого ряда химических заводов нашей республики.



**Х.Н. Арипов** (1940—1998), академик АН РУз. Научные работы посвящены изучению природных биологически активных соединений и получению эффективных химических препаратов.



**М.Ф. Обидова** (1931), академик АН РУз. Научные работы посвящены синтезу катализаторов для гидрокрекинга, используемых в нефтеперерабатывающей промышленности.



В 1997 г. И.Р. Аскарковым и Т.Т. Рискиевым была обоснована и введена новая специальность «Классификация и сертификация товаров на основе химического состава». В развитии этой новой химической специальности огромное значение имеют результаты научных исследований, проводимых узбекскими учёными А.А. Ибрагимовым, Г.Х. Хамрокуловым, М.А. Рахимжоновым, М.Ю. Исаковым, К.М. Каримкуловым, О.А. Ташпулатовым, А.А. Намазовым, Б.Й. Абдуганиевым, Ш.М. Миркамиловым, М. Шодиевым, Н.Х. Тухтабаевым, О. Кулимовым и др.



# ГЛАВА I

## ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

### § 3. ВЕЩЕСТВО И ЕГО СВОЙСТВА

*Если вы хотите воспользоваться каким-либо телом, необходимо в первую очередь узнать свойства веществ, входящих в его состав. Для чего?*

Химия, биология, география, физика - науки о природе. А природа - это воздух, вода, земля, солнце, луна, растения, животные и люди.

Предметы, окружающие нас: дома, автомобили, ручки, карандаши, бытовые принадлежности, книги — это тела. Химический стакан, колба, пробирка также тела, изготовленные из стекла (рис. 1). Столовые приборы изготавливаются из алюминия, серебра. Алюминий, серебро, вода, стекло, сера, мел, сахар, кислород, азот, железо представляют собой вещества.

Из одних и тех же веществ можно изготовить различные предметы и наоборот — одни и те же предметы можно изготовить из разных веществ.

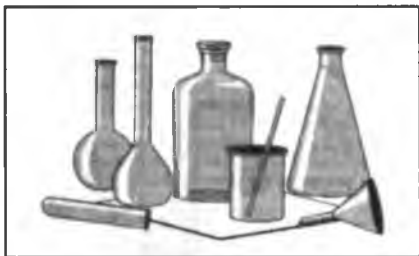


Рис.1. Стекланные предметы.

В природе существование очень многих веществ не зависит от человека. Несмотря на то, что мы не видим воду в воздухе, она присутствует в нём. Мы не видим кислород и не думаем о нём, а он входит в состав воздуха, мы им дышим. Поэтому можно сказать, что вещества существуют вне зависимости от тел.

**Свойства веществ.** Сахар, соль, мел, сера — **твёрдые вещества**. Вода, спирт и серная кислота — **жидкости**.

Как отличить друг от друга вышеперечисленные твёрдые вещества? Сахар, соль и мел *белые*, а сера *жёлтая*, таким образом они *отличаются по цвету*. Если добавить эти белые вещества в воду, мел не растворится, а соль и сахар растворятся. Соль отличается от сахара по вкусу.

Вышеприведённые жидкости бесцветны. Как их различить? Спирт обладает резким запахом, серная кислота и вода не имеют запаха. Вода и серная кислота имеют разные значения плотности:

$$\rho_{\text{воды}} = 1000 \text{ кг/м}^3, \text{ а } \rho_{\text{серной кислоты}} = 1840 \text{ кг/м}^3.$$

Вода, спирт и серная кислота обладают разными температурами кипения:  $t_{\text{кип. воды}} = 100^\circ\text{C}$ ,  $t_{\text{кип. спирта}} = 78^\circ\text{C}$ ,  $t_{\text{кип. серной кислоты}} = 338^\circ\text{C}$ .

Вещества и их свойства не зависят от человека, они воздействуют на наши органы чувств, и мы видим их цвет, чувствуем их вкус и запах и по этим признакам различаем их (рис. 2).

Основные физические свойства, позволяющие отличить друг от друга все вещества, имеющиеся в природе:

- Агрегатное состояние веществ:
  - газообразные;
  - жидкости;
  - твёрдые.
- Цвет
- Запах
- Вкус
- Растворимость в воде
- Плотность
- Тепло- и электропроводность
- Температура плавления и кипения
- Ковкость
- Способность намагничиваться
- Твёрдость

Твёрдость вещества определяется по шкале Мооса. По этой шкале определяют твёрдость веществ в сравнении с принятыми эталонными значениями. Самое твёрдое вещество — **алмаз**, а самое мягкое — **тальк**:

|              |             |
|--------------|-------------|
| Алмаз — 10   | Апатит — 5  |
| Корунд — 9   | Флюорит — 4 |
| Топаз — 8    | Кальцит — 3 |
| Кварц — 7    | Гипс — 2    |
| Ортоклаз — 6 | Тальк — 1   |

Цвет, запах, плотность, вкус, твёрдое, жидкое и газообразное агрегатное состояние — свойства вещества.

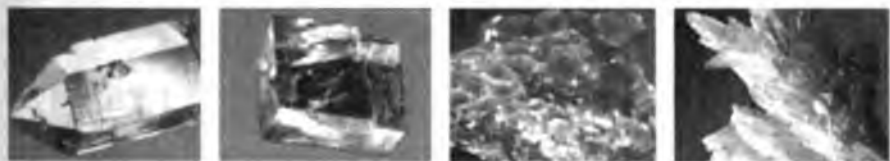


Рис. 2. Минералы, встречающиеся в природе.

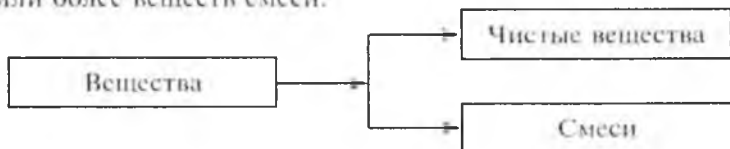
### Вопросы и задания

1. Приведите примеры известных тел. Из каких веществ состоят неречисленные тела?
2. Назовите 2 известных вещества и с какой целью они используются.
3. Какими свойствами может обладать вещество?
4. Назовите известные стройматериалы. Где в строительстве они применяются?
5. Какие вещества используют в электротехнике и для чего?
6. Укажите различия изученных веществ по их свойствам.

## § 4. ЧИСТЫЕ ВЕЩЕСТВА И СМЕСИ

*Вы часто используете такие словосочетания, как «чистая вода», «чистый сахар». Какой смысл слова «чистый» в этих словосочетаниях?*

Различают индивидуальные чистые вещества и состоящие из двух или более веществ смеси.



- Вещества, состав и свойства которых одинаковы по всему объёму, называются чистыми.
- Смесь обладает переменным составом и может быть разделена на индивидуальные вещества физическими методами.

Для разделения смесей на индивидуальные вещества пользуются такими специальными методами, как отстаивание, фильтрование, перегонка, экстракция, воздействие магнитом, сублимация, хроматография, зональное сжижение.

Как было сказано выше, у чистых веществ состав и свойства одинаковы по всему объёму. Такие вещества называют гомогенными (однородными).

Если растворить поваренную соль или сахар в воде, образуется прозрачный раствор. Эта смесь имеет однородный состав и свойства по всему объёму, но в отличие от чистых веществ, её свойства могут меняться при изменении количества составных компонентов (если растворить 1 чайную ложку соли в стакане воды, то раствор замерзает при  $-2^{\circ}\text{C}$ , а если столовую ложку — то при  $-4^{\circ}\text{C}$ ). Такие смеси называют гомогенными. А если попробовать растворить почву в воде? Почва в воде не растворяется, образуется суглинок. Такую неоднородную смесь называют гетерогенной, и её можно легко разделить на гомогенные составные компоненты.



Примерами чистых веществ могут служить водяной пар, медная проволока, а смесей – йодированная поваренная соль, мёд, молоко, растительное масло.

Для полного определения свойств веществ необходимо по возможности получить вещество в чистом виде. Иногда даже незначительная примесь может резко изменить свойства вещества.

Почти всё, что мы с вами используем в повседневной жизни, это смеси.

Чистые вещества в природе почти не встречаются. В природе вещества встречаются в виде смесей, иногда довольно многокомпонентных. В природной воде всегда имеются растворимые соли и газы. Смеси часто получают название преобладающего в них компонента (в железной ложке содержание железа составляет более 90%, а в алюминиевой — алюминия более 99%).

Для указания степени чистоты химических веществ, пользуются специальными знаками: технический (т.), чистый (ч.), чистый для анализа (ч.д.а.), химически чистый (х.ч.), особо чистый (о.с.ч.).

Словосочетание «чистое вещество», используемое нами повседневно, является относительным. Так, воду, пригодную для питья, мы называем чистой, а ту, что нельзя использовать для питья и гигиены — грязной.

В химии если мы говорим о каком-либо веществе или собираемся проводить с ним эксперимент, мы подразумеваем чистое вещество.

«Технически» чистое вещество содержит много примесей, у других веществ со степенью чистоты в вышеприведённом ряду содержание примесей уменьшается. Особо чистые вещества отличаются высокой степенью чистоты, но в них всё же могут иметься примеси в незначительных количествах.

Вещества в составе смесей можно выделить в чистом виде, используя их специфические свойства.

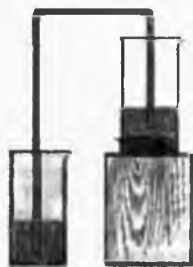


Рис. 3. Отстаивание суглинка в воде и получение чистой прозрачной воды.

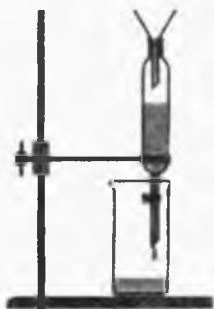


Рис. 4. Делительная воронка для разделения несмешивающихся жидкостей.

Разделение смесей на составные компоненты:

### **1. Гетерогенные смеси**

Частички веществ, входящих в состав гетерогенных смесей, можно увидеть невооружённым глазом или с помощью микроскопа. Компоненты таких смесей можно разделить отстаиванием или фильтрованием.

**Отстаивание.** Гетерогенные смеси - неустойчивые системы, поэтому со временем составные компоненты могут в зависимости от плотности либо выпадать в осадок, либо всплывать на поверхность жидкой фазы.

В случае отстаивания воды с суглинком можно наблюдать, как частички почвы и песка выпадают в осадок, а в случае молока-сливки всплывают на поверхность.

Осаждённые таким образом частицы можно отделить методом **декантации** (рис. 3).

**Разделение с помощью делительной воронки жидкостей, не смешивающихся друг с другом и имеющих разную плотность.**

Для разделения смеси, состоящей из 2 жидкостей, не смешивающихся друг с другом и обладающих различной плотностью, можно использовать делительную воронку (рис. 4).

**Фильтрование.** Гетерогенные смеси, которые тяжело и долго отстаиваются, можно разделить на составные части фильтрованием (рис. 5).

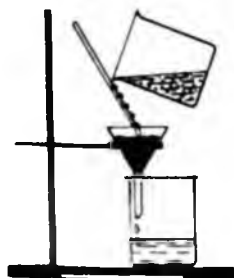


Рис. 5. Метод фильтрования.

**Разделение с помощью магнита.** Одним из свойств железа является его способность намагничиваться. Из железосодержащих смесей можно выделить железо, используя магнит.

### **2. Гомогенные смеси**

В гомогенных смесях размеры частиц очень малы, их нельзя разделить отстаиванием или фильтрованием. Для разделения таких смесей используют выпаривание или дистилляцию.

**Выпаривание.** Для выделения соли из её водного раствора используют метод выпаривания. Например, выпаривание раствора поваренной соли приводит к выделению соли в чистом виде. Для этого на кольцо железного штатива, снабжённого асбестовой сеткой, ставят раствор поваренной соли в фарфоровой чашке, который медленно и осторожно нагревают. Вода испаряется, а соль остаётся на дне фарфоровой чашки (рис. 6).



Рис. 6. Метод выпаривания.

**Дистилляция.** В этом случае используют различие температур кипения жидкостей, со-

ставляющих смесь. Если смесь из 2 жидкостей осторожно нагреть, то сначала будет перегоняться жидкость с низкой температурой кипения. Пары этой жидкости будут охлаждаться и конденсироваться (рис. 7).

**Хроматография.** Основываясь на различной способности к адсорбции на сорбенте (например, фильтровальной бумаге) веществ в составе смеси, их можно выделить по отдельности. К примеру, если пропитать фильтровальную бумагу чернилами, то вода и цветные компоненты будут адсорбироваться по-разному.

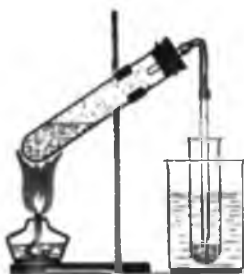
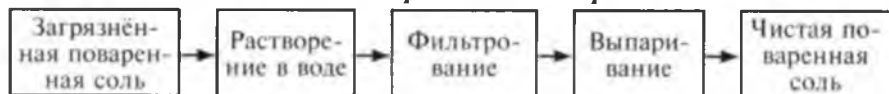


Рис. 7. Метод дистилляции.

#### Схема очистки загрязнённой поваренной соли



#### Приготовление фильтра из фильтровальной бумаги



#### Вопросы и задания

1. Укажите, какие из нижеприведённых объектов являются чистыми веществами, а какие - смесями: вода, мёд, золото, чернила, молоко, железо.
2. Что означает слово «гомогенный»? Молоко гомогенно или гетерогенно?
3. В чём сходство между технической поваренной солью, йодированной поваренной солью и железной ложкой?
4. Вам выдали порошок белого цвета (смесь поваренной соли с мелом). Докажите, что это смесь.
5. Вам выдали смесь серы, железных опилок и сахара. Предложите способ разделения этой смеси на отдельные компоненты.

## § 5. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЕ УЧЕНИЕ. РЕАЛЬНОСТЬ СУЩЕСТВОВАНИЯ АТОМОВ И МОЛЕКУЛ. ХИМИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ. ХИМИЧЕСКИЙ СИМВОЛ

*Атом или молекула является мельчайшей частицей вещества, сохраняющей его свойства?*

Древнегреческие учёные выдвинули идею о том, что всё сущее состоит из мельчайших частиц — атомов (от греч. **атомос** — неделимый), но у них не было возможности доказать это экспериментальным путём.

Действительно ли атом — мельчайшая неделимая частица вещества?

Великие мыслители Джобир ибн Хайём, Ахмад аль-Фергани, Абу Бакр Мухаммад ибн-Закария ар-Рози, Абу Наср Фараби, Абу Райхон Беруни, Абу Али ибн Сино в своих трудах признавали сложность мироздания, непрерывное изменение тел и среды, то, что причиной многих событий и явлений являются мельчайшие невидимые глазом элементы, природу которых они пытались объяснить.

В средние века эти научные идеи получили развитие в Европе, идеи атомно-молекулярного учения, выдвинутые в результате исследований М.В. Ломоносовым, Дж. Дальтоном, А. Авогадро и др., основывались на реальности существования атомов и молекул, и в 1860 году на проходившем в Карлсруэ Всемирном конгрессе химиков были приняты объяснения понятий «атом» и «молекула». Атомно-молекулярное учение было принято всеми учёными, и с тех пор все химические превращения начали рассматриваться с позиций атомно-молекулярного учения.

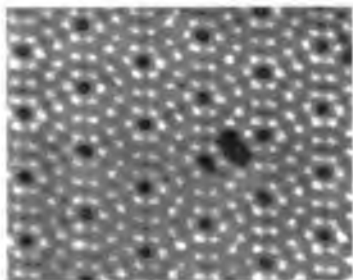
В настоящее время основные положения атомно-молекулярного учения формулируются следующим образом:

- Вещества состоят из молекул — мельчайших частиц, сохраняющих все химические свойства вещества.
- Молекулы состоят из атомов.
- Атомы имеют сложное строение, состоят из электронов, протонов, нейтронов и др. микрочастиц.
- Молекулы и атомы находятся в непрерывном движении.

Атомно-молекулярное учение — одна из основных теорий естественных наук, которая утверждает единство материального мира.

Молекулы, хоть и не изменяются при физических явлениях, претерпевают изменения при химических.

В настоящее время имеется возможность установить размеры молекулы, рассчитать её массу, определить порядок связывания атомов в молекуле. Фотоснимки некоторых молекул и атомов получают с помощью электронного микроскопа (рис. 8).



**Рис. 8.** Фотоснимок атомов кремния, полученный с помощью электронного микроскопа.

Из курса физики известно, что при изменении температуры тела изменяется его объём, так как вещества состоят из мельчайших частиц — атомов или молекул; при повышении температуры расстояние между ними увеличивается, а при охлаждении уменьшается.

Невооружённым глазом мы не можем видеть атом или молекулу, но их действительно можно увидеть с помощью электронного микроскопа и заснять.

Между молекулами существуют силы притяжения и отталкивания. Молекулы обладают массой, размерами, химическими свойствами. Различные молекулы обладают разным составом, массой, размерами, свойствами, отличающими их друг от друга.

Например, молекулы йода и воды отличны друг от друга.



Молекулы находятся в непрерывном движении. Из уроков ботаники Вам известно, что в 1827 году английский учёный Броун, наблюдая за движением твёрдых частиц в жидкости под микроскопом, установил, что они движутся непрерывно. Сейчас такое движение называют броуновским, оно показывает, что молекулы жидкости находятся в непрерывном хаотическом движении (рис. 9).

Молекулы одного вещества могут распространяться среди молекул другого вещества, такое явление называется *диффузией*.

Броуновское движение, диффузия (например, распространение запаха в воздухе), растворение сахара в воде и другие подобного рода явления доказывают существование молекул и их непрерывное движение.

- Молекула — мельчайшая частица данного вещества, проявляющая все его свойства.
- Молекула состоит из связанных между собой атомов.

Молекулы состоят из атомов. Если разложить воду с помощью электрического тока на специальном приборе, то объём одного из 2 полученных газов будет вдвое больше другого. Газ, полученный с большим объёмом, горит. Это водород. Газ, полученный в меньшем объёме, не горит, но поддерживает горение. Это кислород. Оба вещества в эксперименте получены из воды, потому что молекулы воды состоят из ещё более мелких атомов водорода и кислорода.

- При химических реакциях молекулы распадаются на атомы или изменяют свой состав.
- Атомы в химических реакциях остаются практически неизменными.



Рис. 9. Сублимация йода.



- Атомы составляют молекулы.
- Атом, молекула, вещество - виды движения материи.
- Химическая реакция (химическое превращение) — своеобразный вид движения атомов. Это химическая форма движения материи.
- Определённый вид атома называется химическим элементом.

В природе существуют атомы, обладающие различной массой, размером и свойствами. На сегодняшний день 118 видов атомов - 118 элементов. Объекты живой и неживой природы состоят в основном из этих элементов.

Каждый химический элемент имеет своё название и символ.

Химический символ выражается одной или двумя буквами своего латинского названия.

Например, Н (аш)- химический символ водорода, взятый от начальной буквы его латинского названия (Hydrogenium-от лат. «рождающий воду»); Hg (от лат. Hydrargirum)- химический символ ртути, взятый от начальной и ещё одной буквы её латинского названия.

Таблица 1

### Сведения о некоторых химических элементах

| №  | Названия элементов |             | Химический символ | Произношение символа | A <sub>r</sub> | Валентность |
|----|--------------------|-------------|-------------------|----------------------|----------------|-------------|
|    | Русское            | Латинское   |                   |                      |                |             |
| 1  | Водород            | Hydrogenium | H                 | Аш                   | 1              | 1           |
| 2  | Углерод            | Carbonium   | C                 | Це                   | 12             | 2,4         |
| 3  | Азот               | Nitrogenium | N                 | Эн                   | 14             | 1,2,3,4,5   |
| 4  | Кислород           | Oxygenium   | O                 | О                    | 16             | 2           |
| 5  | Магний             | Magnesium   | Mg                | Магний               | 24             | 2           |
| 6  | Алюминий           | Aluminium   | Al                | Алюминий             | 27             | 3           |
| 7  | Кремний            | Silicium    | Si                | Силициум             | 28             | 4           |
| 8  | Фосфор             | Phosphorus  | P                 | Пэ                   | 31             | 3,5         |
| 9  | Сера               | Sulfur      | S                 | Эс                   | 32             | 2,4,6       |
| 10 | Хлор               | Chlorum     | Cl                | Хлор                 | 35,5           | 1,3,5,7     |
| 11 | Кальций            | Calcium     | Ca                | Кальций              | 40             | 2           |
| 12 | Железо             | Ferrum      | Fe                | Феррум               | 56             | 2,3         |
| 13 | Медь               | Cuprum      | Cu                | Купрум               | 64             | 1,2         |
| 14 | Олово              | Stannum     | Sn                | Станнум              | 119            | 2,4         |



- Относительная атомная масса - величина, показывающая, во сколько раз масса атома элемента тяжелее  $1/12$  массы изотопа углерода —  $12\ (^{12}_6\text{C})$ .

Величина, равная  $1/12$  массы атома изотопа углерода —  $12\ ^{12}_6\text{C}$ ,  $\frac{12\text{ а.е.м.}}{12} = 1\text{ а.е.м.}$ , называется атомной единицей массы (а.е.м.).

- $1\text{ а.е.м.} = 1,66 \cdot 10^{-27}\text{ кг}$

Например, абсолютная масса атома кислорода равна  $26,60 \cdot 10^{-27}\text{ кг}$ . Его относительная атомная масса  $A_r(\text{O}) = \frac{26,6 \cdot 10^{-27}}{1,66 \cdot 10^{-27}} = 16$ . Значит, атом кислорода тяжелее  $1/12$  массы атома углерода-12 в 16 раз.

Таблица 2

### Значения абсолютных и относительных масс атомов некоторых элементов

| № п/п | Химический элемент | Абсолютная масса одного атома (кг) | Относительная атомная масса ( $A_r$ ) а.е.м. |
|-------|--------------------|------------------------------------|----------------------------------------------|
| 1     | Водород            | $1,67 \cdot 10^{-27}$              | 1                                            |
| 2     | Углерод            | $19,93 \cdot 10^{-27}$             | 12                                           |
| 3     | Кислород           | $26,60 \cdot 10^{-27}$             | 16                                           |
| 4     | Азот               | $23,24 \cdot 10^{-27}$             | 14                                           |
| 5     | Фосфор             | $51,46 \cdot 10^{-27}$             | 31                                           |
| 6     | Кальций            | $66,40 \cdot 10^{-27}$             | 40                                           |
| 7     | Медь               | $104,58 \cdot 10^{-27}$            | 64                                           |
| 8     | Ртуть              | $332,00 \cdot 10^{-27}$            | 201                                          |

- Относительная атомная масса — количественная характеристика элемента.

### Решение типовых задач

1. Относительная атомная масса аргона равна 39,948. Рассчитайте его абсолютную массу.

Решение: 1)  $A_r(\text{Ar}) = 39,948$

2) Мы знаем, что  $1\text{ а.е.м.} = 1,66 \cdot 10^{-27}\text{ кг}$ .

$$3) A_r = \frac{\text{Абсолютная масса атома}}{1 \text{ атомная единица массы}}$$

$$4) M_{\text{абсолют}} = A_r \cdot 1 \text{ а.е.м.} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг} \cdot 39,948 = 66,31368 \cdot 10^{-27} \text{ кг.}$$

Ответ:  $66,31368 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$

2. Абсолютная масса атома меди равна  $105,486 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$ . Рассчитайте его относительную атомную массу.

Решение: для того чтобы рассчитать относительную атомную массу, нужно абсолютную массу атома поделить на атомную единицу массы (а.е.м.):

$$A_r / \text{Cu} = (105,486 \cdot 10^{-27} / 1,66 \cdot 10^{-27}) = 63,546$$

Ответ: 63,546

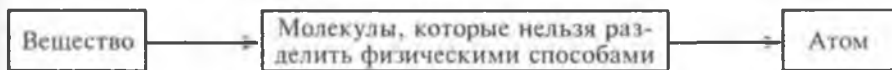
### Вопросы и задания

1. Какие существуют количественные характеристики атомов?
2. Что такое относительная атомная масса?
3. В каких единицах измеряют диаметр атома?
4. Ниже приведены абсолютные массы атомов. Найдите их относительные массы: 1) железо  $93,13 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$ ; 2) водород  $1,67 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$ ; 3) уран  $396,67 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$ .

## § 7. ХИМИЧЕСКОЕ ВЕЩЕСТВО – СОВОКУПНОСТЬ АТОМОВ И МОЛЕКУЛ

*Могут ли химические элементы, входящие в состав сложного вещества, проявлять собственные свойства?*

Каждое вещество имеет свой определённый состав.



Зная о разнообразии окружающего мира, его постоянной изменчивости, человек не может не удивляться тому, что в его состав входит всего лишь 118 элементов. Их место и распространённость в природе также неодинакова. 90% массы всех добываемых на земле полезных ископаемых в основном составляют 5 элементов: кислород, кремний, алюминий, железо и кальций. Тело человека в основном состоит из 3 элементов: кислорода, водорода и углерода. Более 20 известных элементов встречаются в природе в очень малых количествах или получают только в лабораториях.

Для того чтобы доказать, что молекулы состоят из атомов, проведём электролиз воды. В процессе электролиза вода разлагается на составные части, образуя водород и кислород.

## Сравнение свойств воды, водорода и кислорода

| № | Свойство                           | Вода      | Водород   | Кислород |
|---|------------------------------------|-----------|-----------|----------|
| 1 | Агрегатное состояние (20°C, 1 атм) | жидкость  | газ       | газ      |
| 2 | Температура кипения                | 100°C     | -253°C    | -183°C   |
| 3 | Плотность (20°C, 1 атм)            | 1,00 г/мл | 0,090 г/л | 1,43г/л  |
| 4 | Горючесть                          | нет       | есть      | нет      |

Из таблицы видно, что свойства воды отличаются от свойств образующих её элементов. Элементы, образуя новое вещество, теряют свои первоначальные свойства.

- Вещество, способное при разложении образовывать 2 или более веществ, называется химическим соединением.

Молекулы воды можно разложить на водород и кислород. Однако молекулы водорода и кислорода, являясь простыми веществами, далее не могут распадаться, образуя другие вещества. Водород и кислород — простые вещества. Простые вещества состоят только из одного типа атомов. Поэтому химическое вещество — совокупность атомов и молекул.

**Вопросы и задания**

1. В чём разница между испарением воды при кипении и её разложением под действием электрического тока?
2. Сопоставьте свойства воды и образующих её элементов.
3. Что такое химическое соединение?
4. Можно ли получить другие вещества при разложении натрия и хлора? Почему?

## § 8. МОЛЕКУЛЯРНЫЕ И НЕМОЛЕКУЛЯРНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

*Сравните кислород с поваренной солью, графитом или железом.*

Молекула состоит из группы взаимосвязанных атомов. Вещества молекулярного строения состоят из одинаковых молекул, поэтому их состав неизменен (их называют дальтонидами в честь английского учёного Дж. Дальтона, впервые охарактеризовавшего их).

Обычно вещества в газообразном состоянии обладают молекулярным строением. У веществ в твёрдом и жидком состоянии расстояние между частицами меньше, а силы взаимодействия — больше. Эти силы, связывающие их друг с другом, и определяют их существование в твёрдом или жидком состоянии.

К веществам немолекулярного строения относятся в основном твёрдые вещества, имеющие кристаллическую структуру. В узлах кристаллической решётки таких веществ находятся не молекулы, а атомы или другие частицы.

К веществам молекулярного строения помимо газообразных веществ относят также твёрдые вещества, в узлах кристаллической решетки которых находятся молекулы (лёд, «сухой лёд» —  $\text{CO}_2$ , йод, нафталин). Молекулы, расположенные в узлах кристаллической решётки связаны между собой слабее, чем атомы или ионы, что объясняет их летучесть и сравнительно низкие температуры кипения.

Если в узлах кристаллической решетки расположены атомы, то такие вещества обладают высокой температурой плавления и твёрдостью (алмаз).

Если в узлах кристаллической решётки находятся ионы, то такие вещества обладают высокой температурой плавления и нелетучи (поваренная соль).

Если в узлах кристаллической решётки находятся атомы металлов или их положительно заряженные ионы, то между ними имеются свободные электроны. Блеск, пластичность, электро- и теплопроводность металлов связаны именно с этим.

Вышеприведённые свойства веществ, связанные со структурой кристаллических решёток, будут более подробно изложены в разделе «Химическая связь» учебника.

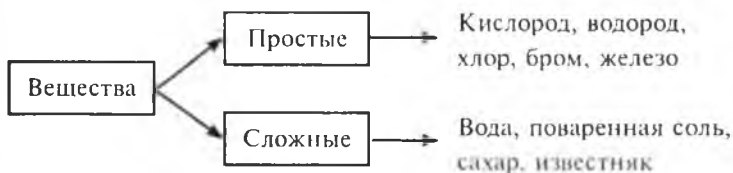
### Вопросы и задания

1. В чём различие между веществами молекулярного и немолекулярного строения?
2. Приведите по 10 примеров веществ молекулярного и немолекулярного строения.

## § 9. ПРОСТЫЕ И СЛОЖНЫЕ ВЕЩЕСТВА

*Является ли используемый сахар (сахароза) простым или сложным веществом? А грифель карандаша (графит)?*

Вещества в зависимости от типа входящих в их состав атомов (одного или более) делятся на 2 группы.



Кислород



Хлор



Бром



Рис. 10. Белый и красный фосфор

К настоящему времени известно 118 элементов, каждый из которых можно принять за простое вещество. Наряду с этим некоторые из них образуют несколько *аллотропных видоизменений*. При этом в составе вещества меняется число атомов или особенности связи.

Углерод образует такие вещества, как алмаз, графит, фуллерен.

Сера образует простые вещества ромбической и пластической, кристаллической и аморфной формы.

Фосфор образует красную, белую и чёрную модификации (рис. 10).

Кислород образует озон.

Явление аллотропии даёт возможность наглядно показать разницу между элементом и простым веществом. Например, углерод — химический элемент, т.е. совокупность определённого вида атомов. Его свойства характерны и неизменны только для него. Но разница между грифелем карандаша — графитом и драгоценным камнем — алмазом сильно ощутима (самостоятельно сопоставьте свойства алмаза и графита).

Графит и алмаз являются аллотропными видоизменениями углерода, один из них может быть получен из другого, при этом их свойства сильно изменяются. Несмотря на то, что их принимают за разные вещества, потому что их свойства различны, их состав одинаков: это — атомы углерода. То, что эти 2 отличных друг от друга вещества состоят из атомов одного и того же элемента, можно узнать по их отношению к кислороду: сгорая на воздухе или в атмосфере кислорода, они образуют один и тот же продукт — углекислый газ.

Термин «аллотропия» (от греч. «другое свойство») ввёл в 1840 году шведский химик Я. Берцеллиус. В настоящее время известно более 400 простых веществ, образованных атомами различных элементов (химических элементов — 118).

- Способность атомами одного элемента образовывать несколько простых веществ называется аллотропией.

Кроме того, кислород, водород, азот, хлор, железо, медь, алюминий, золото, серебро — простые вещества.

Сложные вещества образуются при взаимодействии атомов двух и более химических элементов. Примером тому могут служить вода, поваренная соль, сахар, углекислый газ, серная кислота, ук-

сусная кислота и др. Число сложных веществ в настоящее время превышает несколько миллионов.

Углекислый газ состоит из 2 типов атомов, поэтому принадлежит к сложным веществам. Молекула углекислого газа состоит из одного атома углерода и 2 атомов кислорода.



Атомы углерода, соединяясь с атомами кислорода, образуют сложное вещество, называемое угарным газом. В молекуле угарного газа имеется 1 атом углерода и 1 атом кислорода. Угарный газ образуется при неполном сгорании угля, он очень ядовит.

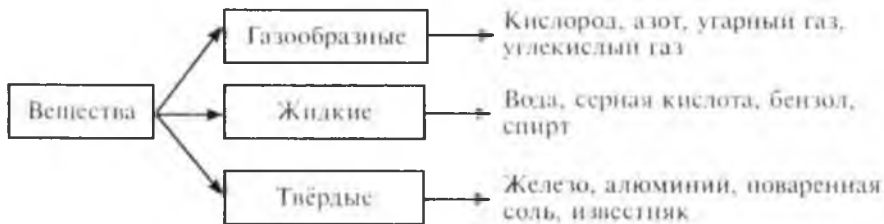
### Вопросы и задания

1. В чём различие между чистыми и простыми веществами? Приведите примеры простых веществ.
2. В чём различие между смесями и сложными веществами. Приведите примеры сложных веществ.
3. Что такое аллотропия? Приведите примеры.
4. Приведите пример элемента, образующего несколько простых веществ.

## § 10. АГРЕГАТНОЕ СОСТОЯНИЕ ВЕЩЕСТВА

*Может ли одно и то же вещество находиться в 3 агрегатных состояниях?*

Вещества по агрегатному состоянию делятся на 3 группы.

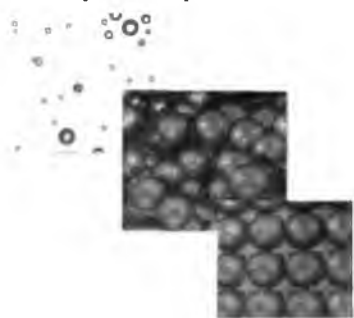


- Газы не обладают определённым объёмом и формой. Они принимают форму и объём занимаемого сосуда. Для того чтобы поместить газ в малый сосуд, его сжимают, а в большом сосуде он, расширяясь, занимает весь его объём. Расстояние между молекулами в газах значительно больше таковых в жидкостях и твёрдых веществах.
- Жидкости не обладают определённой формой, они принимают форму заполняемого сосуда, при этом для занятия всего объёма они не расширяются, как газы. Жидкости обладают определённым объёмом. Сжать их реально довольно трудно.



- Твёрдые вещества в отличие от газов и жидкостей обладают механической прочностью, определённым размером и формой.

В жидкостях и твёрдых веществах расстояние между атомами и молекулами сравнительно меньше, чем у газов.



**Рис. 11.** Газообразное, жидкое и твёрдое состояние вещества.

Газообразность, жидкость и твёрдость — агрегатные состояния вещества (рис. 11).

Агрегатное состояние вещества зависит от температуры и давления. Вода при температуре выше  $100^{\circ}\text{C}$  находится в газообразном (парообразном) состоянии, в интервале температур от  $0^{\circ}\text{C}$  до  $100^{\circ}\text{C}$  вода — жидкость, а при температуре ниже  $0^{\circ}\text{C}$  — в твёрдом состоянии (в виде льда).

Изменение агрегатного состояния, например, превращение льда в воду — физическое явление. Здесь не образу-

ется новое вещество, не наблюдается изменение состава вещества.

Обычно под воздействием таких факторов, как температура и давление, происходит последовательный переход «газ  $\leftrightarrow$  жидкость  $\leftrightarrow$  твёрдое вещество».

Но некоторые вещества переходят из твёрдого состояния в газообразное, минуя жидкое. Таким свойством обладают «сухой лёд» — углекислый газ, йод, нафталин.

- Сублимация — явление, при котором вещество из твёрдого состояния сразу переходит в газообразное.

### **Вопросы и задания**

1. В каких агрегатных состояниях встречаются вещества в природе? Что Вы понимаете под агрегатным состоянием вещества?
2. Какими свойствами обладают газы? Прокомментируйте свойства газов.
3. Какими свойствами обладают жидкости? Прокомментируйте свойства жидкостей.
4. Какими свойствами обладают твёрдые вещества? Прокомментируйте свойства твёрдых веществ.
5. Приведите примеры веществ, которые переходят из твёрдого состояния в газообразное, минуя жидкое.

## § 11. ПОНЯТИЕ О ХИМИЧЕСКОЙ ФОРМУЛЕ, ВАЛЕНТНОСТИ И ИНДЕКСАХ

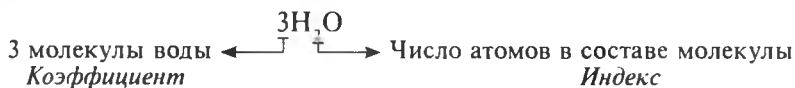
*Что означает запись «НОН»?*

Каждый атом элемента, входящий в состав вещества, имеет свой химический символ. Таким образом, состав вещества может выражаться символами атомов, из которых оно состоит. Иными словами, состав вещества может выражаться химической формулой.

**Химическая формула:**

- выражает с помощью химических символов и индексов состав вещества; например, вода —  $\text{H}_2\text{O}$ .
- указывает, из каких элементов состоит вещество (качественный состав);
- указывает, сколько атомов каждого элемента входит в состав 1 молекулы вещества (количественный состав);

Молекула воды состоит из 2 атомов водорода (H) и одного атома кислорода (O), формула которой выражается в виде  $\text{H}_2\text{O}$ . В ней цифра 2, указанная в правой нижней части от химического символа водорода, называется *индексом* и означает число атомов водорода в составе молекулы воды. Вообще, цифры, приведённые в нижней правой части от химических символов элементов, указывают число атомов данного элемента в составе 1 молекулы вещества. Большая цифра, стоящая перед химическим знаком или формулой, называется *коэффициентом*, который показывает число отдельных атомов и молекул. Например,



**Валентность.** Атом одного элемента может присоединить определённое число атомов другого элемента. Для правильного написания формул веществ, нужно иметь понятие о таком важном свойстве элемента, как валентность.

- Валентностью называется свойство атомов одного элемента присоединять определённое число атомов другого элемента.

Атом водорода никогда не присоединяет больше 1 атома другого элемента. Поэтому валентность водорода взята за основу определения валентности других элементов.

Если элемент присоединяет 1 атом водорода, значит, его валентность равна 1 и он считается одновалентным. Если элемент присоединяет 2 атома водорода, он двух-; если 3 — трёхвалентный и т.д. Например, в молекуле  $\text{HCl}$  хлор одновалентен, в  $\text{H}_2\text{O}$  кислород двухвалентен; в  $\text{NH}_3$  азот трёхвалентен.

Некоторые элементы имеют *постоянную валентность*: Na, K, H — всегда одновалентны; Ca, Mg — всегда двухвалентны; Al — всегда трёхвалентен.

Многие элементы имеют *переменную валентность*: Например, железо в  $\text{FeO}$  двухвалентно, а в  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  трёхвалентно; медь в  $\text{Cu}_2\text{O}$  одновалентно, а в  $\text{CuO}$  двухвалентно; сера с водородом и металлами ( $\text{H}_2\text{S}$  и  $\text{Na}_2\text{S}$ ) двухвалентна, в соединениях с кислородом ( $\text{SO}_2$  и  $\text{SO}_3$ ) четырёх- и шестивалентна, соответственно. Кислород обычно двухвалентен.

Валентность обычно выражают римскими цифрами либо над химическим символом элемента, либо рядом в скобках: Cu(II), Cu(I)

Валентность элементов можно узнать из формулы, и наоборот: зная валентность, можно составить химическую формулу.

- В формуле соединения, состоящего из 2 элементов (бинарное соединение) произведение валентности одного элемента на число его атомов равно произведению валентности другого на число его атомов.

Например, в молекуле  $\text{N}_2\text{O}_3$  2 атома азота имеют валентность III, а 3 атома кислорода имеют валентность II. Согласно правилу,  $3 \times 2 = 2 \times 3$ ;  $6 = 6$ .

Определение валентности элементов по формуле. Если известна формула бинарного соединения и валентность одного из элементов ( $n$ ), то валентность второго элемента ( $m$ ) можно узнать по формуле

$$m = \frac{ny}{x}$$
 В формуле  $y$  — число атомов элемента, валентность которого известна,  $n$  — известная валентность элемента,  $m$  — неизвестная валентность элемента,  $x$  — число атомов элемента неизвестной валентности. Например, в  $\text{SO}_3$  валентность серы равна  $\frac{2 \cdot 3}{1} = 6$ ; здесь:

2 — валентность кислорода, 3 — число атомов кислорода, 1 — число атомов серы.

Определите валентность элементов в формулах следующих соединений:

$\text{As}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cu}_2\text{O}$ ,  $\text{TeO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ,  $\text{KH}$ .

В  $\text{As}_2\text{O}_3$  — кислород двухвалентен. Атомов кислорода — 5, у каждого валентность — 2, общая валентность атомов кислорода ( $2 \cdot 5 = 10$ )

равна 10. Общая валентность атомов мышьяка тоже должна быть равна 10. В молекуле 2 атома мышьяка,  $10:2=5$ . Значит, валентность мышьяка в этом соединении равна 5.

- |                            |                   |            |                       |
|----------------------------|-------------------|------------|-----------------------|
| 2) $\text{Cu}_2\text{O}$   | $2 \cdot 1 = 2;$  | $2:2 = 1.$ | Медь одновалентна.    |
| 3) $\text{TeO}_3$          | $2 \cdot 3 = 6;$  | $6:1 = 6.$ | Теллур шестивалентен. |
| 4) $\text{H}_2\text{Se}$   | $1 \cdot 2 = 2;$  | $2:1 = 2.$ | Селен двухвалентен.   |
| 5) $\text{Cl}_2\text{O}_7$ | $2 \cdot 7 = 14;$ | $14:2 = 7$ | Хлор семивалентен.    |
| 6) $\text{KH}$             | $1 \cdot 1 = 1;$  | $1:1 = 1.$ | Калий одновалентен.   |

В  $\text{K}_2\text{O}$  калий одновалентен, в  $\text{CaO}$  кальций двухвалентен, в  $\text{Al}_2\text{O}_3$  алюминий трёхвалентен, в  $\text{SO}_2$  сера четырёхвалентна, в  $\text{P}_2\text{O}_5$  фосфор пятивалентен.

**Составление формулы по валентности элементов.** Если мы знаем валентности элементов, мы можем составить формулу бинарного соединения. К примеру, соединение состоит из фосфора и кислорода. Валентность кислорода — II, а фосфора — V. Мы можем записать эту формулу, как  $\text{P}_x\text{O}_y$ . Согласно правилу,  $5x=2y$ ; если  $x=2$ , а  $y=5$ , то формула этого вещества, в составе которого есть двухвалентный кислород и пятивалентный фосфор будет,  $\text{P}_2\text{O}_5$ .

#### Алгоритм составления формулы вещества исходя из известной валентности составляющих его элементов

|                                                                                                         |                         |
|---------------------------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------|
| Записать химические символы элементов в составе вещества                                                | Al O                    |
| Определить валентность элементов                                                                        | III II                  |
| Найти наименьшее общее кратное валентностей (чисел II и III).                                           | 6                       |
| Найти частное наименьшего общего кратного и валентности каждого элемента.                               | 2 3                     |
| Найденные частные являются индексами этих элементов, которые записываются с правой стороны от них внизу | $\text{Al}_2\text{O}_3$ |
| Формула вещества                                                                                        | $\text{Al}_2\text{O}_3$ |

- Валентность — важная количественная характеристика элемента.

Таким образом, чтобы составить формулу сложного вещества, нужно знать валентность элементов, входящих в его состав.

**Графическое изображение формул.** Формулу вещества можно представить в графическом виде. В графическом изображении каждая валентность выражается чёрточкой.

## Графическое изображение формул некоторых веществ

| Вещество        | Формула вещества | Графическое изображение формулы                 |
|-----------------|------------------|-------------------------------------------------|
| Вода            | $H_2O$           | $H-O-H$                                         |
| Аммиак          | $NH_3$           | $\begin{array}{c} H-N-H \\   \\ H \end{array}$  |
| Оксид серы (VI) | $SO_3$           | $\begin{array}{c} O=S=O \\    \\ O \end{array}$ |
| Сульфид цинка   | $ZnS$            | $Zn=S$                                          |

Графически изображая формулу, не забывайте, что в бинарном соединении суммарная валентность одного элемента равна суммарной валентности другого элемента.

**Вопросы и задания**

1. Как пишутся химические формулы? А как графические?
2. Что такое индекс и коэффициент?
3. Что называют валентностью?
4. Приведите примеры элементов с постоянной и переменной валентностью.
5. Определите валентность элементов в  $N_2O_3$ ,  $PH_3$ ,  $As_2O_5$ ,  $HBr$ ,  $CH_4$  и приведите их графические изображения.
6. Напишите формулы следующих веществ:

|        | Na (I) | Ca (II) | Al (III) | Fe (II) | Fe (III) | C (II) | C (IV) | P (V) |
|--------|--------|---------|----------|---------|----------|--------|--------|-------|
| H (I)  | 1      | 2       | -        | -       | -        | -      | 3      | -     |
| O (II) | 4      | 5       | 6        | 7       | 8        | 9      | 10     | 11    |
| Cl (I) | 12     | 13      | 14       | 15      | 16       | -      | 17     | 18    |
| S (II) | 19     | 20      | 21       | 22      | 23       | -      | 24     | -     |

7. Определите валентность элементов в следующих водородных соединениях:  
 $RbH$ ,  $CaH_2$ ,  $NH_3$ ,  $SiH_4$ ,  $BH_3$ ,  $H_2S$ ,  $KH$ .
8. Напишите формулы кислородных соединений следующих элементов:  
 $Cl(VII)$ ,  $Se(VI)$ ,  $P(V)$ ,  $Pb(IV)$ ,  $B(III)$ ,  $Cd(II)$ ,  $Ag(I)$ .
9. Хром образует соединения с кислородом, где он двух-, трёх- и шестивалентен. Напишите формулы этих оксидов хрома.
10. Зная, что водород одновалентен, определите валентность второго элемента в следующих соединениях  $NH_3$ ,  $PH_3$ ,  $HJ$ ,  $SiH_4$ ,  $H_2Se$ ,  $H_2Te$ .

11. Зная, что хлор одновалентен, а кислород двухвалентен, определите валентность второго элемента в следующих соединениях  $\text{FeCl}_2$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{LiCl}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{CrO}$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{MnO}_2$ .
12. Составьте формулы водородных соединений следующих элементов: а) бром (I); б) кальций в) фосфор (III) г) углерод (IV).
13. Составьте формулы кислородных соединений следующих элементов:  $\text{Ag(I)}$ ,  $\text{Be(II)}$ ,  $\text{B(III)}$ ,  $\text{Mn(IV)}$ ,  $\text{P(V)}$ ,  $\text{S(VI)}$ ,  $\text{Mn(VII)}$ ,  $\text{Os(VIII)}$ .
14. Ксенон — Xe образует со фтором соединения, где он 2, 4, 6-валентен. Напишите формулы этих соединений (фтор всегда одновалентен).

## § 12. РАЗМЕР, ОТНОСИТЕЛЬНАЯ И АБСОЛЮТНАЯ МАССА МОЛЕКУЛ. МОЛЬ И МОЛЯРНАЯ МАССА. ЧИСЛО АВОГАДРО

*Число молекул каких из следующих веществ будет одинаковым в равных объёмах и при одинаковых условиях: вода, угарный газ, азот, поваренная соль?*

Размеры молекул, как и атомов, очень малы, их диаметры достигают 30 Å (300 нм). Диаметр многих молекул находится в диапазоне 1—10 Å.

Их абсолютная масса, так же, как и масса атомов, выражается очень маленькими значениями. Например, масса 1 молекулы воды равна  $28,948 \cdot 10^{-27}$  кг, и использование таких малых величин создаёт определённые неудобства. Поэтому целесообразно использовать относительную физическую величину, называемую относительной молекулярной массой  $M_r$ .

- Относительная молекулярная масса вещества — величина, показывающая, во сколько раз масса молекулы вещества тяжелее  $1/12$  части массы атома углерода-12.
- Относительная молекулярная масса — величина, равная сумме относительных атомных масс элементов, входящих в состав молекулы.
- Относительная молекулярная масса выражается символом  $M_r$ .

Например, относительная молекулярная масса воды

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 1 \cdot 2 + 16 \cdot 1 = 18$$

$$M_r/\text{CaCO}_3 = 40 + 12 + 16 \cdot 3 = 100$$

$$M_r/\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 = 24 + (14 + 16 \cdot 3) \cdot 2 = 24 + 62 \cdot 2 = 148$$

$$M_r/\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 27 \cdot 2 + (32 + 16 \cdot 4) \cdot 3 = 54 + 96 \cdot 3 = 342$$

| Формула вещества | Абсолютная масса молекулы  | Относительная масса молекулы |
|------------------|----------------------------|------------------------------|
| H <sub>2</sub> O | $28,948 \cdot 10^{-27}$ kg | 18                           |

- Относительная молекулярная масса — важная количественная характеристика вещества.

**Моль.** Наряду с такими физическими величинами, как масса, объём, плотность, в химии используется **количество вещества (n) — моль**.

- Количество вещества число частиц, составляющих данное вещество.
- Моль — единица измерения количества вещества.
- Моль — количество вещества, содержащее число частиц (атомов, молекул и др.), равное числу атомов в 0,012 кг углерода.

Давайте определим, сколько атомов содержится в 0,012 кг углерода. Для этого разделим 0,012 кг на абсолютную массу атома углерода ( $19,93 \cdot 10^{-27}$  кг).

$$\frac{0,012 \text{ кг/моль}}{19,93 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$$

Полученная величина  $6,02 \cdot 10^{23}$  атомов/моль называется **числом Авогадро** и обозначается, как  $N_A$ . Таким образом, моль — количество вещества, содержащее  $6,02 \cdot 10^{23}$  частиц (атомов, молекул и др.)

В 1 моль воды  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул воды.

В 1 моль атомарного кислорода  $6,02 \cdot 10^{23}$  атомов кислорода.

В 1 моль молекулярного кислорода  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул кислорода.

Определённому количеству вещества соответствует определённая масса.

- Отношение массы вещества (m) к его количеству (n) называют молярной массой вещества (M):  $M = \frac{m}{n}$ .

Масса вещества выражается в **кг (килограммах)** или в **г (граммах)**, а количество вещества — в молях. Молярная масса вещества выражается в **кг/моль** или **г/моль**.

Рассчитаем численное значение молярной массы M.

Если  $n=1$  моль, то m — масса молекул, число которых соответствует числу Авогадро  $N_A$  ( $6,02 \cdot 10^{23}$ ).

- Численное значение молярной массы вещества равно его относительной молекулярной массе ( $M_r$ ).

Молярная масса воды равна 0,018 кг/моль или 18 г/моль.  
 Молярная масса кислорода равна 0,032 кг/моль или 32 г/моль.  
 Молярная масса атомарного кислорода равна 0,016 кг/моль или 16 г/моль.

Заполните в тетради следующую таблицу для  $H_2$ ,  $CO_2$ ,  $CO$ .

| Формула вещества | Массовые параметры молекулы вещества |                                        |                |                         |           |
|------------------|--------------------------------------|----------------------------------------|----------------|-------------------------|-----------|
|                  | Абсолютная масса                     | Относительная молекулярная масса $M_r$ | Молярная масса | Количество вещества $n$ | Масса $m$ |
| $H_2O$           | $28,948 \cdot 10^{-27}$ кг           | 18                                     | 18 г/моль      | 1 моль                  | 18 г      |
| $O_2$            | $53,20 \cdot 10^{-27}$ кг            | 32                                     | 32 г/моль      | 1 моль                  | 32 г      |
| $H_2SO_4$        | $162,94 \cdot 10^{-27}$ кг           | 98                                     | 98 г/моль      | 1 моль                  | 98 г      |

### Вопросы и задания

1. Рассчитайте относительные, молекулярные массы для следующих веществ:  $H_2SO_4$ ,  $Al_2O_3$ ,  $Ca_3(PO_4)_2$ .
2. Что такое количество вещества и в каких единицах оно выражается?
3. Что такое моль?
4. Чему равна молярная масса каждого вещества?
5. Что такое число Авогадро и как оно находится?
6. Рассчитайте массу атомарного и молекулярного кислорода, а также молекулярного водорода, если количество каждого вещества 0,5 моль.
7. Сколько молекул содержится в 18 г воды и 17 г аммиака?
8. Определите количество вещества и число молекул в 0,7 г азота.
9. Рассчитайте число молекул, соответствующее 5 моль воды.
10. Рассчитайте число молекул серной кислоты  $H_2SO_4$ , а также число атомов водорода, кислорода и серы в 2,5 моль вещества.

## РЕШЕНИЕ ТИПОВЫХ ЗАДАЧ

1. Рассчитайте относительную молекулярную массу карбоната магния ( $MgCO_3$ ).

**Решение:** Для того чтобы найти относительную молекулярную массу сложного вещества, нужно сложить относительные атомные массы всех элементов, входящих в его состав.

1) Формула вещества:  $MgCO_3$

2) Качественный состав вещества: атомы магния, углерода и кислорода.

3) Атомные массы элементов, входящих в состав вещества: Mg — 24, С — 12; О — 16;

4) Относительная молекулярная масса вещества:

$$M_{(r)} = (MgCO_3) = 24 + 12 + (16 \cdot 3) = 84$$

**Ответ:**  $M_{(r)} MgCO_3 = 84$ .



2. Определите количество вещества, содержащегося в 168 г карбоната магния.

*Решение:* 1) На основе относительной молекулярной массы карбоната магния определим его молярную массу.

$$M(\text{MgCO}_3) = 84 \text{ г/моль.}$$

$$m(\text{MgCO}_3) = 168 \text{ г}$$

2) Для расчёта количества вещества  $n$  воспользуемся следующей формулой:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{168 \text{ г}}{84 \text{ г/моль}} = 2 \text{ моль}$$

3. Сколько молекул, атомов углерода и кислорода содержится в 0,2 моль углекислого газа ( $\text{CO}_2$ )

*Решение:* 1) Рассчитаем число молекул в 0,2 моль  $\text{CO}_2$ .

Следствие из закона Авогадро гласит, что 1 моль любого вещества содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  частиц (молекул, атомов, ионов).  $6,02 \cdot 10^{23} \cdot 0,2 = 1,204 \cdot 10^{23}$  молекул.

2) Рассчитаем число атомов углерода.

Из формулы углекислого газа видно, что в 1 его молекуле содержится 1 атом углерода. Таким образом, сколько молекул содержится в 0,2 моль  $\text{CO}_2$ , столько же атомов углерода будет в этом количестве вещества.

$1,204 \cdot 10^{23}$  атомов углерода.

3) Рассчитаем число атомов кислорода.

Из формулы углекислого газа известно, что в одной молекуле этого вещества содержатся 2 атома кислорода, поэтому в  $1,204 \cdot 10^{23}$  молекулах  $\text{CO}_2$   $2 \cdot 1,204 \cdot 10^{23} = 2,408 \cdot 10^{23}$  атомов кислорода.

*Ответ:* В  $1,204 \cdot 10^{23}$  молекулах  $\text{CO}_2$   $1,204 \cdot 10^{23}$  атомов С,  $2,408 \cdot 10^{23}$  атомов О.

4. Вы купили в магазине 1539 грамм сахара ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ). Определите количество вещества купленного Вами сахара и число его молекул.

*Решение:* 1) Рассчитаем молярную массу сахара:

$$M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 12 \cdot 12 + 1 \cdot 22 + 16 \cdot 11 = 144 + 22 + 176 = 342 \text{ г/моль.}$$

2) Определим количество вещества.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1539 \text{ г}}{342 \text{ г/моль}} = 4,5 \text{ моль.}$$

$$n = m/M = 1539 \text{ г} / 342 \text{ г/моль}^{-1} = 4,5 \text{ моль}$$

3) Рассчитаем число молекул.

$$4,5 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 2,5284 \cdot 10^{24} \text{ молекул.}$$

*Ответ:* 4,5 моль,  $2,5284 \cdot 10^{24}$  молекул.

5. Рассчитайте массовую долю каждого элемента, входящего в состав природной руды, называемой пиритом ( $\text{FeS}_2$ ).

*Решение:* 1) Рассчитаем молярную массу  $\text{FeS}_2$ .

$$M(\text{FeS}_2) = 56 + 32 \cdot 2 = 120 \text{ г/моль.}$$

2) Массовая доля железа в составе пирита.

$$\omega / S / = \frac{56}{120} \cdot 100\% = 46,66\%$$

3) Рассчитаем массовую долю серы в составе пирита.

$$\omega / S / = \frac{64}{120} \cdot 100\% = 53,34\%$$

Ответ: Fe = 46,66%, S = 53,34%

## ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

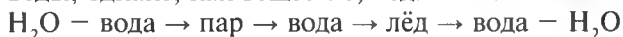
1. Определите количество вещества и число молекул в 11 г  $\text{CO}_2$ .
2. Рассчитайте массу и количество вещества  $1,5 \cdot 10^{24}$  молекул кислорода.
3. Какова масса 2,5 моль оксида меди (II)?
4. Рассчитайте количество вещества, содержащегося в 245 г серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .
5. Рассчитайте количество вещества, содержащегося в 8,2 г нитрата кальция  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ .
6. Рассчитайте массу а) 0,75 моль азота ( $\text{N}_2$ ); б)  $0,903 \cdot 10^{24}$  молекул водорода ( $\text{H}_2$ ); в) 5 киломоль углекислого газа ( $\text{CO}_2$ ).
7. Рассчитайте массу  $9,03 \cdot 10^{24}$  молекул глюкозы ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ).
8. Рассчитайте число атомов каждого элемента, содержащего в 4,9 г серной кислоты ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ).
9. Где число атомов кислорода больше: в 4 моль угарного газа ( $\text{CO}$ ) или в 2 моль углекислого газа?
10. Сколько молей воды содержит число атомов кислорода, равное числу атомов кислорода в 1 моле серной кислоты?
11. Определите массовую долю серы в  $\text{FeSO}_4$ .
12. Массовая доля меди или кислорода больше в  $\text{CuSO}_4$ ?
13. В каком из следующих соединений массовая доля железа наибольшая:  
 $\text{FeO}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ,  $\text{FeCl}_3$ ?
14. В составе водородного соединения кислорода содержится 94,12% кислорода и 5,88% водорода. Определите формулу этого вещества.
15. Выведите формулу вещества на основе следующих данных:  
А) С – 92,3%, Н – 7,7%;  
Б) Mn – 49,6%, О – 50,4%;  
В) Sn – 77,7%, О – 21,0%, Н – 1,3%;  
Г) Н – 3,7%, Р – 37,8%, О – 58,5%;  
Д) К – 39,67%, Mn – 27,87%, О – 32,46%;

## § 13. СВОЙСТВА ВЕЩЕСТВА. ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ ЯВЛЕНИЯ

*Выстиранный платочек высох на солнце. Неправильно хранимое яйцо домашней птицы протухло. Какие это явления?*

Все перемены, происходящие в природе, называются **явлениями**. Вращение Земли, передвижение человека, таяние льда, кипение и испарение воды, горение спички, растворение сахара в воде, растворение металла в воде — всё это явления.

Обратите внимание на изменения воды в природе. При таянии лёд переходит в воду, а при кипении вода переходит в пар. Пар при охлаждении переходит в воду, а вода при охлаждении становится льдом. Лёд, вода и пар — агрегатные состояния одного и того же вещества — воды. Таяние льда, испарение воды, переход пара в жидкость, замерзание воды — *физические явления*. При этих явлениях изменяется агрегатное состояние воды, однако, как вещество, вода не изменяется.



Если мел, используемый для написания на доске, растереть в порошок, то изменится только форма, но мел, как вещество, не изменится. Это явление наряду с поломкой древесины или её распилкой является *физическим*.

- При физических явлениях изменяются отдельные свойства вещества или тела: агрегатное состояние вещества, форма, объём. При физических явлениях не образуются новые вещества.

Нагреем в ложечке сухой сахар. Сахар - бесцветное твёрдое вещество, без запаха, сладкое на вкус. Сначала сахар плавится. Это физическое явление. Потом он изменяет цвет. Появляется неприятный запах гари. Из сахара получен чёрный остаток - новое вещество. Это вещество — уголь без цвета и вкуса, которое при нагревании не плавится, как сахар. Сахара больше нет, вместо него образовалось вещество с новыми свойствами. Эти *химические превращения* называются *химическими явлениями*.

Растворение кусочков известняка (мрамора, мела) под действием соляной кислоты, образование осадка при пропускании углекислого газа в известковую воду — химические явления (Рис. 12).

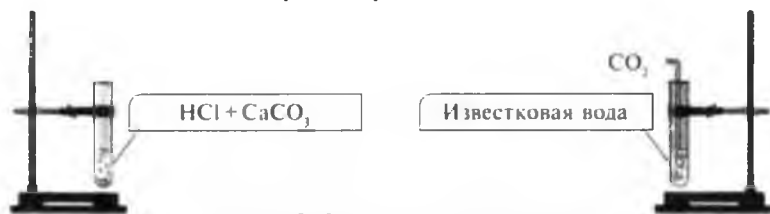


Рис. 12. Химические реакции.

- Превращение одного вещества в другое или другие называют химическим явлением.
- Химические явления иначе называют химическими реакциями.

При горении магния выделяется теплота, свет, образуется белый порошок — новое вещество.

При горении серы выделяется теплота, свет, образуется газ с неприятным запахом — новое вещество.

Вышеперечисленное может служить примером *химическим превращениям*.

О том, что происходят химические явления, можно судить по следующим признакам:

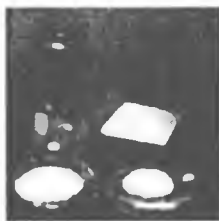
- 1) изменение запаха, цвета, состояния вещества;
- 2) образование водонерастворимого осадка;
- 3) выделение газа;
- 4) выделение или поглощение тепла (рис. 13).



Выделение  
тепла во время  
реакции.



Выделение газа  
во время  
реакции.



Во время реакции тепло  
поглотилось, и мокрая дощечка  
прилипла ко дну колбы.



**Рис. 13.** Признаки протекания химических реакций

Магний горит, а серная кислота — нет. Цинк растворяется в серной кислоте, а серебро — нет.

- Взаимодействие одного вещества с другим называется химическим свойством вещества.

Физические и химические свойства, характеризующие вещество, составляют его качество.

При химических явлениях происходит изменение не отдельных свойств вещества, а их качества, т.е. образуются новые вещества.

### **Вопросы и задания**

1. Приведите примеры известных Вам явлений в природе и повседневной жизни. Разделите их на физические и химические.

2. При каких явлениях не образуются новые вещества?
3. При каких явлениях происходит изменение качества вещества?
4. Какие явления можно наблюдать, если порвать бумагу и поджечь её?
5. Определите, какие из следующих явлений физические, а какие - химические:
  - кипение воды в чайнике;
  - высыхание влажного платочка на солнце;
  - горение бензина в двигателе внутреннего сгорания;
  - ржавление гвоздя;
  - растворение кристалликов йода в спирте;
  - накал вольфрамовой спирали в лампочке.

## § 14. УСЛОВИЯ ПРОТЕКАНИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. УРАВНЕНИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. КОЭФФИЦИЕНТЫ

*Под воздействием чего протекают химические реакции? Как можно понять, что при этом протекает химическая реакция?*

Когда обычная свеча стоит на воздухе, то никакое явление не наблюдается. Если её зажечь с помощью спички, то начинается химическая реакция. Природный газ не взаимодействует с воздухом в закрытом помещении, но небольшая искра из электропровода или тлеющая сигарета могут вызвать сильный взрыв в такой комнате. Кусочек железа очень медленно взаимодействует с кислородом воздуха (ржавеет), а белый фосфор моментально возгорается.

В предыдущей теме мы обсуждали физические и химические явления. Мы узнали, что при химических явлениях - химических реакциях признаками их протекания служат образование одних веществ из других, потеря первоначальных свойств и появление веществ с новыми свойствами, поглощение или выделение тепла.

Для протекания химических реакций должны выполняться определённые условия.

Для протекания некоторых химических реакций необходима подача тепла. Проанализируем вышеприведённые явления: свеча стоит на воздухе без изменений, но при поднесении горящей спички она плавится (физическое явление) и постоянно смачивая фитиль, начинает гореть (химическое явление). Это продолжается до тех пор, пока свеча не потухнет. В этом случае *подача тепла* необходима для начала реакции, затем в ходе реакции выделяется тепло, и реакция продолжается сама по себе. Такое же явление происходит при горении бумаги, древесины и др. возгораемых веществ. Но для некоторых реакций необходима непрерывная подача тепла. При приостановке подогрева, реакция тоже останавливается. Примером таких реакций может быть разложение сахара.

молекулы веществ, вступающих в реакцию, должны сталкиваться друг с другом. Для этого, а также для большей поверхности соприкосновения их измельчают, растирают в порошок или, если они обладают хорошей растворимостью, растворяют; при этом частицы становятся очень маленькими. В этих случаях облегчается проведение химической реакции.

Как было указано выше, для реакции железа с кислородом влажного воздуха или горения белого фосфора на воздухе достаточно лишь соприкосновения этих веществ. Однако подобного соприкосновения бывает мало для многих веществ, способных взаимодействовать друг с другом.

Например, медь не взаимодействует с кислородом при комнатной температуре (для этого нужны годы); для быстрого проведения данной реакции необходимо нагреть медь.

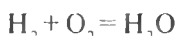
Значит, протекание химических реакций происходит не само по себе: для этого необходимо выполнение ряда вышеупомянутых условий. Для облегчения проведения реакций необходимо по возможности использовать растворы веществ.

- Для облегчения протекания реакции поверхность соприкосновения реагирующих веществ должна быть большой, твёрдые вещества должны быть измельчены или требуется растереть их в порошок.
- Для облегчения протекания реакции вещества нужно нагреть; при этом некоторые реакции требуют постоянного подогрева, а для некоторых достаточно произвести нагрев только в начале. Затем они будут протекать самопроизвольно.

### Уравнения химических реакций

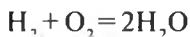
Реакции, протекающие в природе или в химических лабораториях, можно выражать с помощью химических формул. Например, водород, вступая в реакцию с кислородом, образует воду. Формулы водорода, кислорода и воды известны:  $H_2$ ,  $O_2$ ,  $H_2O$ .

При написании уравнений химических реакций необходимо обратить внимание на следующее. Формулы веществ, вступающих в реакцию, пишутся слева от знака «=», а формулы образующихся веществ - справа. Между формулами вступающих в реакцию и образующихся веществ ставится знак «+»:

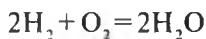


Число атомов веществ, вступивших в реакцию, равно числу атомов образовавшихся веществ. Для этого перед формулами веществ иногда необходимо ставить коэффициенты.

В уравнении вышеприведённой химической реакции число атомов водорода слева и справа неодинаково, поэтому, для того чтобы уравнивать число атомов кислорода, нужно поставить коэффициент 2 перед формулой молекулы воды:



Уравнивая таким образом число атомов кислорода слева и справа, замечаем, что теперь слева число атомов водорода равно 2, а справа — 4. Поставив перед формулой молекулы водорода коэффициент 2, мы уравнили число его атомов слева и справа. Теперь знак «=» в уравнении реакции имеет смысл:

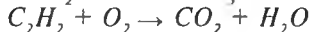
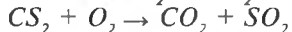
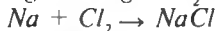
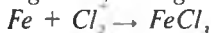
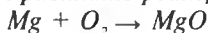


- Уравнение химической реакции — это её выражение с помощью химических формул.
- При необходимости уравнивать используют коэффициенты.

| Уравнение химической реакции:                                             |                                                |
|---------------------------------------------------------------------------|------------------------------------------------|
| $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CuO} = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ |                                                |
| Вещества, вступающие<br>в реакцию                                         | Вещества, образующиеся<br>в результате реакции |

### Вопросы и задания

1. Назовите признаки протекания химических реакций и приведите примеры.
2. Определите условия, способствующие осуществлению и быстрому протеканию химических реакций.
3. Изделия, изготовленные из меди или бронзы, при стоянии длительное время на открытом воздухе начинают чернеть или зеленеть. Объясните это явление.
4. Известняк ( $\text{CaCO}_3$ ) при разложении образует оксид кальция ( $\text{CaO}$ ) и углекислый газ ( $\text{CO}_2$ ). Напишите уравнение этой реакции.
5. Уравняйте реакции, используя коэффициенты:



## § 15. ЗАКОН ПОСТОЯНСТВА СОСТАВА ВЕЩЕСТВА

*Будет ли одинаков химический состав образцов воды, взятой из реки Нил, какого-либо родника или полученной в результате эксперимента, проведённого в химической лаборатории?*

Человек открывает законы природы в процессе изучения различных форм движения материи, взаимосвязей и взаимозависимостей между природными явлениями. Законы химии так же, как и законы других естественных наук, отражают законы природы.

Великий мыслитель Абу Али ибн Сино в своём труде «Канон врачебной науки», характеризуя простые и сложные лекарственные средства, говорил, что любое лекарственное средство обладает определённым составом, изложив тем самым первые понятия о **постоянстве состава**.

В 1799 году французский учёный Дж. Пруст сформулировал **закон постоянства состава**, который был широко признан в 1809 году.

- Любое химически чистое вещество независимо от места нахождения и способа получения имеет один и тот же постоянный состав.

Например вода состоит из водорода и кислорода (качественный состав). Массовая доля водорода в воде 11,11%, а кислорода - 88,89% (количественный состав). Воду можно получить различными способами. В любом состоянии чистая вода имеет один и тот же состав.

Пероксид водорода —  $\text{H}_2\text{O}_2$  — имеет одинаковый с водой качественный состав, но их количественный состав отличается. Массовая доля водорода в перексиде водорода 5,89%, а кислорода — 94,11%. Пероксид водорода обладает резко отличающимися его от воды свойствами.

- Количественные изменения приводят к качественным.
- Количество и качество всегда взаимосвязаны.

Исходя из этого закона, английский учёный Дж. Дальтон высказал мысль о том, что вещества образуются при соединении определённого числа атомов одного элемента с известным числом атомов другого (иначе говоря, вещества образуются при соединении определённого числа атомов 2 и более элементов).

Многие элементы, соединяясь друг с другом, образуют соединения с различным соотношением масс элементов и определёнными параметрами, отличающими их друг от друга. Например, углерод с кислородом образует 2 типа соединений. Одно из них — оксид углерода (II) содержит 42,88% углерода и 57,12% кислорода. Второе соединение — оксид углерода (IV) содержит 27,29% углерода и 72,71% кислорода. Изучая такие соединения Дж. Дальтон в 1803 году открыл **закон кратных отношений**.



- Если 2 элемента образуют между собой несколько химических соединений, то в этих соединениях значения масс одного элемента относятся к значениям масс другого, как небольшие целые числа.

Этот закон чётко показывает, что элементы входят в состав вещества в определённом количестве.

Давайте рассчитаем массу кислорода, соединяющегося с одинаковой массой углерода, которая необходима для образования оксида углерода (II) и (IV). Для этого найдём соотношение количеств углерода и кислорода для каждого из соединений. В результате на 1 а.е.м. углерода в оксиде углерода (IV) приходится вдвое больше кислорода, чем на такое же количество углерода в оксиде углерода (II).

Таблица 5

**Массовый состав оксида углерода (II) и (IV)**

| Соединение      | Массовая доля, элемента |       | Соотношение массовых частей углерода и кислорода |
|-----------------|-------------------------|-------|--------------------------------------------------|
|                 | С                       | О     |                                                  |
| CO              | 42,88                   | 57,12 | 1,33                                             |
| CO <sub>2</sub> | 27,29                   | 72,71 | 2,66                                             |

Закон постоянства состава и закон кратных отношений вытекают из атомно-молекулярного учения. Вещества молекулярного строения состоят из одинаковых молекул. Поэтому, очевидно, они имеют постоянный состав. Если из двух элементов образуются несколько веществ, то атомы этих элементов образуют молекулы определённого состава. Например, молекула оксида углерода (II)-CO состоит из одного атома углерода и одного атома кислорода, а молекула оксида углерода (IV)-CO<sub>2</sub> состоит из одного атома углерода и 2 атомов кислорода. Как видно, соотношение количества углерода и кислорода в этом соединении равно 1:2.

**Вопросы и задания**

1. Как следует понимать постоянство состава?
2. Каков качественный и количественный состав воды?
3. Определите массовые доли азота и кислорода в оксиде азота (V) (N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>). Сколько атомов кислорода содержится в 0,1 моль N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>?
4. Определите простейшую формулу соединения, содержащего 60% магния и 40% кислорода.
5. Какова формула соединения, содержащего 52,94% алюминия и кислород?

## § 16. ЗАКОН СОХРАНЕНИЯ МАССЫ ВЕЩЕСТВА

*При сгорании угля, дров или другого вида горючего его масса почти полностью «исчезает». Если так всё время будет продолжаться, то не приведёт ли это к уменьшению массы Земли?*

- Ничто в природе не исчезает бесследно.

При изучении условий протекания многих химических реакций было установлено, что масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе образовавшихся веществ.

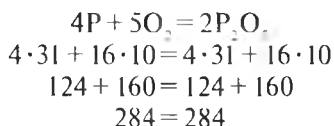
В 1748 году русский учёный М.В. Ломоносов, проводя эксперимент в запаянной колбе — реторте, попытался объяснить это явление. В 1772—89 годах французский учёный А. Лавуазье наблюдал неизменность общей массы вещества при проведении экспериментов в закрытом сосуде. Он понял, что открыл новый закон. Так был сформулирован один из основных законов природы — **закон сохранения массы**.

- Общая масса веществ, вступивших в реакцию, равна общей массе веществ, образовавшихся в результате реакции.

А. Лавуазье сделал важный вывод из этого закона, подчеркнув неизменность массы атома каждого элемента, участвующего в реакции. Это означает, что при химической реакции атом одного элемента не может превратиться в атом другого элемента.

При химических реакциях атомы не могут исчезать или появляться из ниоткуда; общее число атомов не изменяется. Масса каждого атома при химических реакциях остаётся неизменной, поэтому общая масса веществ тоже не изменяется.

В плоскодонную колбу поместим немного фосфора и герметично закроем. Взвесим колбу с фосфором на весах. Если нагреть колбу, то в ней фосфор сгорит, образуя белое вещество — оксид фосфора. Ещё раз взвесим колбу. Значения масс до и после реакции равны. Они не изменились.



Этот закон является одним из важнейших законов природы.

Он демонстрирует, что мы в природе не потребляем, а лишь изменяем. При добыче железных руд из недр земли и изготовлении из них необходимых изделий, число атомов железа на нашей планете не уменьшается, а переходит в форму, которую довольно сложно

потом восстановить. Например, изделия из железа ржавеют и нет возможности восстановить даже 50 % такого железа. Конечно, при затрате определённых энергоресурсов можно осуществить любой химический процесс. Известно, что энергоресурсы ограничены. Поэтому следует экономно использовать энергетические и материальные ресурсы.

Таким образом, закон сохранения массы является частным случаем такого основного закона природы, как закона сохранения материи и движения, вещества не возникают из ниоткуда и не исчезают в никуда, а лишь переходят из одного вида в другой.

### **Вопросы и задания**

1. Объясните закон сохранения массы вещества.
2. При разложении 50 г известняка  $\text{CaCO}_3$  получено 28 г твёрдого остатка —  $\text{CaO}$ . Куда делись 22 г? Объясните данное явление.
3. Изменяется ли число атомов при химических реакциях?
4. Происходит ли превращение одного элемента в другой при химических реакциях?
5. Масса вещества, образованного при сгорании порошка железа, больше массы железа, взятого для этой реакции. Объясните, почему.

## **§ 17. ЗАКОН ЭКВИВАЛЕНТОВ**

*Одинаковы ли число молекул кислорода, содержащихся в 1 масс-эквиваленте, и число молекул в 1 моль кислорода?*

Согласно закону о постоянстве состава, составные части соединения находятся в строгих количественных соотношениях.

Поэтому такие понятия в химии, как эквивалент и эквивалентная масса, очень важны.

- Эквивалент — значит равнозначный.
- Эквивалентностью элемента называется количество вещества, присоединяющего 1 моль атомов водорода или замещающих столько же атомов при химической реакции.
- Масса 1 эквивалента элемента называется его эквивалентной массой (для водорода она равна 1 г).

Например, в молекуле воды  $\text{H}_2\text{O}$  эквивалент кислорода равен  $1/2$  моль, а его эквивалентная масса равна  $\frac{16}{2} = 8$  г/моль.

Обычно эквивалент и эквивалентная масса устанавливается после изучения состава вещества и проверки того, сколько атомов одного элемента могут заместить определённое число атомов другого элемента. Для этого необязательно использовать водородное

соединение определённого элемента. Можно использовать соединение элемента, эквивалент которого известен. Например, для нахождения эквивалента и эквивалентной массы кальция в формуле негашеной извести  $\text{CaO}$  можно использовать эквивалентную массу кислорода, найденную для воды — 8 г/моль. Если 40 г/моль  $\text{Ca}$  приходится на 16 г/моль  $\text{O}$ , то на 8 г/моль  $\text{O}$  приходится 20 г/моль  $\text{Ca}$ , что соответствует его эквивалентной массе. Отношение молярной массы кальция к его эквивалентной массе соответствует валентности  $\text{Ca} = \frac{40}{20} = 2$ .

Многие элементы, соединяясь друг с другом, образуют различные соединения. Таким образом, в зависимости от количества элементов в определённом соединении их эквиваленты и эквивалентные массы могут различаться. В этом случае соотношение эквивалентов (эквивалентных масс) одного элемента в различных соединениях может выражаться небольшими целыми числами. В двух соединениях углерода: угарном газе —  $\text{CO}$  и углекислом газе —  $\text{CO}_2$ , их эквивалентные массы равны, соответственно, 6 г/моль и 3 г/моль, их отношение составляет 2:1.

- Эквивалент сложного вещества — такое его количество, которое без остатка реагирует с 1 эквивалентом водорода или другого вещества без остатка.

Таким образом, вещества взаимодействуют друг с другом в соответствии с их эквивалентами. Так формулируется **закон эквивалентов**.

- Вещества взаимодействуют друг с другом в количествах, пропорциональных их эквивалентам.
- Массы (объёмы) взаимодействующих веществ пропорциональны их эквивалентным массам (объёмам).

$$\frac{m_a}{m_b} = \frac{E_a}{E_b}$$

- Эквивалентный объём — объём, занимаемый 1 эквивалентным веществом, используется для веществ в газообразном состоянии (эквивалентный объём  $\text{H} = 11,2$  л/моль,  $\text{O} = 5,6$  л/моль).

### Вопросы и задания

1. Что означает понятие «эквивалент»?
2. Определите эквиваленты и эквивалентные массы элементов в  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CH}_4$ .
3. Объясните сходство и различия между законом эквивалентов и законом кратных отношений.

4. Эквивалентная масса хлора равна 35,45 г/моль. Определите эквивалент и эквивалентную массу натрия, который, взаимодействуя с 1,5 г натрия, образует 3,81 г поваренной соли (NaCl).

## § 18. ЗАКОН АВОГАДРО. МОЛЯРНЫЙ ОБЪЁМ

*Одинаково ли число молекул в 1 л воды и в 1 л водяного пара?*

Объём определённого количества газа - величина непостоянная, она зависит от температуры (Т) и давления (Р).

В 1811 году профессор Туринского Университета в Италии А. Авогадро, изучая явления, связанные с газами, пришёл к следующему заключению:

- В равных объёмах различных газов содержится одинаковое число молекул.

Проведённые позже эксперименты подтвердили это заключение, которое стало называться **законом Авогадро**.

Авогадро установил, что молекулы простых газообразных веществ состоят из 2 атомов ( $H_2$ ,  $O_2$ ,  $N_2$ ,  $F_2$ ,  $Cl_2$ ).

Закон Авогадро распространяется только на газы и не действует для жидкостей и твёрдых веществ. Потому что при низком давлении расстояние между молекулами в газах в тысячи раз меньше размера молекул. Объём газа зависит от числа молекул и межмолекулярного расстояния. Размерами же молекул можно пренебречь. При одинаковом давлении и температуре расстояние между молекулами различных газов практически одинаково. Таким образом, *при одинаковых условиях равные количества различных газов занимают одинаковый объём*.

Из-за того, что расстояния между частицами в жидкостях и твёрдых веществах мало, их объём зависит не только от числа частиц, но и от их размера.

Из предыдущего урока Вы знаете, что 1 моль любого вещества содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  частиц (молекул, атомов). Значит, согласно закону Авогадро любой газ, содержащий  $6,02 \cdot 10^{23}$  частиц при равных условиях занимает равный объём.

Попробуем рассчитать объём, занимаемый  $6,02 \cdot 10^{23}$  частицами газа при нормальных условиях (температура —  $0^\circ C$ , давление — 101,325 кПа). Для этого разделим молярную массу газа — М на его плотность (массу 1 м<sup>3</sup> газа в кг при нормальных условиях) —  $V_p$ :

$$V = \frac{M}{V_p}$$

**Значения молярных масс, объёмов и плотностей некоторых газов**

| Газ                 | Формула        | Молярная масса, кг/моль | Плотность, кг/м <sup>3</sup> | Молярный объём, м <sup>3</sup> |
|---------------------|----------------|-------------------------|------------------------------|--------------------------------|
| Водород             | H <sub>2</sub> | 0,002                   | 0,0893                       | 0,0224                         |
| Кислород            | O <sub>2</sub> | 0,032                   | 1,4286                       | 0,0224                         |
| Оксид углерода (II) | CO             | 0,028                   | 1,2500                       | 0,0224                         |

$6,02 \cdot 10^{23}$  частиц (1 моль) любого газа при нормальных условиях занимает объём 22,4 литра.

- Отношение объёма вещества  $V$  к его количеству  $n$  называется молярным объёмом  $V_m$ :

$$V_m = \frac{V}{n}$$

Молярный объём газов выражается в м<sup>3</sup>/моль или в л/моль.

При нормальных условиях  $6,02 \cdot 10^{23}$  частиц жидкости и твёрдого вещества занимают разный объём. Например, такое число молекул воды занимает объём 0,018 л.

**Вопросы и задания**

1. Рассчитайте объём, количество вещества, число молекул и общее число атомов, содержащихся в 11 г оксида углерода (IV) при нормальных условиях.
2. Какой объём при нормальных условиях занимают  $3,01 \cdot 10^{23}$  молекул водорода?
3. Сколько молекул содержится в смеси 0,2 моль азота, 1,5 моль кислорода и 0,3 моль водорода?
4. Во сколько раз увеличится объём воды, если её перевести в пар при нормальных условиях? (Ответ: в 1244 раза).

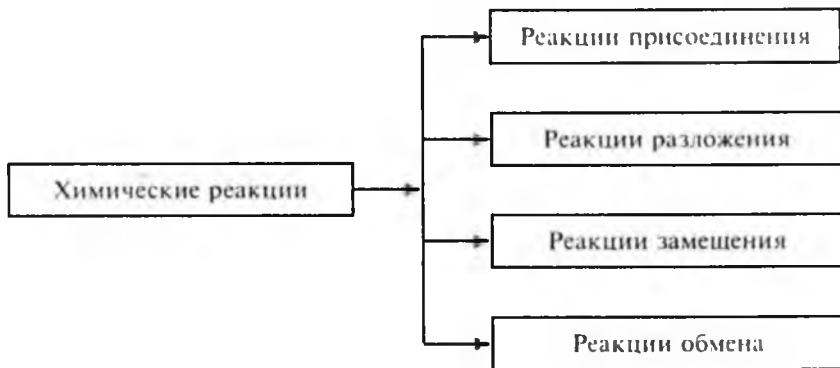
**§ 19. ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ**

*Могут ли вещества, образованные при разложении известняка, соединиться и снова образовать известняк?*

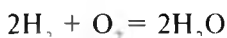
Химические реакции классифицируют по различным признакам.

- Химические реакции классифицируются в зависимости от числа исходных веществ, вступающих в реакцию (реагентов), числа продуктов, а также в зависимости от поглощения и выделения энергии.

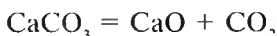
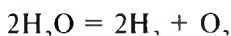
В зависимости от числа реагентов и продуктов реакции их можно классифицировать следующим образом:



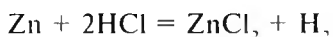
**Реакции присоединения.** При этом из 2 или более веществ образуется 1 новое:  $A + B + \dots = C$



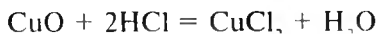
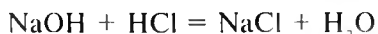
**Реакции разложения.** При этом из 1 вещества образуется 2 или несколько новых:  $C = A + B + \dots$



**Реакции замещения.** В таких реакциях простое вещество заменяет составную часть сложного; при этом образуются новые простое и сложное вещества:  $AB + C = AC + B$

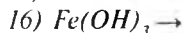
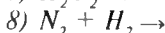
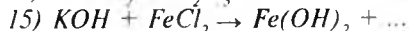
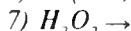
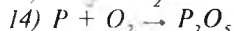
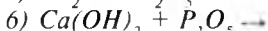
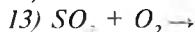
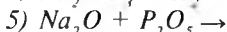
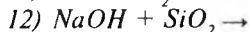
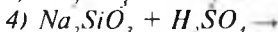
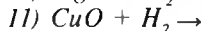
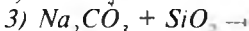
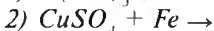
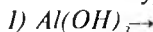


**В реакциях обмена** сложные вещества обмениваются своими составными частями:  $AB + CD = AD + BC$



### Вопросы и задания

1. Приведите пример на каждый тип химической реакции.
2. Закончите уравнения следующих реакций и определите их тип:



# РЕШЕНИЕ РАСЧЁТНЫХ ЗАДАЧ

## Расчёт относительной молекулярной массы и количества вещества

Для того чтобы рассчитать относительную молекулярную массу вещества ( $M_r$ ), нужно сложить относительные атомные массы всех элементов с учётом их количества в формуле.

Например,  $M_r(\text{H}_3\text{PO}_4) = ?$

Зная относительные атомные массы атомов фосфора, водорода и кислорода, рассчитаем относительную молекулярную массу  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

$$\begin{aligned} A_r(\text{H}) &= 1; A_r(\text{P}) = 31; A_r(\text{O}) = 16; \\ M_r(\text{H}_3\text{PO}_4) &= 1 \cdot 3 + 31 \cdot 1 + 16 \cdot 4 = 98. \end{aligned}$$

1. Рассчитайте относительные молекулярные массы следующих веществ:

a)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ; b)  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ; d)  $\text{CaCO}_3$ ; e)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .

## Расчёт массовых долей элементов, входящих в состав сложных веществ

Массовые доли элементов в составе вещества выражаются в основном в десятичных дробях или процентах.

Рассчитаем массовые доли углерода и кислорода в углекислом газе —  $\text{CO}_2$ .

*Решение:*

1. Рассчитаем относительную молекулярную массу  $\text{CO}_2$ :

$$M_r(\text{CO}_2) = 12 \cdot 1 + 16 \cdot 2 = 44.$$

2. Рассчитаем массовую долю O в  $\text{CO}_2$ :

$$\omega(\text{O}) = \frac{2A_r(\text{O})}{M_r(\text{CO}_2)} = \frac{2 \cdot 16}{44} = \frac{32}{44} = 0,73 \text{ или } 73\%$$

3. Рассчитаем массовую долю C в  $\text{CO}_2$ :

$$\omega(\text{C}) = \frac{A_r(\text{C})}{M_r(\text{CO}_2)} = \frac{12}{44} = \frac{32}{44} = 0,27 \text{ или } 27\%$$

*Ответ:* 73% O и 27% C

1. Рассчитайте массовые доли элементов в следующих соединениях:

a)  $\text{FeO}$ ; b)  $\text{P}_2\text{O}_5$ ; d)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ; e)  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

2. Сколько % S и O содержится в оксиде серы (IV)?

3. На предприятии «Ферганаазот» производится минеральное удобрение  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ . Сколько в нём % азота?

4. В каком из следующих минеральных удобрений % доля азота больше:  $\text{NaNO}_3$ ;  $\text{KNO}_3$ ?



## Нахождение формулы вещества на основе массовых долей элементов, входящих в его состав

1. Определите формулу вещества, в составе которого 50% S и 50% O.

**Решение.** Из условия задачи известно, что в составе вещества имеются атомы S и O. Тогда предполагаемая формула вещества будет иметь вид  $S_xO_y$ , где, для того чтобы найти  $x$  и  $y$ , нужно % доли каждого атома разделить на их относительную массу и найти соотношение атомов:

$$x = \frac{50}{32} = 1,5625 \quad y = \frac{50}{16} = 3,125$$

$1,5625 : 3,125 = 1 : 2$ . Значит, формула вещества  $SO_2$ .

2. Определите формулу вещества, в составе которого 2,4% H, 39,1% S и 58,5% O.

**Решение.**

Если известно, что в составе вещества имеются атомы H, S и O, то предполагаемая формула будет иметь вид  $H_xS_yO_z$ , где, для того чтобы найти  $x$ ,  $y$  и  $z$ , нужно разделить % долю атома на его относительную массу и найти соотношение атомов:

$$x = \frac{2,4}{1} = 2,4 \quad y = \frac{39,1}{32} = 1,221875 \quad z = \frac{58,5}{16} = 3,65625$$

$2,4 : 1,221875 : 3,65625 = 2 : 1 : 3$ . Значит, формула вещества  $H_2SO_3$ .

Таблица 7

### Расчёт эквивалентов простых и сложных веществ

| № | Вещество         | Формула                                         | Пример                                |
|---|------------------|-------------------------------------------------|---------------------------------------|
| 1 | Простое вещество | $E = \frac{A_r}{\nu}$                           | $E_{Mg} = \frac{24}{2} = 12$          |
| 2 | Кислота          | $E = \frac{M_r}{n(H)}$                          | $E_{H_2SO_4} = \frac{98}{2} = 49$     |
| 3 | Основание        | $E = \frac{M_r}{n(OH)}$                         | $E_{NaOH} = \frac{40}{1} = 40$        |
| 4 | Оксид            | $E = \frac{M_r}{\text{число атомов} \cdot (V)}$ | $E_{MgO} = \frac{40}{2 \cdot 1} = 20$ |

|   |      |                                                 |                                                 |
|---|------|-------------------------------------------------|-------------------------------------------------|
| 5 | Соль | $E = \frac{M_r}{\text{число атомов} \cdot (V)}$ | $E_{Al_2(SO_4)_3} = \frac{342}{2 \cdot 3} = 57$ |
|---|------|-------------------------------------------------|-------------------------------------------------|

**1. Определение эквивалента простых веществ, элементов.** Эквивалент химического элемента (E), его относительная атомная масса ( $A_r$ ) и валентность (V) взаимосвязаны, что выражается следующей формулой:

$$E = \frac{A_r}{V}$$

Используя эту формулу, можно легко рассчитать эквивалент элемента. Например, у Al  $A_r=27$ , а валентность  $V=3$ , следовательно его эквивалент равен 9.

$$E = \frac{A_r}{V} = \frac{27}{3} = 9$$

Если элемент обладает переменной валентностью, его эквивалент будет меняться в зависимости от этого. Например, эквивалент меди в одно- и двухвалентном состоянии равен 64 и 32, соответственно.

**2. Определение эквивалентности оксидов.** Для нахождения эквивалента оксида нужно умножить число атомов элемента (n) на его валентность (V), а затем разделить его молекулярную массу ( $M_r$ ) на полученное произведение:

$$E(\text{оксид}) = \frac{M_r}{V \cdot n}, \text{ к примеру определим эквивалент CuO,}$$

$$E(\text{CuO}) = \frac{M_r}{V \cdot n} = \frac{80}{2 \cdot 1} = 40.$$

**3. Определение эквивалента оснований.** Для нахождения эквивалента основания его относительную молекулярную массу ( $M_r$ ) делят на число гидроксигрупп в формуле (n):

$$E(\text{основания}) = \frac{M_r}{n(\text{OH})}, \text{ к примеру, для расчёта эквивалента Cu(OH)}_2,$$

имеем, что  $M_r=98$ ,  $n=2$ .

$$E(\text{Cu(OH)}_2) = \frac{M_r}{n(\text{OH})} = \frac{98}{2} = 49$$

**4. Определение эквивалента кислот.** Для нахождения эквивалента кислот необходимо разделить относительную молекулярную массу кислоты ( $M_r$ ) на число атомов водорода в формуле, т.е. на

основность кислоты:  $E(\text{кислоты}) = \frac{M_r}{n(OH)}$ , К примеру, рассчитаем

$$\text{эквивалент } E(H_3PO_4) = \frac{M_r}{n(H)} = \frac{98}{3} = 32,66.$$

**5. Определение эквивалента солей.** Для того чтобы найти эквивалент соли, нужно разделить её относительную молекулярную массу ( $M_r$ ) на произведение числа атомов металла ( $n$ ) и его валентности ( $V$ ):

$$E(\text{соли}) = \frac{M_r}{V \cdot n}. \text{ В качестве примера рассчитаем эквивалент } CuCl_2.$$

$$E(CuCl_2) = \frac{M_r}{V \cdot n} = \frac{135}{2 \cdot 1} = 67,5.$$

### *Решение задач на закон эквивалентов*

- Под эквивалентом вещества понимают такое его количество, которое реагирует с 1 г водорода ( $E(H)=1$ ) или 8г кислорода ( $E(O)=8$ ).
- Вещества реагируют друг с другом в количествах, пропорциональных их эквивалентам.
- Математическое выражение закона эквивалентов можно видеть на примере реакции веществ А и В:  $\frac{m(A)}{m(B)} = \frac{E(A)}{E(B)}$ .

1. В составе оксида алюминия содержится 52,94 % алюминия и 47,06 % кислорода. Если эквивалент кислорода равен 8, определите эквивалент алюминия?

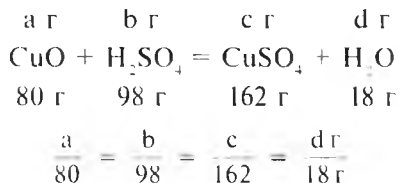
*Решение.*

Соотношение % долей Al и O можно записать, как: 52,94:47,06. Согласно формуле  $x=9$ . Значит, эквивалент алюминия равен 9.

### *Расчёты, проводимые с использованием химических реакций и закона сохранения массы*

Количества участвующих в реакции веществ строго пропорциональны.

Например:



Если известно количество одного из веществ, участвующих в реакции, можно рассчитать количества других веществ.

1. Сколько г  $\text{H}_2\text{SO}_4$  реагирует с 4 г  $\text{CuO}$ , и сколько при этом образуется соли и воды?

*Решение.*

Напишем уравнение реакции:



Рассчитаем молярные массы всех участвующих в реакции веществ и запишем их под соответствующими формулами. Над соответствующей формулой запишем массу вещества, известного по условию, а также отметим то, что необходимо найти:

Сколько нужно серной кислоты?

Сколько образуется сульфата меди (II)?

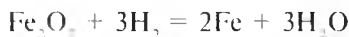
Сколько образуется воды?

*Ответ:* для реакции требуется 4,9 г серной кислоты; в результате реакции образуется 8 г сульфата меди (II) и 0,9 г воды.

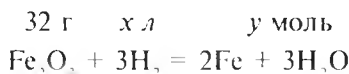
## РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ СМЕШАННОГО ТИПА

1. Какой объём водорода при н.у. требуется для восстановления 32 г оксида железа (III)? Рассчитайте количество железа, образованного в результате реакции.

*Решение:* 1) Напишем уравнение химической реакции, упомянутой в условии задачи.

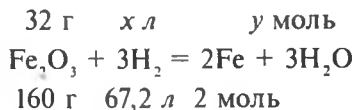


2) Запишем известные данные, а также то, что необходимо найти, над формулами соответствующих веществ.



3) Запишем данные, которые можем определить по уравнению, под формулами соответствующих веществ.





4) Какой объём водорода необходим?

$$\text{Из } \frac{32}{160} = \frac{x}{67,2} \quad x = \frac{32 \cdot 67,2}{160} = 13,44 \text{ л.}$$

5) Сколько моль железа образуется?

$$\text{Из } \frac{32}{160} = \frac{y}{2} \quad y = \frac{32 \cdot 2}{160} = 0,4 \text{ моль.}$$

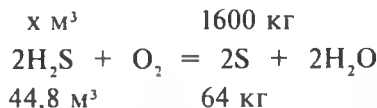
Ответ: требуется 13,44 л водорода, и образуется 0,4 моль железа.

2. Для борьбы с вредителями посевов в сельском хозяйстве используют серный порошок, который получают при неполном сгорании сероводорода:



Какой объём сероводорода при н.у. необходим для получения 1,6 т серного порошка?

Решение: 1) Напишем уравнение химической реакции, в котором отразим всё, что известно по условию и то, что нужно найти (1,6 т = 1600 кг)



2) Какой объём  $\text{H}_2\text{S}$  необходим при н.у.

$$\text{Из } \frac{x \text{ м}^3}{44,8 \text{ м}^3} = \frac{1600 \text{ кг}}{64 \text{ кг}} \quad x = \frac{44,8 \cdot 1600}{64} = 1120 \text{ м}^3$$

Ответ: необходимо 1120 м<sup>3</sup>  $\text{H}_2\text{S}$ .

3. При анализе состава газообразного вещества установлено, что в нём содержится 0,8571 (или 85,71%) углерода и 0,1429 (или 14,29%) водорода. Учитывая, что плотность этого вещества по водороду равна 14, определите его формулу.

Решение: 1) Найдём соотношение атомов в составе вещества:

$$\text{C} : \text{H} = \frac{85,71}{23} : \frac{14,29}{1} = 7,14 : 14,39 = 1 : 2$$

Простейшая формула вещества:  $\text{CH}_2$ .

2) Рассчитаем относительную молекулярную массу вещества:  $M = 14 \cdot 2 = 28$ .

Согласно простейшей формуле его относительная молекулярная масса равна:

$$M(\text{CH}_2) = 12 + 2 \cdot 1 = 14$$

3) Для нахождения истинной формулы вещества:

$$(\text{CH}_2)_n = 28; \quad (12 + 2 \cdot 1)n = 28; \quad 14n = 28; \quad n = \frac{28}{14} = 2.$$

Таким образом,  $(\text{CH}_2)_2 = \text{C}_2\text{H}_4$

*Ответ:* Истинная формула газообразного вещества:  $\text{C}_2\text{H}_4$ .

4. Какой объём (н.у.) занимают 22 г углекислого газа?

*Решение:* 1)  $M(\text{CO}_2) = 44$  г.

2) Рассчитаем объём 22 г  $\text{CO}_2$ :

44 г  $\text{CO}_2$  занимают объём 22,4 литра;

22 г  $\text{CO}_2$  —  $x$  литров.

*Ответ:* 22 г  $\text{CO}_2$  занимают объём 11,2 л.

5. Рассчитайте количество вещества и число молекул в 1 л воды ( $T = 20^\circ\text{C}$ ).

*Решение:* 1) Найдём массу 1 л воды.

Известно, что плотность воды — 1 г/см<sup>3</sup>.

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 1000 \text{ см}^3 \cdot 1 \text{ г/см}^3 = 1000 \text{ г.}$$

2) Найдём количество вещества в 1000 г воды.

$$n = \frac{1000}{18} = 55,56 \text{ моль.}$$

3) Рассчитаем число молекул в 1 литре /1000 г или 55,56 моль воды.

В 1 моль воды  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул.

А в 55,56 моль воды —  $x$  молекул.

$$x = \frac{55,56 \cdot 6,02 \cdot 10^{-23}}{1} = 3333,9 \cdot 10^{23}.$$

*Ответ:* В 1 литре воды 55,56 моль,  $333,9 \cdot 10^{23}$  или  $3,339 \cdot 10^{25}$  молекул.

6. Какой объём (н.у.) занимают 16 г оксида серы (IV)? Сколько в нём содержится молекул и атомов серы и кислорода?

*Решение:* 1) Найдём молярную массу  $\text{SO}_2$ :

$$M(\text{SO}_2) = 64 \text{ г/моль}$$

2) Какой объём занимают 16 г (или 0,25 моль)  $\text{SO}_2$ ?

$$x = \frac{0,25 \cdot 22,4}{1} = 5,6 \text{ л.}$$

3) Сколько в нём содержится молекул  $\text{SO}_2$ ?

{ 1 моль  $\text{SO}_2$   $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул.

{ в 0,25 моль  $\text{SO}_2$  —  $x$  молекул.  $x = \frac{0,25 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{1} = 1,5025 \cdot 10^{23}$

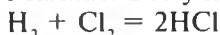
4) В 1 молекуле оксида серы (IV)  $\text{SO}_2$  содержится 1 атом S и 2 атома O. А сколько этих атомов в  $1,5025 \cdot 10^{23}$  молекулах?

Число атомов  $S = 1,5025 \cdot 10^{23} \cdot 1 = 1,5025 \cdot 10^{23}$  число атомов  $O = 1,5025 \cdot 10^{23} \cdot 2 = 3,005 \cdot 10^{23}$ .

*Ответ:* 16 г  $SO_2$  занимают объём 5,6 л. В них содержатся  $1,5025 \cdot 10^{23}$  молекул,  $1,5025 \cdot 10^{23}$  атомов серы и  $3,005 \cdot 10^{23}$  атомов кислорода.

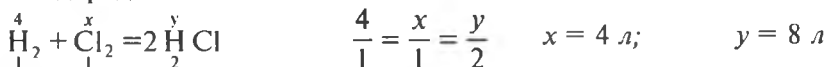
7. Каков объём хлора, реагирующего с 4 л водорода, и сколько литров хлористого водорода образуется при этом

*Решение:* Все участвующие в реакции вещества — газы.



1 моль 1 моль 2 моль  $22,4 : 22,4 = 1$ ;  $22,4 : 22,4 = 1$ ;  $44,8 : 22,4 = 2$ .

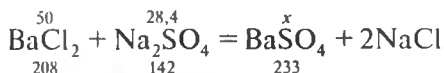
Значит, 1 л водорода, реагируя с 1 л хлора, образует 2 л хлористого водорода:



*Ответ:* 4 л хлора, 8 л хлористого водорода.

8. К раствору, содержащему 50 г хлорида бария, добавили раствор, содержащий 28,4 г сульфата натрия. Определите массу образующегося осадка?

*Решение:* 1) Нам известны массы реагирующих веществ. Одно из них может полностью израсходоваться, а другое — остаться в избытке.



Для реакции взято  $\frac{50}{208} = 0,24$  моль хлорида бария и  $\frac{28,4}{142} = 0,2$  моль сульфата натрия.

Из уравнения реакции видно, что 1 моль хлорида бария реагирует с 1 моль сульфата натрия.

Значит, сульфат натрия полностью израсходуется в реакции. Дальнейший расчёт следует производить по нему.

$$\text{Из } \frac{28,4}{142} = \frac{x}{233} \quad x = \frac{233 \cdot 28,4}{142} = 46,6 \text{ г.}$$

*Ответ:* 46,6 г

### Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1. Рассчитайте относительные молекулярные массы веществ, имеющие следующие химические формулы: а)  $Al_2O_3$ ; б)  $H_2CO_3$ ; в)  $KNO_3$ ; г)  $Ca_3(PO_4)_2$ .

2. Найдите массовые доли элементов в пирите  $FeS_2$ .

3. В каком соединении массовая доля меди наибольшая:  $Cu_2O$ ,  $CuO$ .

4. Определите формулу вещества, имеющего следующий состав: К — 39,7%, Mn — 27,9%, O — 32,4%

5. Определите формулу кислородного соединения фосфора, содержащего 56,4% фосфора.

6. Железо во многих соединениях трёхвалентно. Определите его эквивалент.

7. Определите эквивалент следующих веществ:  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{Pb}(\text{OH})_2$ ,  $\text{HPO}_3$ ,  $\text{AlPO}_4$ ,  $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{KClO}_4$ .

8. 1 г металла полностью реагирует с водой, образуя 0,05 г водорода. Определите эквивалент металла. Если металл двухвалентен, какова его относительная атомная масса?

9. В составе оксида свинца содержится 86,6% свинца. Определите эквивалент свинца в этом соединении и его валентность.

10. Сколько г оксида меди (II), углекислого газа и воды образуется при разложении 444 г малахита  $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ ?

11. Сколько железной окалины было взято для реакции  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 4\text{H}_2 = 3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O}$ , если было получено 28 г Fe?

12. Сколько г  $\text{KClO}_3$  и кислорода образуется при разложении 1,22 г бертолетовой соли?

13. Определите массу и количество соляной кислоты, необходимое для полного растворения 26 г цинка.

14. Какой объём углекислого газа (н.у.) и какую массу негашеной извести можно получить при нагревании 100 кг известняка, содержащего 80 % карбоната кальция ( $\text{CaCO}_3$ )?

15. Рассчитайте количество вещества в 4 г оксида меди (II). Сколько меди (в г) можно получить при восстановлении этого количества оксида меди (II) водородом? Сколько моль воды образуется в результате этой реакции?

16. Определите массу смеси, содержащей 6,72 л углекислого газа и угарный газ в объёмном соотношении 3:1.

17. Рассчитайте массу, количество вещества и число молекул, содержащихся в 112 л аммиака ( $\text{NH}_3$ ).

18. Какой объём занимают 16 г оксида серы (IV) при н.у.? Сколько в них содержится молекул оксида серы (IV) и атомов кислорода?

19. Сколько молекул вещества и атомов кислорода содержится в 0,125 моль углекислого газа?

20. Сколько моль составляет 100 м<sup>3</sup> аммиака при н.у. ? Определите его массу.

21. Какой объём при н.у. занимают 1,4 г азота и 1,9 г водорода?

22. Определите массу смеси, содержащей 22,4 л угарного и углекислого газов в объёмном соотношении 3:1.

23. Для восстановления 1,8 г оксида металла израсходовали 0,504 л водорода, измеренного при н.у. Определите эквивалент оксида и образующих его элементов.

24. В составе оксида титана 59,95% титана и 40,05% кислорода по массе. Определите валентность титана в этом оксиде.



25. Сколько г едкого кали прореагирует с 16,25 г хлорида железа (III)?

26. Оксид серы (IV), образовавшийся при полном сгорании 15,2 г сероуглерода  $CS_2$ , подвергли окислению. Сколько серной кислоты можно получить из этого количества газа?

27. 0,325 г смеси, состоящей из хлорида натрия и хлорида калия, растворили в воде. После взаимодействия с раствором, содержащим 1 моль нитрата серебра, был получен осадок хлорида серебра массой 0,717 г. Определите массовые доли  $NaCl$  и  $KCl$  в первоначальной смеси.

## ГЛАВА II КИСЛОРОД

### § 20. КИСЛОРОД КАК ХИМИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ

*Дышат ли живые организмы кислородом? А люди?*

- Химический символ кислорода — O
- Относительная атомная масса  $\approx 16$
- Валентность в соединениях — 2
- Эквивалент — 8, эквивалентный объём — 5,6 л.

Кислород входит в состав всех живых организмов: растений, животных, людей.

В составе воды кислорода 88,89%, в песке — 53,3%. Рассчитаем массовую долю кислорода в известняке, широко распространённом в природе:

1) химическая формула известняка —  $\text{CaCO}_3$ ;  
2) относительная молекулярная масса —  $M(\text{CaCO}_3) = 40 + 12 + 48 = 100$  г/моль;

3) Массовая доля кислорода в известняке:  $w(\text{O}) = (48:100) \cdot 100 = 48\%$ .  
Таким образом, в нём содержится 48% кислорода.

2 атома кислорода соединяясь, образуют простое вещество ( $\text{O}_2$ ).

Кислород, как простое вещество, входит в состав атмосферного воздуха и занимает примерно 21% его объёма.

Кислород входит в состав веществ, составляющих основу живого: нуклеиновых кислот, белков, углеводов, жиров. Например, в составе углеводов его 49,35%, а в составе жиров — около 12%.

- Кислород составляет 47% земной коры.
- Кислород — самый распространённый элемент на Земле.

Кислород, являясь самым распространённым элементом в земной коре, один из самых необходимых для жизнедеятельности.

Кислород был открыт 1 августа 1774 года Дж. Пристли и независимо от него 30 сентября того же года К. Шееле. Но, как новое вещество, его подробно охарактеризовал А. Лавуазье. По предложению А. Лавуазье ему было дано латинское название **oxygenium** — «рождающий кислоты», первая буква которого стала его химическим символом.

### Вопросы и задания

1. Что Вы знаете о распространённости кислорода в природе?
2. Чему равны относительная атомная и молекулярная массы кислорода?
3. Рассчитайте массовую долю кислорода в следующих соединениях:  
1) песок —  $\text{SiO}_2$ ; 2) известняк —  $\text{CaCO}_3$ ; 3) негашеная известь —  $\text{CaO}$ ; 4) магнитный железняк —  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ .
4. В составе каких соединений встречается кислород в природе? Приведите примеры кислородосодержащих веществ, распространённых в местах Вашего проживания.
5. Одним из самых распространённых в природе кислородосодержащих соединений является белый песок —  $\text{SiO}_2$ : а) рассчитайте относительную молекулярную массу песка; б) найдите соотношение массовых частей элементов, входящих в его состав; в) рассчитайте количество вещества, число молекул, а также число атомов кислорода и кремния, содержащееся в 300 г песка.

## § 21. КИСЛОРОД КАК ПРОСТОЕ ВЕЩЕСТВО. ОЗОН — АЛЛОТРОПНОЕ ВИДОИЗМЕНЕНИЕ КИСЛОРОДА

**«Рыбы дышат растворённым в воде кислородом». «В составе молекулы воды имеется кислород». Одинаково ли значение слова «кислород» в обоих вышеприведённых предложениях?**

- Формула молекулярного кислорода —  $\text{O}_2$
- Его относительная молекулярная масса — 32
- Молярная масса — 32 г/моль
- Молярный объём — 22,4 л/моль
- Многие процессы в природе и технике такие, как дыхание, горение протекают с участием кислорода как простого вещества.

В свободном виде кислород содержится в атмосфере, в небольшом количестве он растворён в воде. Он играет важную роль в дыхании животных и растений. Все реакции горения в природе протекают с участием кислорода.

### Получение кислорода

Для получения кислорода в лаборатории используют кислородосодержащие соединения.

1. Разложение перманганата калия при нагревании:



2. Термическое разложение бертолетовой соли в присутствии катализатора (рис. 14):

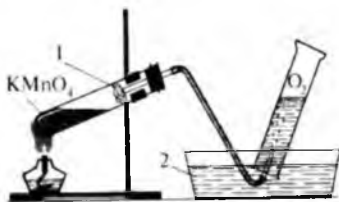
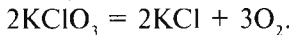
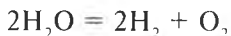


Рис. 14. Получение кислорода.

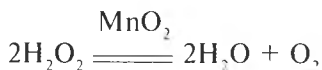
3. Термическое разложение нитратов щелочных металлов:



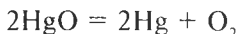
4. Электролиз воды (рис. 15):



5. Разложение пероксида водорода в присутствии оксида марганца (IV) (рис. 16):



6. Нагревание оксида ртути (II):



В промышленности кислород получают из воды или воздуха:

1) Получение кислорода электролизом воды. При этом помимо кислорода получается также и водород — важное сырьё в химической промышленности.

2) Для получения кислорода из воздуха последний сжижается при низкой температуре и высоком давлении. В составе жидкого воздуха в основном содержится азот и кислород. В силу того, что температура кипения азота ( $-196^\circ\text{C}$ ) ниже, чем у кислорода ( $-183^\circ\text{C}$ ), азот сначала переходит в газообразное состояние, выходя из смеси и оставляя жидкий кислород чистым.

Жидкий кислород хранится в специальных стальных баллонах (под давлением 15 МПа). Обычно цвет таких баллонов голубой.

**Понятие о катализаторах.** Если обратить внимание на реакцию разложения пероксида водорода, то этот процесс протекает быстро под действием чёрного порошка — оксида марганца (IV)  $\text{MnO}_2$ . Кислород начинает интенсивно выделяться, и по окончании реакции в сосуде остаётся вода и этот неизрасходованный чёрный порошок.

Если его отфильтровать, высушить и взвесить, то можно заметить, что его первоначальная масса и свойства не изменились. Его можно повторно использовать для разложения других образцов пероксида водорода.

- Вещества, ускоряющие химическую реакцию, но сами в ней не расходующиеся и не изменяющиеся, называются катализаторами.
- Процесс, происходящий с участием катализатора, называется катализом.



Рис. 15. При электролизе воды образуется 2 объёма водорода и 1 объём кислорода.



Рис. 16. Разложение  $\text{H}_2\text{O}_2$  в присутствии  $\text{MnO}_2$ .

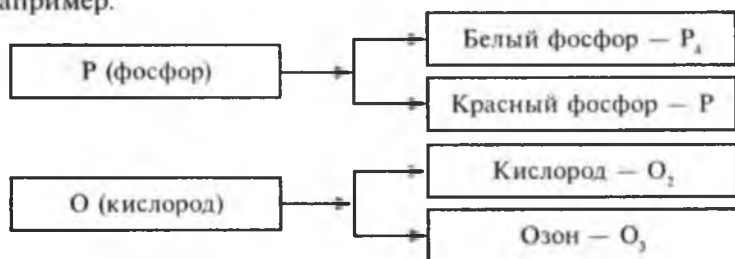
**Физические свойства.** При обычных условиях кислород — газ без цвета, вкуса и запаха. Он немного тяжелее воздуха (1 л кислорода весит 1,43 г; а 1 л воздуха — 1,293 г). Кислород малорастворим в воде: при 0°C в 1 л воды растворяется 49 мл кислорода, а при 20°C — 31 мл. Растворимость кислорода в воде уменьшается с увеличением температуры и наоборот возрастает с её уменьшением. С повышением давления растворимость кислорода в воде увеличивается, а с понижением — наоборот.

Несмотря на незначительную растворимость кислорода в воде, она имеет огромное значение для животного мира, обитающего в водной среде. Если Вы держите аквариумных рыбок, то Вы без труда поймёте, какое значение имеет для них растворимость кислорода в воде. При температуре около 1500°C молекулярный кислород начинает распадаться на атомы. При -183°C кислород превращается в голубую жидкость. Жидкий кислород имеет способность намагничиваться.

#### **Аллотропное видоизменение кислорода.**

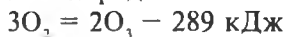
Некоторые химические элементы образуют несколько простых веществ.

Например:



- Аллотропия — способность определённого типа химического элемента образовывать несколько простых веществ.
- Озон — аллотропное видоизменение кислорода.

**Озон.** При пропускании разряда электричества через кислород или воздух образуется новое вещество со специфическим запахом - озон. То, что озон можно получить из чистого кислорода, и что он состоит из атомов кислорода, подтверждает, что он является аллотропной модификацией кислорода.



Озон постоянно образуется в стратосфере (на высоте 23—25 км от поверхности Земли) под действием ультрафиолетовых солнечных лучей, а также при окислении смолоподобных веществ хвойных растений.

В стратосфере имеется озоновый слой толщиной 2—4,5 мм, он защищает Землю от губительной солнечной радиации (вредного излучения). Разрушение озонового слоя очень опасно для жизни на Земле.

Озон разъедает резину, отбеливает масла и бумагу, убивает бактерии. В промышленности используется при усовершенствовании

технологических процессов, очистки газов, промышленных и бытовых сточных вод, обезвреживании воздуха и дезинфекции питьевой воды.

- Озон — голубой газ с характерным запахом, обладает лучшей, чем кислород растворимостью в воде (при  $0^{\circ}\text{C}$  в 1 л воды растворяется 490 мл озона).
- Озон с лёгкостью разлагается:  
 $\text{O}_3 = \text{O}_2 + \text{O}; 2\text{O} = \text{O}_2$
- Озон отделяют от кислорода при сильном охлаждении (озон кипит при  $-111,9^{\circ}\text{C}$ ).
- Озон ядовит. Содержание озона в воздухе не должно превышать 10—5 %.
- Серебро не реагирует с кислородом, но вступает в реакцию с озоном.

Озон получают в лаборатории с помощью специального прибора **озонатора** (рис. 17).

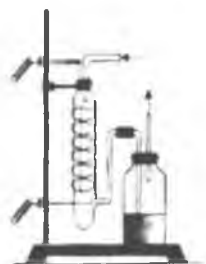


Рис. 17. Озонатор.

### Вопросы и задания

1. Охарактеризуйте физические свойства кислорода.
2. В каких областях народного хозяйства применяется кислород?
3. Определите в каком из следующих предложений речь идёт о молекулярном, а в каких — об атомарном кислороде: 1) рыбы дышат растворённым в воде кислородом; 2) в составе воды есть кислород; 3) для сгорания топлива необходим кислород; 4) в процессе фотосинтеза растения выделяют кислород.
4. Как образуется озон в природе?
5. Что Вы знаете об озоновом слое и озоновых «дырах»?
6. При превращении кислорода в озон его объём уменьшился на 8 мл. Какой объём кислорода израсходован на образование озона, и какой объём озона был получен?
7. Средняя молекулярная масса смеси кислорода и озона 40 г. Определите % кислорода в смеси?

## § 22. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КИСЛОРОДА

*Можно ли причислить реакции горения твёрдого и жидкого топлива к реакциям окисления?*

- Кислород самый активный неметалл после фтора.
- Кислород поддерживает горение.
- Реакции взаимодействия вещества с кислородом называются окислением.
- Реакции окисления иногда сопровождаются выделением тепла и света (воспламенением). Такие реакции называются реакциями горения.



а



б

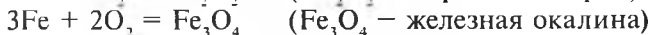
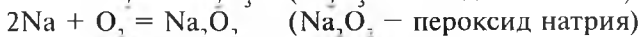
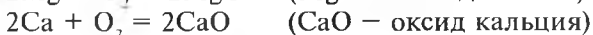
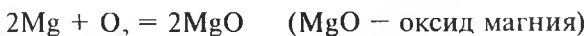


в

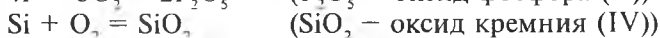
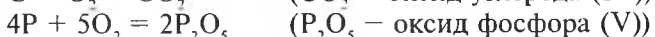
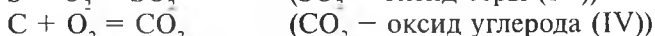
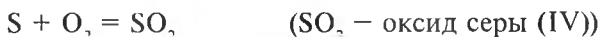


г

**Химические свойства.** Кислород при различных условиях реагирует почти со всеми металлами, кроме золота, серебра, платины и металлами группы платины, образуя оксиды (рис. 18):



Почти все неметаллы, кроме галогенов (элементов VII группы главной подгруппы) реагируют с кислородом, образуя оксиды:



Кислород реагирует со сложными неорганическими и органическими веществами. В результате таких реакций образуются оксиды элементов, входящих в состав сложного вещества:

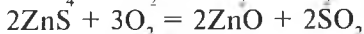
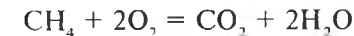


Рис. 18.

### Вопросы и задания

1. С какими металлами и неметаллами кислород не взаимодействует?
2. Как получают кислород в лаборатории и промышленности?
3. В каких целях используется кислород?
4. Напишите уравнения реакций окисления следующих простых и сложных веществ: бария —  $\text{Ba(II)}$ , азота —  $\text{N(II)}$ , ацетилена —  $\text{C}_2\text{H}_2$ , сероводорода —  $\text{H}_2\text{S}$ , этилового спирта —  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ .
5. Закончите уравнения следующих реакций и уравняйте, подобрав коэффициенты:  
 а)  $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 = ? + ?$       б)  $\text{CS}_2 + \text{O}_2 = ? + ?$
6. Какой объём  $\text{CO}_2$  (н.у.) образуется при полном сгорании 2,5 л  $\text{CH}_4$  в кислороде?
7. Сколько г кислорода образуется при полном каталитическом разложении 13,6 г пероксида водорода, и какой объём займёт эта масса кислорода при н.у.?
8. Сколько г, моль и молекул  $\text{P}_2\text{O}_5$  образуется при сгорании 6,2 г фосфора?

## § 23. СОСТАВ, СТРОЕНИЕ И НОМЕНКЛАТУРА ОКСИДОВ

*Химическая формула —  $\text{SiO}_2$ . Является ли песок оксидом в руслах рек и ручейков?*

В оксидах атомы кислорода непосредственно не связываются друг с другом, а связываются с атомами другого элемента.

- Оксиды — сложные вещества, состоящие из 2 типов атомов, одним из которых является кислород.
- В оксидах кислород двухвалентен.
- Общая формула оксидов:  $\text{E}_2\text{O}_n$

Эмпирические (простейшие) и графические формулы оксидов выражаются следующим образом:

|                 |                                                                                                                                                                          |                            |                                                                                                                                                                                           |                                                 |
|-----------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|----------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------|
| MgO<br><br>Mg=O | $\text{Al}_2\text{O}_3$<br><br>$\begin{array}{c} \text{Al}=\text{O} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{O} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{Al}=\text{O} \end{array}$ | $\text{CO}_2$<br><br>O=C=O | * $\text{P}_2\text{O}_5$<br><br>$\begin{array}{c} \text{O}=\text{P}=\text{O} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{O} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{O}=\text{P}=\text{O} \end{array}$ | Эмпирическая формула<br><br>Графическая формула |
| Оксид магния    | Оксид алюминия                                                                                                                                                           | Оксид углерода (IV)        | Оксид фосфора (V)                                                                                                                                                                         | Название оксида                                 |

**Номенклатура.** Название оксида элемента с постоянной валентностью пишется, как «оксид +название элемента в родительном падеже»: оксид магния, оксид алюминия.

Если элемент обладает переменной валентностью и образует различные оксиды, то его валентность указывается римскими цифрами в скобках:  $\text{CO}_2$  — оксид углерода (IV), CO — оксид углерода (II),  $\text{P}_2\text{O}_5$  — оксид фосфора (V),  $\text{P}_2\text{O}_3$  — оксид фосфора (III).

К слову «оксид» можно добавить греческие приставки, означающие число атомов:  $\text{CO}_2$  — диоксид углерода,  $\text{SO}_2$  — диоксид серы,  $\text{SO}_3$  — триоксид серы,  $\text{RuO}_4$  — тетраоксид рутения.

В номенклатуре оксидов используются также их исторические названия, связанные с их нахождением в природе и использованием в быту: негашёная известь — CaO;  $\text{H}_2\text{O}$  — вода;  $\text{SiO}_2$  — песок, кварц; MgO — магнезия;  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  — железняк (рис. 19).

**Биологическое значение.** Кислород является важным биогенным элементом. 45% биомассы растений составляет кислород.



Рис. 19.  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  — магнитный железняк.



Процесс дыхания живых организмов на Земле непосредственно связан с кислородом. Кислород также является источник озонового слоя, защищающего нас от губительного излучения. Кислород имеет огромное значение при разложении и гниении мёртвых организмов. Процесс фотосинтеза невозможно представить без кислорода. 65% тела человека составляет кислород.

**Применение.** Кислород широко используется в медицине, для поддержания жизни в подводных и космических аппаратах, для дыхания и горения, осуществления процессов гниения, создания высокой температуры в производственных процессах, для производства химических веществ и в качестве окислителя топлива в различных агрегатах. Кислород выпускается для технических нужд на продажу в 40 л голубых баллонах (масса тары 80 кг) в сжатом состоянии под давлением 150—160 атм, объёмом 6—7 м<sup>3</sup> (масса кислорода 9—10 кг).

### **Вопросы и задания**

1. Какие вещества называют оксидами?
2. Как записываются эмпирические и графические формулы оксидов? Поясните на примерах.
3. Как называют оксиды?
4. Напишите формулы и названия следующих оксидов: 1) калия; 2) цинка; 3) кремния (IV); 4) хрома (III); 5) хлора (VII); 6) ртути (II).
5. Изобразите графические формулы следующих оксидов: 1)  $\text{Cu}_2\text{O}$ ; 2)  $\text{P}_2\text{O}_3$ ; 3)  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ; 4)  $\text{SO}_3$ ; 5)  $\text{N}_2\text{O}_3$ .
6. В составе оксида железа 72,2% железа и 27,8% кислорода. Определите формулу оксида и назовите его.

## **§ 24. КРУГОВОРОТ КИСЛОРОДА В ПРИРОДЕ. ВОЗДУХ И ЕГО СОСТАВ. ЗАЩИТА ВОЗДУХА ОТ ЗАГРЯЗНЕНИЯ**

*Одинаков ли состав воздуха в предгорном лесу и в городе? Чем это можно объяснить?*

В предыдущих темах было сказано, что содержание кислорода велико в атмосфере, литосфере и гидросфере.

Таблица 8

**Кислородные ресурсы**

| Среда      | Основные формы                                                         | масса, т            |
|------------|------------------------------------------------------------------------|---------------------|
| Литосфера  | Силикаты, алюмосиликаты, оксиды соли                                   | $10^{19}$           |
| Гидросфера | Вода                                                                   | $1,5 \cdot 10^{18}$ |
| Атмосфера  | Молекулярный кислород                                                  | $1,2 \cdot 10^{15}$ |
| Биосфера   | Вода, карбоновые кислоты, белки, нуклеиновые кислоты, углеводы, липиды | $10^{12}$           |

Круговорот кислорода связан в основном с процессами фотосинтеза и дыхания.

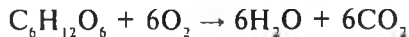
### *Круговорот кислорода в природе*



При фотосинтезе углекислый газ ( $\text{CO}_2$ ) из атмосферы, реагируя с водой, образует органическое вещество и кислород. При этом половина количества кислорода в  $\text{CO}_2$  расходуется на образование биомассы, а оставшаяся половина - для образования воды. Кислород воды, реагирующей с углекислым газом, полностью переходит в атмосферу в виде  $\text{O}_2$ . Таким образом, реакция фотосинтеза обеспечивает переход кислорода из гидросферы в атмосферу, а из атмосферы в биосферу (\* показано, что кислород образуется из воды):



В процессе дыхания, обратном фотосинтезу, кислород, образованный при разложении мёртвых организмов и горении, возвращается из биосферы в атмосферу и гидросферу:



Кислород биомассы Земли обновляется каждые 20—30 лет. В литосферу кислород возвращается из  $\text{CO}_2$  атмосферы в связанной форме —  $\text{CaCO}_3$  (например, раковины моллюска), термическое выделение которого возвращает  $\text{CO}_2$  в атмосферу:  $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$

Эта реакция происходит в основном в зонах активных вулканических процессов, которая постепенно обновляет  $\text{CO}_2$  в атмосфере.

**Воздух.** Атмосферный воздух является природной смесью многих газов. Кроме кислорода и азота, составляющих основную часть воздуха, в нём содержатся в незначительном количестве инертные газы, углекислый газ, пары воды и водород. Помимо этого в зависимости от условий в нём могут находиться частицы пыли и некоторые случайные примеси. Кислород, азот и инертные газы являются постоянной составляющей воздуха, они в любом месте встречаются почти в одинаковом количестве. Содержание углекислого газа, паров воды и пыли меняется в зависимости от условий.

Таблица 9

Состав сухого воздуха на уровне моря (в %)

|           | N <sub>2</sub> | O <sub>2</sub> | CO <sub>2</sub> | H <sub>2</sub> | Ar    | Ne      | He      | Kr      | Xe       |
|-----------|----------------|----------------|-----------------|----------------|-------|---------|---------|---------|----------|
| По объёму | 78,03          | 20,99          | 0,03            | 0,01           | 0,933 | 0,00161 | 0,00046 | 0,00011 | 0,000008 |
| По массе  | 75,6           | 23,1           | 0,046           | 0,0007         | 1,286 | 0,00012 | 0,00007 | 0,0003  | 0,00004  |

1 л воздуха при 20°C и нормальном атмосферном давлении весит 1,293 г. При -140°C и 4 МПа воздух превращается в бесцветную прозрачную жидкость. Из жидкого воздуха выделяют азот, кислород, инертные газы.

CO<sub>2</sub> и пары воды в воздухе препятствуют рассеиванию тепла Земли во Вселенную, они выполняют функцию защитного экрана. Озоновый слой выполняет роль щита, не пропускающего губительное для жизни на Земле излучение — коротковолновые ультрафиолетовые лучи Солнца и звёзд.

Твёрдые частицы пыли в воздухе выполняют функцию ядер, формирующих капли дождя (состав пыли: минеральные вещества, частицы угля, цветочная пыльца, различные бактерии).

К случайным примесям в воздухе относятся органические остатки, аммиак и сероводород, образующиеся при гниении, а также промышленные выбросы, как диоксид серы, оксид азота (IV), фтористый водород, оксиды азота, образующиеся в результате электрических разрядов в атмосфере. Они периодически удаляются со снегом и дождём.

Воздух — самая необходимая составная часть для жизни на Земле, сохранение его чистоты и прозрачности имеет огромное значение для человечества. Для постоянной защиты воздуха от техногенного загрязнения необходимо использовать новые безотходные технологии, обеспечить нормальное функционирование природных механизмов очистки воздуха.

- Воздух — бесценная собственность всего человечества.
- Как отмечал Абу Али ибн Сино: «Человек мог бы жить 1000 лет, если бы не было пыли».

### **Вопросы и задания**

1. Как по-Вашему происходит круговорот кислорода в природе?
2. Объясните суть процессов фотосинтеза и дыхания.
3. Что Вы знаете о составе воздуха?
4. Что нужно делать для сохранения чистоты воздуха?

## **§ 25. ГОРЕНИЕ. ВИДЫ ТОПЛИВА**

**Какие меры Вы предпримете для тушения внезапно возникшего пожара? Поясните их суть.**

- Реакции, протекающие с участием кислорода и с выделением теплоты и света, называются реакциями горения.

Обратите внимание на горение серы, угля или древесины на воздухе и в чистом кислороде. В каком случае горение протекает быстрее?

В чистом кислороде в сравнении с воздухом вещества горят лучше и быстрее (рис. 20). Несмотря на то, что в обоих случаях выделяется одинаковое количество тепла, в кислороде этот процесс протекает быстрее, а выделяющееся тепло не расходуется на нагревание азота (как в случае с воздухом). Поэтому при горении в чистом кислороде достигается высокая температура.

Если поместить тлеющую лучину в сосуд с чистым кислородом, она сразу загорится. В воздухе, спустя некоторое время, она вообще может потухнуть. Если лучина горит, то она будет продолжать гореть и на воздухе, тепло выделившееся в процессе горения, будет поддерживать температуру выше температуры воспламенения лучины.

- Температура, необходимая для воспламенения вещества на воздухе, называется температурой воспламенения.

Значит, для обеспечения возгорания веществ, нужно их, в первую очередь, нагреть до температуры воспламенения и обеспечить доступ кислорода.

Для тушения пламени необходимо ликвидировать факторы, поддерживающие горение, т.е. охладить вещество до температуры ниже температуры воспламенения или прекратить доступ кислорода (рис. 21).



**Рис. 20.**  
Горение магния в чистом кислороде.



**Рис. 21.**  
Затухание пламени.

Охваченную огнём вещь необходимо обработать негорючим средством, понижающим температуру, или накрыть её одеялом или брезентом, чтобы прекратить подачу воздуха к источнику возгорания. В результате огонь будет потушен.

В непредвиденных обстоятельствах пожар необходимо тушить, используя средства для пожаротушения. Если их нет под рукой, нужно руководствоваться вышеприведённым способом.

- Материал, выделяющий тепло в результате возгорания, называется горючим.
- Горючее бывает твёрдым, жидким и газообразным.



При сгорании твёрдого горючего остаётся твёрдый остаток - пепел, жидкие и газообразные виды горючего лишены такого недостатка. Но каждый вид горючего имеет своё строго определённое место происхождения, промышленный масштаб и экономическую эффективность, что ограничивает возможность их взаимозамещения.

Неправильное сгорание топлива может принести ущерб народному хозяйству. Горючее позволяет легко пережить холодное время года, готовить пищевые продукты, которые нельзя употреблять в сыром виде, выплавлять металлы из руд, приводить в движение транспортные средства, получать другие виды энергии.

### **Вопросы и задания**

1. Объясните суть процесса горения.
2. Расскажите о значении процесса горения в промышленности, сельском хозяйстве, транспортном секторе и в повседневной жизни.
3. Что такое температура воспламенения?
4. Поясните процесс горения свечи.
5. Расскажите о видах топлива, используемых в регионе, где Вы живёте.

## **§ 26. ТЕПЛОВОЙ ЭФФЕКТ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ**

**Приведите примеры экзотермических химических реакций.**

В зависимости от того, протекают ли химические реакции с выделением или поглощением тепла, различают экзо- и эндотермические реакции.

- Энергия, выделяемая в процессе реакций, называется **химической энергией**.

Химическую энергию можно превратить в тепловую, механическую, световую и электроэнергию. Во многих случаях химическая энергия превращается в тепловую и наоборот.

- Энергия, выделяемая или поглощаемая в химической реакции, называется **тепловым эффектом ( $\Delta Q$ )**.

Тепловой эффект реакции определяется разницей между энергией образующихся и разрывающихся связей и выражается в килоджоулях (кДж).

- Реакции, протекающие с выделением тепла (энергии), называются **экзотермическими** («экзо»- наружу) (рис. 22).

В таких реакциях тепловой эффект указывается со знаком «+» (плюс).

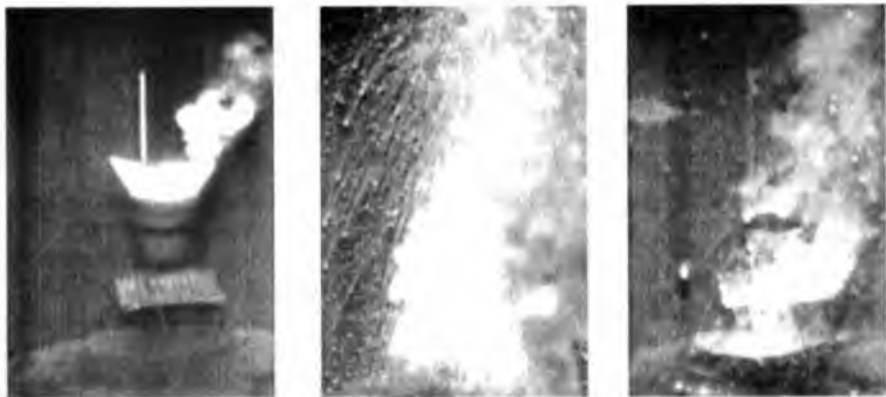
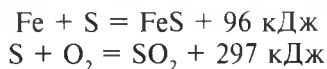
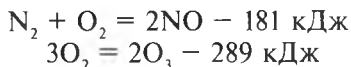


Рис. 22. Экзотермические реакции.

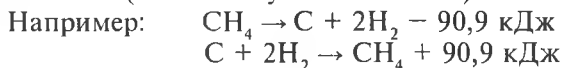


- Реакции, протекающие с поглощением тепла (энергии), **эндотермическими** («эндо» - вовнутрь).

В таких реакциях тепловой эффект указывается со знаком «-» (минус).



- Энергия, выделяемая или поглощаемая при образовании 1 моль сложного вещества из простых, называется теплотой образования вещества.
- Теплота разложения сложного вещества на простые соответствует теплоте его образования, однако эти величины имеют противоположные знаки (закон Лавуазье и Лапласа).



- Тепловой эффект реакции зависит от природы реагирующих и образующихся веществ и не зависит от промежуточных стадий реакции (закон Гесса) .

## РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ

1. 0,719 г оксида металла восстановили водородом и получили 0,559 г металла. Определите эквивалент металла и формулу оксида.

*Решение:* 1) Определим количественный состав оксида металла.  
 $m(\text{Me}_2\text{O}_n) = 0,719 \text{ г}$ . По условию задачи известно, что в составе оксида имеется 0,559 г металла. Рассчитаем массу кислорода в оксиде:

$$m(\text{O}) = m(\text{Me}_2\text{O}_n) - m(\text{Me}) = 0,719 - 0,559 = 0,16 \text{ г}.$$

2) Найдём эквивалент металла по закону эквивалентов.

$$\text{Из } \frac{m(\text{Me})}{m(\text{O})} = \frac{E(\text{Me})}{E(\text{O})} \quad E(\text{Me}) = \frac{0,559 \cdot 8}{0,16} = 27,95$$

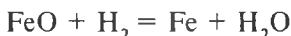
3) Найдём относительную атомную массу металла.

Используя формулу  $E = \frac{A}{V}$ , найдём относительную атомную массу металла  $A = E \cdot V$ .

$A = 27,95 \cdot 1 = 27,95$ . Нет одновалентного металла с относительной атомной массой 27,95.

Если металл двухвалентен, то:  $A = 27,95 \cdot 2 = 55,9$ .

Двухвалентный металл с относительной атомной массой 55,9 соответствует железу. Значит, для эксперимента был взят оксид железа (II).



*Ответ:* железо.

2. Определите формулу оксида кремния, содержащего 53,3% кислорода.

*Решение:* 1-ый способ. Найдём формулу вещества по закону эквивалентов.

1) В 100 г вещества содержится 53,3 г кислорода и  $(100 - 53,3 = 46,7)$  г кремния.

2) Найдём эквивалент кремния по формуле:

$$\text{Из } \frac{m(\text{Si})}{m(\text{O})} = \frac{E(\text{Si})}{E(\text{O})} \quad E(\text{Si}) = \frac{46,7 \cdot 8}{53,33} = 7$$

3) Зная относительную атомную массу кремния (28), определим его валентность в данном соединении: из формулы  $E = \frac{A}{V} \quad V = \frac{A}{E} = \frac{28}{7} = 4$ .

Таким образом, в данном соединении кремний четырёхвалентен. Зная валентность элементов в соединении, можно составить его формулу.

4) Найдём формулу вещества. Наименьшим общим кратным чисел IV и II является IV ( $4:4=1$ ;  $4:2=2$ ). Числа, полученные при делении наименьшего общего кратного на валентность каждого элемента, представляют собой индексы данного элемента в формуле.  $\text{SiO}_2$  — оксид кремния (IV).

*Ответ:* оксид кремния (IV)

2-й способ. 1) Формулу вещества можно найти, зная количественный состав вещества и атомные массы элементов, входящих в его состав.

Запишем формулу вещества, как  $\text{Si}_x\text{O}_y$ , где  $x$  и  $y$ , числа, которые нужно найти:

$$x : y = \frac{46,7}{28} : \frac{53,3}{16} = 1,66 : 3,33$$

Если учесть, что число атомов элементов должно выражаться целыми числами, полученные данные 1,66 и 3,33 нужно разделить на наибольший общий делитель. Тогда соотношение  $x : y = 1 : 2$ .

Таким образом,  $x = 1$  и  $y = 2$ , формула вещества —  $\text{SiO}_2$ .

*Ответ:* оксид кремния (IV).

3. При нагревании 12,8 г соли было получено 7,2 г воды и 4,48 л газообразного азота (н.у.). Зная, что молярная масса соли 64 г/моль, определите её формулу.

*Решение:* 1) Качественный состав соли известен.

При нагревании соли образовалась вода, значит, в составе соли имеются водород и кислород. Образование азота свидетельствует о присутствии азота в составе соли.

2) Определим массу водорода и кислорода.

Масса кислорода, содержащегося в 7,2 г воды:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 + 16 = 18 \text{ г/моль}$$

В 18 г воды содержится 2 г водорода и 16 г кислорода

А в 7,2 г воды —  $x$  г водорода и  $y$  г кислорода

$$x = \frac{7,2 \cdot 2}{18} = 0,8 \text{ г водорода} \quad y = \frac{7,2 \cdot 16}{18} = 6,4 \text{ г кислорода}$$

3) Найдём массу азота:

22,4 л азота весят 28 г ,

4,48 л азота —  $x$  г.

$$x = \frac{4,48 \cdot 28}{22,4} = 5,6 \text{ г}$$

4) Таким образом в составе данного образца соли имеются 0,8 г водорода, 6,4 г кислорода и 5,6 г азота.

$$0,8 + 6,4 + 5,6 = 12,8 \text{ г}$$



$$5) \text{N}:\text{H}:\text{O} = 5,6:0,8:6,4 \quad x:y:z = \frac{5,6}{14} : \frac{0,8}{1} : \frac{6,4}{16} = 0,4:0,8:0,4$$

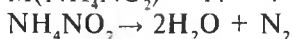
Найдём целочисленное соотношение атомов в формуле:

$$(0,4 : 0,8 : 0,4) \cdot 5 = 2 : 4 : 2$$

Таким образом, в формуле соли имеются 2 атома азота, 4 атома водорода и 2 атома кислорода.

$\text{N}_2\text{H}_4\text{O}_2$  или  $\text{NH}_4\text{NO}_2$  — нитрит аммония

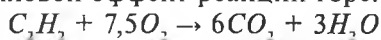
$$M(\text{NH}_4\text{NO}_2) = 14 + 4 + 14 + 32 = 64$$



Ответ:  $\text{NH}_4\text{NO}_2$ .

### Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1. Сколько тепла выделяется при полном сгорании 24 г углерода?
2. Сколько тепла выделится при сгорании 5 моль водорода?
3. Определите тепловой эффект реакции горения бензола.



Теплоты образования веществ, участвующих в данной реакции следующие:

$$\begin{aligned} \text{C}_6\text{H}_6 &= -49 \text{ кДж/моль} & \text{H}_2\text{O/пар} &= -241,88 \text{ кДж/моль} \\ \text{CO}_2 &= -393,62 \text{ кДж/моль} \end{aligned}$$

Сколько тепла выделится при сгорании 19,5 г бензола?

4. Термохимическое уравнение горения оксида углерода (II) представлено ниже:



Какой объём угарного газа (н.у.) необходимо сжечь для получения 1423,5 кДж теплоты?

5. Определите тепловой эффект следующих реакций: теплота образования  $\text{SiO}_2$  равна 851,2 кДж, а  $\text{MgO}$  — 611,7 кДж.

6. Определите плотность газа по гелию, если его плотность по воздуху — 1,52.

7. Определите число молекул, содержащихся в 1 мл метана при 27°C и давлении 96 кПа.

8. При восстановлении 0,719 г оксида металла водородом получили 0,56 г металла. Определите эквивалент металла и формулу его оксида.

9. Определите плотность по водороду смеси газов, состоящей из 40% азота и 60% кислорода.

10. Определите объёмное соотношение газов в кислородно-водородной смеси, плотность которой по водороду равна 10.

11. Каково процентное содержание алюминия и кислорода в оксиде алюминия?

12. Определите формулу оксида кремния, содержащего 53,33% кислорода.

13. Известно, что в составе цианамиды кальция, используемого в качестве дефолианта хлопчатника, содержится 50 % кальция, 15% углерода и 35% азота. Определите формулу этого вещества.

14. При нагревании 6,4 г соли образуется 3,6 г воды и 2,24 л (н.у.) азота. Определите формулу соли.

15. Определите массовую долю воды в глауберовой соли  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ .

16. Какое вещество образуется при сгорании железа в кислороде?

17. Для сжигания серы израсходовано 16 г кислорода. Сколько атомов кислорода в этом количестве вещества?

18. Сколько л кислорода (н.у.) необходимо для сжигания 18 г углерода?

19. Определите массу и число молекул, содержащихся в 0,25 моль кислорода.

## ГЛАВА III ВОДОРОД

### § 20. РАСПРОСТРАНЁННОСТЬ ВОДОРОДА В ПРИРОДЕ

*Знаете ли Вы элемент, содержание которого на Земле небольшое, но во Вселенной он самый распространённый?*

В 1766 году английский учёный Г. Кавендиш открыл «горючий воздух», а в 1783 году в Париже Жаком Шарлем был запущен воздушный шар, наполненный водородом (рис.23), в 1787 году А. Лавуазье определил, что «горючий воздух», открытый Г. Кавендишем, входит в состав воды, и дал ему название hydrogenium, т.е. «рождающий воду». Сейчас первая буква этого латинского слова является химическим символом водорода.



Рис. 23. Полёт воздушного шара, заполненного водородом.

- Химический символ — Н (аш)
- Валентность равна 1
- Относительная атомная масса — 1,0078

В свободном виде водород встречается на Земле в незначительном количестве. Он иногда выделяется с другими газами при извержении вулканов или добыче нефти. Однако водород широко распространён в виде соединений. Водород — элемент, образующий наибольшее число соединений. Его суммарная массовая доля в литосфере, воде и воздухе — 0,88%. Водород, составляющий 1/9 массовую часть молекулы воды, входит в состав всех растений и животных, нефти, природного газа, ряда минералов.

Водород — самый распространённый элемент во Вселенной. Он составляет основную массу Солнца и других звёзд. Он входит в состав газовых туманностей, межзвёздных газов. В ядрах звёзд атомы водорода превращаются в атомы гелия. Этот процесс протекает с выделением энергии (*термоядерная реакция*), которая является основным источником для многих звёзд, в том числе и Солнца. Энергия Солнца согревает Землю, приводит в движение воздушные

массы атмосферы, водные массы рек, морей, океанов, обеспечивает протекание процесса фотосинтеза у зелёных растений и в конечном счёте является основным условием жизни.

Вообще, водород широко распространён как элемент, входящий в состав воды, кристаллизационной воды в минералах, углеводородов нефти и газа, различных гидроксидов, биомассы растений и животных, органического вещества почвы.

### **Вопросы и задания**

1. Каково происхождение химического символа водорода?
2. Что Вы знаете о распространённости водорода в природе?
3. Расскажите о распространённости водорода во Вселенной.
4. Рассчитайте % долю водорода в следующих соединениях: а)  $\text{CH}_4$ , б)  $\text{NH}_3$ ; в)  $\text{C}_2\text{H}_2$ ; г)  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ;

## **§ 28. ВОДОРОД КАК ПРОСТОЕ ВЕЩЕСТВО.**

### **ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ВОДОРОДА**

#### ***Почему Г. Кавендиш назвал водород «горючим воздухом»?***

Молекулярный водород состоит из 2 атомов —  $\text{H}_2$ . Его относительная молекулярная масса  $\approx 2$ , он самый лёгкий газ, обладающий наилучшей среди газов теплопроводностью. При обычных условиях в атмосферном воздухе водород содержится в незначительном количестве. Водород способен растворяться в металлах. Он, как самый лёгкий газ, обладает наибольшей скоростью диффузии, его молекулы по сравнению с молекулами других газов быстро проникают в среду другого вещества, легко преодолевают все препятствия. При высоком давлении и температуре эта его способность резко возрастает.

**Физические свойства.** Водород — газ без цвета, вкуса и запаха. Плохо растворяется в воде: при нормальных условиях в 1 л воды растворяется 21,5 мл. водорода. Хорошо растворяется в некоторых металлах (никеле, палладии, платине). Он самый лёгкий газ, в 14,5 раз легче воздуха. Температура кипения —  $252,6^\circ\text{C}$ ; при  $-259,1^\circ\text{C}$  образуются прозрачные кристаллы.

**Химические свойства.** При обычной температуре активность молекулярного водорода небольшая. Атомарный же водород очень активен.

Водород почти со всеми неметаллами образует летучие соединения. В зависимости от активности неметалла реакция может протекать быстро или медленно.

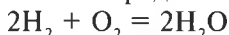
1. Водород присоединяет фтор уже при комнатной температуре:



2. С хлором водород реагирует быстро на свету, а при нагревании — со взрывом (в темноте и без нагревания реакция протекает медленно):



3. При обычной температуре водород не реагирует с кислородом. Смесь водорода с кислородом в объёмном соотношении 2:1 называется «гремучей смесью», которая взрывается при внешнем воздействии. Водород горит в кислороде:



При этой реакции температура может достигать 3000°C.

Многие неметаллы вступают в реакцию с водородом при высокой температуре, давлении или в присутствии катализатора (например, с серой и азотом).

Водород вступает в реакцию с азотом при высокой температуре и давлении, что позволяет получить важный для промышленности аммиак.

Водород — восстановитель, он позволяет получить чистые металлы из их оксидов.

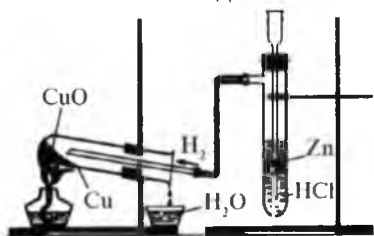
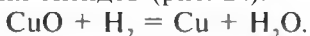
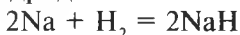


Рис. 24. Восстановление оксида меди (II) водородом.

1. При высоких температурах водород восстанавливает металлы из их оксидов (рис. 24):



2. С щелочными и щелочноземельными металлами водород образует солеподобные соединения — гидриды:



Соединения водорода с металлами называют гидридами. Например, NaH — гидрид натрия, CaH<sub>2</sub> — гидрид кальция, AlH<sub>3</sub> — гидрид алюминия.

Атомарный водород очень активен, он способен вступать в реакцию с серой, мышьяком, фосфором, кислородом при комнатной температуре, восстанавливать металлы из их оксидов.

### Вопросы и задания

1. Определите массу 1 л водорода (н.у.).
2. Какая смесь называется «гремучей» и по какой причине?
3. Какие вещества называют гидридами? Напишите уравнения реакций их образования.
4. Напишите уравнения реакций, протекающих по этой схеме:  $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}$
5. Какой объём водорода (н.у.) необходим для восстановления 3,2 г оксида железа (II) (FeO)?

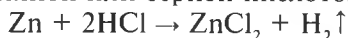
## § 29. ПОЛУЧЕНИЕ ВОДОРОДА

*В лаборатории водород получают при взаимодействии кислот с металлами. Сколько цинка и соляной кислоты нужно для получения 4,48 л водорода, измеренного при н.у.?*

Водород обладает постоянной валентностью, равной 1. Поэтому в бинарных соединениях, где водород соединён с другим элементом, валентность последнего легко определить по числу атомов водорода, связанного с ним.

Таким образом, поскольку водород обладает постоянной валентностью, по нему можно определить валентность других элементов.

**Получение в лаборатории.** В лаборатории водород получают при взаимодействии цинка или железа с соляной или серной кислотой (рис. 25):

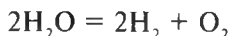


Для получения водорода в лаборатории можно воспользоваться специальным аппаратом Киппа.

**Получение в промышленности.** Давайте познакомимся и с промышленным способом получения водорода, поскольку он широко используется в народном хозяйстве. Водород в свободном виде встречается в природе в очень небольшом количестве. Для получения его в промышленных масштабах, используют соединения, содержащие водород. Вода и метан, являющийся основной составляющей природного газа, широко для этого используются.

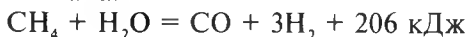
Из них водород получают следующим образом:

1. Электролиз воды:

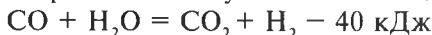


(эта реакция протекает при постоянным воздействием электрического тока).

2. Переработка метана:



(эта реакция проводится при 425–450°C с участием Ni в качестве катализатора)



(эта реакция проводится при 425–450°C с участием  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  в качестве катализатора)



Рис. 25. Вытеснение водорода цинком из соляной кислоты.

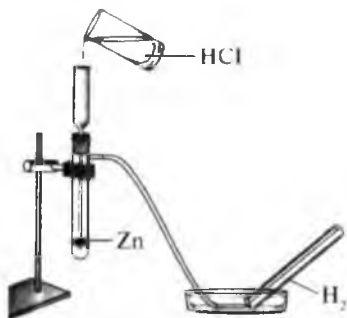


Рис. 26. Выделение водорода.

### **Вопросы и задания**

1. Определите валентность водорода и других элементов в следующих соединениях:  $H_2S$ ,  $NaH$ ,  $H_2SO_4$ ,  $PH_3$ ,  $CH_4$
2. Реакцией между какими металлами и кислотами можно получить водород? Напишите уравнения реакций.
3. Объясните принцип работы аппарата Киппа.
4. Сколько железа и серной кислоты необходимо для получения 4,48 л водорода (н.у.)?

## **§ 30. ПЕРВОНАЧАЛЬНЫЕ ПОНЯТИЯ О КИСЛОТАХ**

*Как Вы можете доказать, что в составе таких фруктов, как яблоки и лимоны, имеются кислоты?*

Среди природных соединений, содержащих водород, особое место занимают кислоты.

В природе встречается много кислот. В citrusовых фруктах (лимонах, апельсинах, мандаринах) содержится лимонная кислота, в свежих фруктах (яблоках, айве, гранате) — яблочная кислота, в листьях щавеля — щавелевая кислота, в брюшке у муравьёв, а также в пчелином яде и жале — муравьиная кислота.

Во многих домах пищу, особенно мучное готовят с использованием уксусной кислоты. Она же используется и при консервировании овощей. Многие, должно быть, знают, что уксусную кислоту можно получить при брожении винограда или яблок. Вы наверняка в своей жизни наблюдали скисание молока, происходящее за счёт молочной кислоты. В сельской местности заготавливают силос, при этом образуются молочная, масляная и другие кислоты. Для всех вышеперечисленных кислот характерен кислый вкус, и все они содержат водород.

Помимо этого, производимые в промышленности синтетические кислоты также являются водородными соединениями. Многим известно, что при нарушениях в желудочно-кишечном тракте врачом предписывается использование слабого раствора соляной кислоты, а серная кислота используется в аккумуляторных батареях автомобилей.

Кислоты — сложные вещества с характерными общими свойствами.

- Вещества, изменяющие окраску в зависимости от специфических свойств веществ, называются индикаторами.

Растворы кислот изменяют окраску лакмуса, метилового оранжевого и универсального индикатора: они приобретают красный цвет (рис. 27).



Рис. 27. Взаимодействие растворов кислот с индикаторами.

Растворы кислот по-разному действуют на металлы (магний, цинк, железо, медь). Так, магний быстрее всех из вышеупомянутых металлов вытесняет водород из кислот, при этом медь вообще не вытесняет водорода из кислот.

Таким образом, кислоты обладают следующими общими свойствами:

1. Растворы кислот имеют кислый вкус (примером могут служить природные кислоты. **(Пробовать на вкус синтетические кислоты опасно для жизни!)**)
2. Растворы кислот изменяют окраску индикаторов;
3. Целый ряд химически активных металлов способны взаимодействовать с водными растворами почти всех кислот, вытесняя водород.

#### *Вопросы и задания*

1. Какие кислоты встречаются в природе?
2. Какие вы знаете кислоты, получаемые синтетическим путём?
3. Какие вещества называются индикаторами, и как они действуют на кислоты?
4. Какие свойства кислот Вы знаете?
5. Состав одной из синтетически получаемых кислот следующий: H—2,1%, N—29,8% и O—68,1%. Определите формулу кислоты.

## § 31. СОСТАВ, СТРОЕНИЕ И НОМЕНКЛАТУРА КИСЛОТ

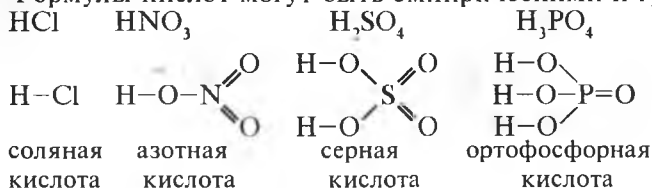
*Знаете ли Вы кислоты, в состав молекул которых входят только 2 элемента?*

- Кислотами называют сложные вещества, содержащие атомы водорода, способные заместиться на атомы металла, и кислотный остаток.
- Число атомов водорода в формуле кислоты почти всегда равно валентности кислотного остатка, потому что водород одновалентен.
- Кислоты — функциональные соединения.
- Общую формулу кислот можно представить, как  $H_nK$ , где K — кислотный остаток; n — валентность кислотного остатка.



В кислотах атомы водорода непосредственно связаны с кислотным остатком.

Формулы кислот могут быть эмпирическими и графическими:



**Номенклатура.** Название кислот производится от названия центрального атома в формуле с добавлением суффиксов или приставок, отражающих отличия между веществами, имеющими разный количественный состав (валентность кислотного остатка выражается числом чёрточек):

Таблица 10

Названия кислот

| Кислота                           |                         | Кислотный остаток        |             |            |
|-----------------------------------|-------------------------|--------------------------|-------------|------------|
| Формула                           | Название                | Формула                  | Валентность | Название   |
| $\text{HF}$                       | Плавиковая кислота      | $-\text{F}$              | 1           | Фторид     |
| $\text{HCl}$                      | Хлороводородная кислота | $-\text{Cl}$             | 1           | Хлорид     |
| $\text{HBr}$                      | Бромоводородная кислота | $-\text{Br}$             | 1           | Бромид     |
| $\text{HI}$                       | Йодоводородная кислота  | $-\text{I}$              | 1           | Иодид      |
| $\text{HNO}_2$                    | Азотистая кислота       | $-\text{NO}_2$           | 1           | Нитрит     |
| $\text{HNO}_3$                    | Азотная кислота         | $-\text{NO}_3$           | 1           | Нитрат     |
| $\text{HPO}_3$                    | Метафосфорная кислота   | $-\text{PO}_3$           | 1           | Метафосфат |
| $\text{HClO}$                     | Хлорноватистая кислота  | $-\text{ClO}$            | 1           | Гипохлорит |
| $\text{HClO}_2$                   | Хлористая кислота       | $-\text{ClO}_2$          | 1           | Хлорит     |
| $\text{HClO}_3$                   | Хлорноватая кислота     | $-\text{ClO}_3$          | 1           | Хлорат     |
| $\text{HClO}_4$                   | Хлорная кислота         | $-\text{ClO}_4$          | 1           | Перхлорат  |
| $\text{H}_2\text{S}$              | Сероводородная кислота  | $=\text{S}$              | 2           | Сульфид    |
| $\text{H}_2\text{SO}_3$           | Сернистая кислота       | $=\text{SO}_3$           | 2           | Сульфит    |
| $\text{H}_2\text{SO}_4$           | Серная кислота          | $=\text{SO}_4$           | 2           | Сульфат    |
| $\text{H}_2\text{MnO}_4$          | Марганцовистая кислота  | $=\text{MnO}_4$          | 2           | Манганат   |
| $\text{H}_2\text{SiO}_3$          | Кремниевая кислота      | $=\text{SiO}_3$          | 2           | Силикат    |
| $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ | Двухромовая кислота     | $=\text{Cr}_2\text{O}_7$ | 2           | Дихромат   |
| $\text{H}_2\text{CrO}_4$          | Хромовая кислота        | $=\text{CrO}_4$          | 2           | Хромат     |
| $\text{H}_2\text{CO}_3$           | Угльная кислота         | $=\text{CO}_3$           | 2           | Карбонат   |
| $\text{H}_3\text{PO}_4$           | Ортофосфорная кислота   | $\equiv \text{PO}_4$     | 3           | Ортофосфат |
| $\text{H}_3\text{BO}_3$           | Борная кислота          | $\equiv \text{BO}_3$     | 3           | Борат      |
| $\text{H}_3\text{AsO}_3$          | Мышьяковистая кислота   | $\equiv \text{AsO}_3$    | 3           | Арсенит    |

|             |                       |                 |   |            |
|-------------|-----------------------|-----------------|---|------------|
| $H_3AsO_4$  | Мышьяковая кислота    | $\equiv AsO_4$  | 3 | Арсенат    |
| $H_4P_2O_7$ | Пирофосфорная кислота | $\equiv P_2O_7$ | 4 | Пирофосфат |

### Вопросы и задания

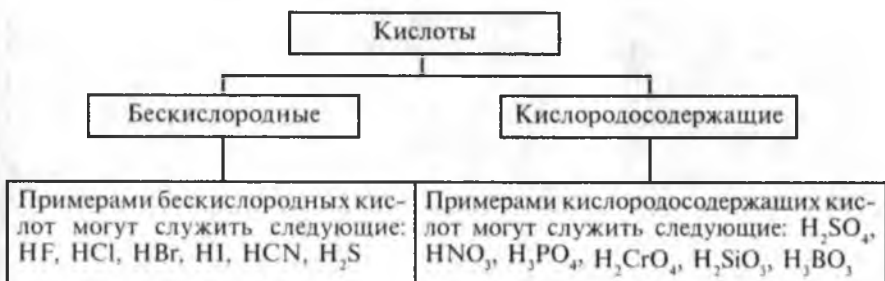
1. Какие вещества называются кислотами?
2. Что Вы понимаете под принадлежностью кислот к функциональным соединениям?
3. Как именуют кислоты?
4. Напишите графические формулы следующих кислот:  $H_2S$ ,  $H_2SO_3$ ,  $HClO$ .

## § 32. КЛАССИФИКАЦИЯ КИСЛОТ

*Назовите двухосновную кислоту, относительная молекулярная масса которой 98 а.е.м. А как называется трёхосновная кислота с такой же относительной молекулярной массой?*

Кислоты исходя из наличия или отсутствия в них кислорода подразделяются на кислородосодержащие и бескислородные:

По числу атомов водорода в формуле кислоты можно разделить на одно-, двух-, трёх- и многоосновные:



### Основность кислот



Примеры кислот различной основности

| Одноосновные     | Двухосновные                                  | Трёхосновные                    | Многоосновные                                |
|------------------|-----------------------------------------------|---------------------------------|----------------------------------------------|
| HF               | H <sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>4</sub>  | H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub> | H <sub>4</sub> P <sub>2</sub> O <sub>7</sub> |
| HCl              | H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>                | H <sub>3</sub> AsO <sub>3</sub> |                                              |
| HBr              | H <sub>2</sub> S                              | H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub>  |                                              |
| HJ               | H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>                | H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>  |                                              |
| HCN              | H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>                |                                 |                                              |
| HNO <sub>2</sub> | H <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> |                                 |                                              |
| HNO <sub>3</sub> | H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>               |                                 |                                              |

**Вопросы и задания**

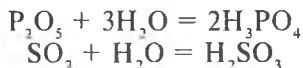
1. По каким признакам классифицируют кислоты?
2. Среди приведённых ниже веществ укажите те, которые могут образовывать одноосновные кислоты: CO, SO<sub>2</sub>, NO<sub>2</sub>, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, Cl<sub>2</sub>, S.
3. Какие простые вещества, кроме серы, могут реагировать с водородом, образуя двухосновные кислоты?
4. Приведите примеры многоосновных кислот.

**§ 33. ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА КИСЛОТ**

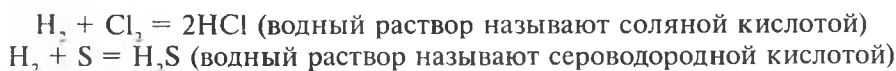
*Изменяют ли окраску индикатора природные кислоты, например, лимонная кислота?*

**Получение.** Кислоты получают следующими способами:

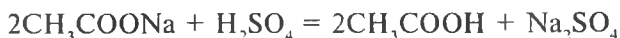
1. Кислородосодержащие кислоты получают взаимодействием кислотных оксидов с водой:

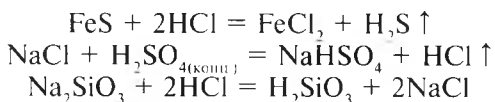


2. Бескислородные кислоты получают взаимодействием неметаллов с водородом, растворяя в воде полученный газообразный продукт:



3. Кислоты можно получить при действии других кислот на соли:





**Физические свойства.** Кислоты бывают твёрдыми (борная, ортофосфорная) и жидкими (серная, азотная). Многие из них хорошо растворимы в воде. Растворы некоторых газов в воде (хлористый водород  $\text{HCl}$ , бромистый водород  $\text{HBr}$ , сероводород  $\text{H}_2\text{S}$ ) также являются кислотами. В молекулах кислот атомы водорода связаны с кислотным остатком.

**Химические свойства.** Химические свойства кислот показывают, что они являются довольно активными веществами:

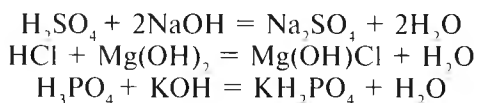
1. Кислоты изменяют окраску индикаторов. В следующей таблице приведено изменение цвета различных индикаторов под действием кислот.

| Название индикатора | Цвет в нейтральном растворе | Цвет в растворе кислоты |
|---------------------|-----------------------------|-------------------------|
| Лакмус              | фиолетовый                  | красный                 |
| Фенолфталеин        | бесцветный                  | бесцветный              |
| Метиловый оранжевый | оранжевый                   | красный                 |

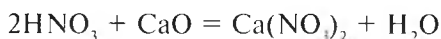
Кислоты, реагируя с основаниями, образуют соль и воду (эта реакция называется реакцией нейтрализации) (рис. 28).



**Рис. 28.** Исчезновение малиновой окраски фенолфталеина в щелочном растворе при нейтрализации его кислотой.



3. Кислоты реагируют с основными оксидами, образуя соль и воду (это тоже пример реакции нейтрализации):

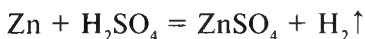


**Рис. 29.** Растворение цинка в серной кислоте и выделение водорода.

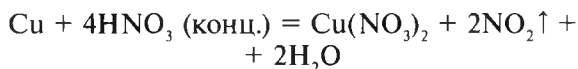


Рис. 30. Взаимодействие цинка с растворами серной кислоты различной концентрации.

4. Кислоты реагируют с металлами, образуя соль и в зависимости от условий либо водород, либо другие продукты (рис. 29):



Металлы, стоящие в ряду активности левее водорода, вытесняют его из растворов кислот. Металлы, стоящие в ряду активности правее водорода, не вытесняют его из кислот, а образуют другие продукты (рис. 30):



### Ряд активности металлов

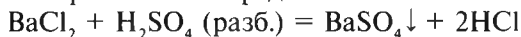
| Вытесняют водород |    |   |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    | H <sub>2</sub> | Не вытесняют водород |    |    |    |    |
|-------------------|----|---|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----------------|----------------------|----|----|----|----|
| Li                | Cs | K | Ca | Na | Mg | Al | Mn | Zn | Cr | Fe | Ni | Sn | Pb             | Cu                   | Ag | Hg | Au | Pt |



Рис. 31. Взаимодействие меди и других металлов с различными кислотами.

5. Кислоты, взаимодействуя с солями, образуют новые кислоты и соль (среднюю или кислую - в зависимости от условий):

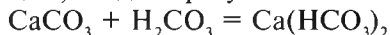
А) Пример с образованием средней соли и кислоты:



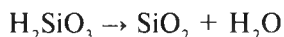
Б) Пример с образованием кислой соли и кислоты:



В) Пример реакции, когда образуется только кислая соль:



6. Некоторые кислоты при нагревании разлагаются на кислотный оксид и воду:



### Вопросы и задания

1. Какими способами можно получить кислоты? Напишите уравнения реакций получения серной, сероводородной и угольной кислот.
2. Напишите формулы кислотных оксидов, соответствующих борной, марганцовистой, серной, сернистой, азотной и ортофосфорной кислотам.
3. Какие из следующих металлов вытесняют водород из раствора соляной кислоты: калий, барий, ртуть, железо, медь, серебро, натрий, магний, алюминий, цинк?
4. Напишите уравнения следующих реакций: 1) гидроксид калия + азотная кислота; 2) серная кислота + хлорид натрия; 3) оксид меди (II) + серная кислота; 4) карбонат натрия + оксид кремния (IV); 5) соляная кислота + карбонат магния.
5. Какое количество продуктов образуется при взаимодействии 196 г гидроксида меди (II) и 73 г соляной кислоты?

## § 34. СОСТАВ, СТРОЕНИЕ И НОМЕНКЛАТУРА СОЛЕЙ

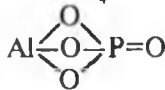
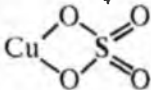
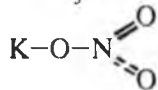
Приведите по 1 примеру соли, в составе которой имеется: а) 2, б) 3, в) 4 типа элементов.

- Солями называются сложные вещества, состоящие из ионов металла (или аммония —  $\text{NH}_4^+$ ), связанных с кислотным остатком.
- Соли образуются при замещении либо атомов водорода в кислотах на металл, либо гидроксогрупп оснований на кислотный остаток.
- Соли — функциональные вещества.
- Общую формулу солей можно представить, как  $\text{M}_n\text{K}_m$ , где М — ион металла (или аммония  $\text{NH}_4^+$ ); К — кислотный остаток; n — валентность кислотного остатка; m — валентность металла.
- Если валентность металла равна валентности кислотного остатка ( $n=m$ ), то индексы не ставятся.

В солях между ионами металла и кислотного остатка существует непосредственная связь.

Эмпирические и графические формулы солей можно представить следующим образом:

**Номенклатура.** Название соли происходит от названий металла и кислотного остатка.



Хлорид  
натрия

Нитрат  
калия

Сульфат  
меди (II)

Фосфат  
алюминия

## Соли

| Название металла | Название кислотного остатка | Название соли            | Формула соли                                 |
|------------------|-----------------------------|--------------------------|----------------------------------------------|
| Калий            | Фторид                      | Фторид калия             | KF                                           |
| Натрий           | Хлорид                      | Хлорид натрия            | NaCl                                         |
| Медь             | Бромид                      | Бромид меди (I)          | CuBr                                         |
| Калий            | Йодид                       | Йодид калия              | KJ                                           |
| Железо           | Сульфид                     | Сульфид железа (II)      | FeS                                          |
| Цинк             | Сульфат                     | Сульфат цинка            | ZnSO <sub>4</sub>                            |
| Аммоний          | Нитрат                      | Нитрат аммония           | NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub>              |
| Алюминий         | Ортофосфат                  | Фосфат алюминия          | AlPO <sub>4</sub>                            |
| Калий            | Хромат                      | Хромат калия             | K <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>              |
| Калий            | Перманганат                 | Перманганат калия        | KMnO <sub>4</sub>                            |
| Натрий           | Ацетат                      | Ацетат натрия            | CH <sub>3</sub> COONa                        |
| Калий            | Оксалат                     | Оксалат калия            | K <sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> |
| Натрий           | Гидрокарбонат               | Гидрокарбонат натрия     | NaHCO <sub>3</sub>                           |
| Калий            | Гидросульфид                | Гидросульфид калия       | KHS                                          |
| Литий            | Гидросульфат                | Гидросульфат лития       | LiHSO <sub>4</sub>                           |
| Магний           | Гидроксобромид              | Гидроксобромид магния    | Mg(OH)Br                                     |
| Алюминий         | Гидроксосульфат             | Гидроксосульфат алюминия | Al(OH)SO <sub>4</sub>                        |

Соли подразделяются на средние, основные и кислые. В соответствии с этим они именуются.

1. Рассмотрим, как называют средние соли:

Для солей, образованных ионами металла с постоянной валентностью, название образуется так: «название кислотного остатка + название металла в родительном падеже».

Если металл обладает переменной валентностью и образует несколько солей, после указания названия металла необходимо в скобках римскими цифрами привести его валентность.

2. Рассмотрим правила наименования кислых солей.

Для солей, образованных ионами металла с постоянной валентностью, название образуется так: «гидро + название кислотного остатка + название металла в родительном падеже».

Если металл обладает переменной валентностью и образует несколько солей, после указания названия металла необходимо в скобках римскими цифрами привести его валентность.

3. Рассмотрим правила наименования основных солей.

Для солей, образованных ионами металла с постоянной валентностью, название образуется так: «гидроксо + название кислотного остатка + название металла в родительном падеже».

Если металл обладает переменной валентностью и образует несколько солей, после указания названия металла необходимо в скобках римскими цифрами привести его валентность.

### Вопросы и задания

1. Какие вещества называют солями?
2. Напишите название и изобразите строение следующих солей:  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{K}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{MgSO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ ;
3. Какие Вы знаете соли, используемые в повседневной жизни?
4. Сколько формул солей с участием остатка серной кислоты Вы можете написать?

## § 35. СОСТАВЛЕНИЕ ФОРМУЛ СОЛЕЙ

*Можно ли назвать солью мел, которым мы пишем на доске?*

Можно считать, что соли составлены из остатков кислот и оснований. При составлении формул солей необходимо обратить внимание на следующее:

- Произведение валентности остатка основания (иона металла или аммония  $\text{NH}_4^+$ ) на численное значение его индекса в формуле равно произведению валентности кислотного остатка на численное значение его индекса.

Если А — ион металла, оставшийся от основания, К — кислотный остаток; m — валентность металла, n — валентность кислотного остатка; x — число ионов металла в формуле, y — индекс кислотного остатка.  $m \cdot x = n \cdot y$ :  $\text{A}_x\text{K}_y$

|                              |                                        |                                  |
|------------------------------|----------------------------------------|----------------------------------|
| $\text{Ba}_x(\text{PO}_4)_y$ | $\text{Ca}_x(\text{H}_2\text{PO}_4)_y$ | $(\text{MgOH})_x(\text{PO}_4)_y$ |
| $2x = 3y$                    | $2x = 1y$                              | $1x = 3y$                        |
| $x = 3 \quad y = 2$          | $x = 1 \quad y = 2$                    | $x = 3 \quad y = 1$              |
| $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ | $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$   | $(\text{MgOH})_3\text{PO}_4$     |



В качестве примера, составим формулу сульфата алюминия  $Al_x(SO_4)_y$ .

### Алгоритм составления формулы соли

|                                                                               |        |            |
|-------------------------------------------------------------------------------|--------|------------|
| Напишите металл и кислотный остаток, входящие в состав соли.                  | $Al_x$ | $(SO_4)_y$ |
| Напишите над химическим символом металла и кислотным остатком их валентности. | III    | II         |
| Найдите наименьшее общее кратное валентностей                                 | 6      |            |
| Разделите наименьшее общее кратное на валентности.                            | 2      | 3          |
| Полученные при делении индексы необходимы для написания формулы               | $Al_2$ | $(SO_4)_3$ |

Таким образом, можно составить формулу любой соли.

#### Вопросы и задания

1. Какие Вы знаете соли?
2. Напишите формулы солей, имеющие следующие остатки: 1) гидроксомагний и фосфат; 2) алюминий и фосфат; 3) медь (II) и хлорид.
3. Напишите формулы следующих солей: сульфата железа (III), дигидрофосфата магния, дигидроксохлорид алюминия.
4. Приведите названия следующих солей и напишите их графические формулы:  $Ba_3(PO_4)_2$ ,  $Ca(H_2PO_4)_2$ ,  $(MgOH)_3PO_4$ ,  $AlPO_4$ ,  $K_2CrO_4$ ,  $KMnO_4$ ,  $CH_3COONa$ ,  $K_2C_2O_4$ ,  $NaHCO_3$ ,  $KHS$ ,  $LiHSO_4$ ,  $Mg(OH)Br$ ,  $Al(OH)SO_4$ .

## § 36. ВОДОРОД — ЭКОЛОГИЧЕСКИ ЧИСТОЕ ТОПЛИВО И СЫРЬЁ ДЛЯ ХИМИЧЕСКОЙ ПРОМЫШЛЕННОСТИ

### Почему водород называют экологически чистым топливом?

Водород — топливо будущего; при сгорании он образует только воду и не загрязняет атмосферу. Поэтому водород называют экологически чистым топливом.

Превращение водорода в гелий - термоядерная реакция, протекающая в ядре Солнца, является единственным нескончаемым источником энергии. Если решить проблему контроля этого процесса искусственным образом, то человечество будет иметь нескончаемый источник энергии.

В химической промышленности водород в большом количестве используется для производства аммиака. Основная часть этого аммиака расходуется на производство удобрений и азотной кислоты.

Помимо этого водород используется в производстве метилового спирта, хлористого водорода (соляной кислоты), гидрировании (насыщении водородом) жиров, масел, угля и нефтепродуктов. Гидрированием жиров получают маргарин, а гидрированием угля и нефтепродуктов — лёгкое топливо.

Высокотемпературное водородно-кислородное пламя ( $\approx 3000^\circ\text{C}$ ) позволяет резать и паять тугоплавкие металлы и кварц. В металлургии водород позволяет получить высокочистые металлы из их оксидов и галогенидов. Жидкий водород используется в криотехнике, а также в качестве высокоэффективного топлива. Водород имеет огромное значение при получении атомной энергии и для научных исследований.

### **Вопросы и задания**

1. Что Вы понимаете под выражением «Водород — топливо будущего»?
2. В каких целях водород используется в промышленности?
3. Напишите уравнение реакции, протекающей при горении водородно-кислородного пламени.

## **РЕШЕНИЕ РАСЧЁТНЫХ ЗАДАЧ**

В химических реакциях наряду с жидкостями и твёрдыми веществами могут участвовать и газы. Обычно расчёты, связанные с газами, производятся в объёмных единицах ( $\text{см}^3$  или мл;  $\text{дм}^3$  или л;  $\text{м}^3$ ).

В равных объёмах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул. Например, в 22,4 л любого газа при 101,325 кПа и  $0^\circ\text{C}$  содержится  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул.

Плотность газа —  $\rho$  представляет собой отношение его молярной массы  $M$  к молярному объёму:

$$\rho = \frac{M}{V}$$

1. Рассчитаем плотность углекислого газа.

Решение: 1)  $\rho = \frac{M(\text{CO}_2)}{V_m} = \frac{44 \text{ г}}{22,4 \text{ л}} = 1,96 \text{ г/л}$

Ответ: Плотность углекислого газа 1,96 г/л.

2. Рассчитайте молярную массу газа, имеющего плотность 2,86 г/л.

Решение:

1) Из формулы  $\rho = \frac{M}{V_m}$   $M = \rho \cdot V_m = 2,86 \text{ г/л} \cdot 22,4 \text{ л} = 64 \text{ г}$ .

Ответ: Молярная масса газа, плотность которого — 2,86 г/л, равна 64 г/моль.

Относительная плотность газов рассчитывается по соотношению их относительных молекулярных масс, представленному в следующем уравнении:

$$D = \frac{Mr(1)}{Mr(2)}$$

3. Рассчитаем плотность метана по водороду.

Решение: 1) Рассчитаем молекулярные массы метана и водорода:

$$M(CH_4) = 12 + 4 \cdot 1 = 16, M(H_2) = 2$$

2) Найдём плотность метана по водороду:

$$D_{H_2} = \frac{M(CH_4)}{M(H_2)} = \frac{16}{2} = 8$$

Ответ: Плотность метана по водороду равна 8 или метан в 8 раз тяжелее водорода.

4. Определите плотность по водороду смеси газов, состоящей из 40% угарного газа и 60% углекислого газа по массе.

Решение: 1) Найдём среднюю молекулярную массу газов:

$$M_{ср} = 0,4M(CO) + 0,6M(CO_2) = 0,4 \cdot 28 + 0,6 \cdot 44 = 37,6$$

2) Определим её плотность по водороду:

$$D_{H_2} = \frac{M_{ср}}{M(H_2)} = \frac{37,6}{2} = 18,6$$

Ответ: Плотность газовой смеси по водороду равна 18,6.

### Расчёт плотности газов и их относительной плотности

1. Рассчитайте плотность фтороводорода и его относительную плотность по водороду.

Решение:

1) Определим плотность HF

Молярная масса HF — 20 г/моль, его молярный объём — 22,4 л/моль

$$\rho = (HF) = \frac{20}{22,4} = 0,89 \text{ г/л}$$

2) Определим плотность HF по  $H_2$ :

$$D_{H_2} = \frac{M_1}{M_2} = \frac{20}{2} = 10$$

2. Плотность паров серы по азоту при комнатной температуре равна 9,14. Определите формулу паров серы.

Решение:

Определим молярную массу паров серы.

$$M_r(N_2) = 28; D_{N_2} = 9,14; M_r(S_n) = ?$$

$$M_r(S_n) = M_r(N_2) \cdot D_{N_2} = 28 \cdot 9,14 = 256$$

Если относительная молекулярная масса паров серы равна 256, разделим это число на относительную атомную массу серы, равную 32:  $256:32=8$ , Таким образом, молекула серы в данном случае состоит из 8 атомов, и формула паров серы —  $S_8$ .

### Расчёт объёмов газов по химическим уравнениям

1. Какой объём при н.у. занимают 6,8 г  $H_2S$ ?

*Решение:*

$M_r(H_2S)=34$ ; 1 моль весит 34 г

34 г  $H_2S$  при н.у. занимают объём 22,4 л;

6,8 г  $H_2S$  —  $x$  л ;

По пропорции находим

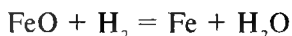
$$x = \frac{6,8 \cdot 22,4}{34} = 4,48$$

*Ответ:* 4,48 л.

2. Какой объём водорода необходим для восстановления 28,8 г  $FeO$ ?

*Решение:*

Составим уравнение химической реакции:



Из уравнения реакции видно, что для восстановления 1 моль (72 г)  $FeO$  нужно 1 моль (22,4 л) водорода.

Для восстановления 72 г  $FeO$  нужно 22,4 л  $H_2$ .

для 28,8 г  $FeO$  —  $x$  л  $H_2$ .

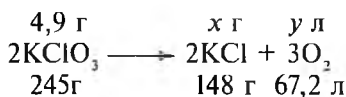
$$x = \frac{28,8 \cdot 22,4}{72} = 8,96$$

*Ответ:* 8,96 л.

В лабораторных условиях для получения кислорода используют термическое разложение бертолетовой соли. Какой объём кислорода (н.у.) выделится и сколько грамм  $KCl$  образуется из 4,9 г бертолетовой соли?

*Решение:*

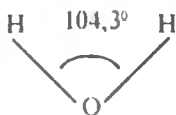
Напишем уравнение реакции разложения  $KClO_3$  — бертолетовой соли:



Заполним эвдиометр 2 объёмами водорода и 1 объёмом кислорода и «подвзорвём». При этом газы реагируют без остатка. При анализе воды было получено 2 объёма водорода и 1 объём кислорода. Эти же объёмы веществ взаимодействуют между собой без остатка. Это означает, что вода — сложное вещество, и в состав её молекулы входят 2 атома водорода и 1 атом кислорода.

Способ получения сложных веществ из простых называется *синтезом* (от греч. — *синтезис*, что означает «присоединение»).

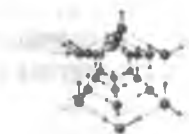
Молекулярная формула воды выражается, как  $\text{H}_2\text{O}$ . В молекуле воды атомы кислорода и водорода образуют угол  $104,3^\circ$ .



Графическое  
изображение



Объёмная структура



Положение молекул воды  
в жидком состоянии

Относительная молекулярная масса воды представляет собой сумму относительных атомных масс элементов, помноженных на их количество в формуле:  $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 18$ .

Значит, молярная масса воды равна 18 г/моль.

#### Вопросы и задания

1. Определите плотность водяного пара по водороду.
2. Как можно доказать элементный состав воды?
3. При разложении воды получено 8 г водорода. Сколько при этом образуется кислорода?
4. Какой объём кислорода и водорода (при н.у.) необходим для получения 7,2 г воды?

## § 38. ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ВОДЫ



Рис. 33. Вода  
и лёд.

*Почему в морях и океанах наблюдаются вертикальные течения? Что произойдёт, если в водных бассейнах не будут наблюдаться вертикальные течения?*

**Физические свойства.** Чистая вода — прозрачная жидкость без вкуса, цвета и запаха. Вкус и запах ей придают растворённые в ней примеси. Многие физические свойства воды и характер их изменения довольно специфичны и считаются аномальными (отклоняющимися от привычных) в соответствующих условиях. Например, плотность льда (воды в твёрдом

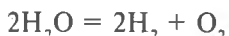
состоянии) при переходе в жидкую фазу не уменьшается, как у других веществ, а возрастает (рис. 33). При нагревании воды от 0°C до +4°C её плотность возрастает, при +4°C плотность воды достигает максимума — 1 кг/м³ или 1 г/мл.

Ещё одно свойство воды — её высокая теплоёмкость (4,18 Дж/К·г) (для сравнения: теплоёмкость песка — 0,79; известняка — 0,88; поваренной соли — 0,88; глицерина — 2,43; этилового спирта — 2,85 Дж/К·г). Поэтому можно наблюдать медленное остывание воды в ночное время или при смене погоды с летней на зимнюю и медленное прогревание в дневное время или при переходе от зимы к лету.

Вода замерзает при 0°C (при этой же температуре лёд начинает таять), при 100°C вода кипит и переходит в газообразное состояние.

Вода — универсальный растворитель, способный растворить многие неорганические и органические вещества.

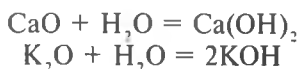
**Химические свойства.** Молекулы воды устойчивы к нагреванию, но при температуре выше 1000°C пары воды начинают разлагаться на водород и кислород:



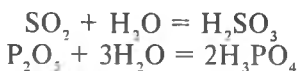
- Процесс разложения вещества при нагревании называется термической диссоциацией.

Реакционноспособность воды очень велика. Оксиды многих металлов и неметаллов реагируют с водой, образуя основания и кислоты:

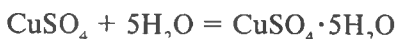
Некоторые водорастворимые основные оксиды (оксиды металлов), растворяясь в воде, образуют основания.



Кислотные оксиды (оксиды неметаллов), растворяясь в воде, образуют кислоты.



Некоторые соли образуют с водой соединения, называемые *кристаллогидратами*:



Активные металлы реагируют с водой, вытесняя из неё водород: (рис. 34):

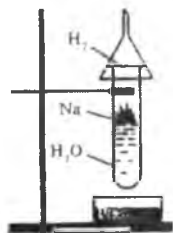
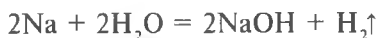


Рис. 34. Взаимодействие натрия с водой.



Разогретое железо реагирует с парами воды:



Вода катализирует многие химические процессы: в отсутствие воды «гремучая смесь» не взрывается даже при высоких температурах, угарный газ не горит в кислороде, хлор не взаимодействует с металлами, фтористый водород не разъедает стекло, натрий и фосфор не окисляются на воздухе и не реагируют с хлором.

### Вопросы и задания

1. Расскажите о физических свойствах воды.
2. Какие химические свойства присущи воде?
3. Напишите уравнения реакций следующих веществ с водой:  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{BaO}$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{Ca}$ ,  $\text{K}$ .
4. Какой металл: одно- или двухвалентный вытесняет больше водорода из 1 моль воды?

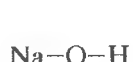
## § 39. СОСТАВ, СТРОЕНИЕ И НОМЕНКЛАТУРА ОСНОВАНИЙ

*Является ли основанием гашённая известь, используемая в строительстве?*

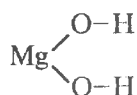
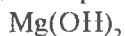
- Основаниями называют сложные вещества, состоящие из ионов металлов, связанных с 1 или несколькими гидроксогруппами (гидроксид аммония  $\text{NH}_4\text{OH}$  также относится к этим веществам).
- Количество гидроксогрупп в формуле основания численно соответствует валентности металла, потому что гидроксогруппа условно одновалентна.
- Основания — функциональные соединения.
- Общая формула оснований может быть представлена, как  $\text{M}(\text{OH})_n$ , где  $\text{M}$  — металл, а  $n$  — его валентность.

Ионы металла в основаниях связаны с кислотным остатком через атом кислорода.

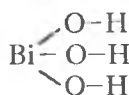
Эмпирические и графические формулы оснований можно представить следующим образом:



Гидроксид  
натрия



Гидроксид  
магния



Гидроксид  
висмута (III)

**Номенклатура.** Основания, образованные ионами металла с постоянной валентностью именуются так: «гидроксид + название металла в родительном падеже»: гидроксид калия — KOH, гидроксид бария — Ba(OH)<sub>2</sub>, гидроксид лантана — La(OH)<sub>3</sub>.

Если металл имеет переменную валентность и образует несколько гидроксидов, то в названии основания после наименования металла в скобках римскими цифрами необходимо указать его валентность, например, гидроксид висмута (III) — Bi(OH)<sub>3</sub>, гидроксид меди (II) — Cu(OH)<sub>2</sub>.

В названии основания можно также использовать латинские приставки, выражающие число гидроксогрупп в формуле: Ca(OH)<sub>2</sub> — кальций дигидроксид; Bi(OH)<sub>3</sub> — висмут тригидроксид.

### Вопросы и задания

1. Какие вещества называют основаниями?
2. Как именуют основания?
3. Напишите эмпирические и графические формулы гидроксида бария, гидроксида калия, гидроксида кальция, гидроксида лантана и гидроксида тория.
4. Напишите формулы оснований, соответствующих следующим оксидам и назовите их: CaO, Li<sub>2</sub>O, FeO, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.

## § 40. КЛАССИФИКАЦИЯ ОСНОВАНИЙ

### Какими способами получают гидроксид калия?

По растворимости в воде основания делят на щелочи и нерастворимые в воде гидроксиды. В особую группу по химическим свойствам выделяют амфотерные основания.

- Водорастворимые основания называются щелочами (KOH, NaOH).
- Большинство остальных гидроксидов относят к нерастворимым (Cu(OH)<sub>2</sub>, Fe(OH)<sub>2</sub>).
- Амфотерными называют основания, проявляющие как свойства оснований, так и кислот (Zn(OH)<sub>2</sub>, Cr(OH)<sub>3</sub>, Al(OH)<sub>3</sub>).

(Амфотерность — двойственное поведение; в химии — проявление как основности, так и кислотности)

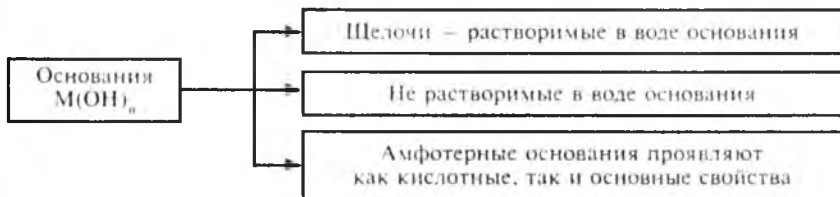






Рис. 35. Взаимодействие калия с водой.

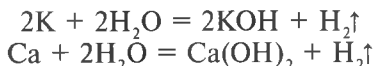
Растворимые в воде основания имеют способность разъедать кожу и ткани, поэтому они называются едкими щелочами. Нужно соблюдать осторожность при работе со щелочами!

KOH — едкое кали

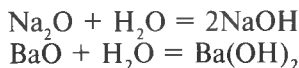
NaOH — едкий натр

**Получение.**

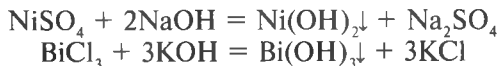
Водорастворимые основания получают при взаимодействии щелочных и щелочноземельных металлов с водой (рис. 35):



2. Водорастворимые основания можно получить при взаимодействии оксидов щелочных и щелочноземельных металлов с водой:



3. Нерастворимые в воде основания получают взаимодействием водных растворов солей с щелочами:



### Вопросы и задания

1. На какие классы можно разделить основания?
2. Каково общее название водорастворимых оснований?
3. Связаны ли свойства амфотерных оснований с положением образующего их металла в периодической системе?
4. Напишите формулы амфотерных гидроксидов, образованных алюминием, хромом и цинком, а также уравнения реакций, подтверждающих их амфотерные свойства.
5. Определите формулу основания, имеющего следующий состав: Mn — 61,8%; O — 36%; H — 22,2%.

## § 41. СВОЙСТВА ОСНОВАНИЙ

**Каковы различия между водорастворимыми и нерастворимыми в воде основаниями?**

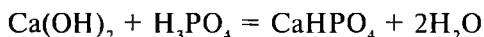
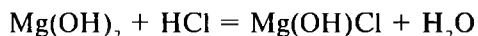
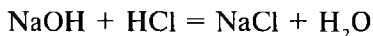
**Физические свойства.** Основания — вещества, имеющие различный цвет: KOH, NaOH, Ca(OH)<sub>2</sub> — белого, Ni(OH)<sub>2</sub> — зелёного, Fe(OH)<sub>3</sub> — кирпично-красного цвета и т.д.

Гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов (кроме бериллия и магния) растворимы в воде. Остальные основания не растворимы в воде или очень плохо в ней растворяются. В узлах кристаллических решёток оснований находятся ионы металла и гидроксид-ионы.

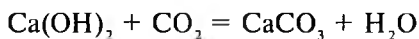
**Химические свойства.** 1. Водорастворимые основания изменяют окраску многих индикаторов. Например, спиртовой раствор фенолфталеина под действием любого водорастворимого основания окрашивается в малиновый цвет.

| Название индикатора | Окраска в нейтральном растворе | Окраска в щелочном растворе |
|---------------------|--------------------------------|-----------------------------|
| Лакмус              | фиолетовый                     | синий                       |
| Метиловый оранжевый | оранжевый                      | жёлтый                      |
| Фенолфталеин        | бесцветный                     | малиновый                   |

2. Основания, взаимодействуя с кислотами, образуют соли и воду (эта реакция называется реакцией нейтрализации):

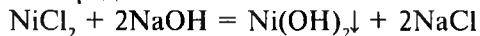


3. Основания реагируют с кислотными оксидами, образуя соли и воду (эта реакция также называется реакцией нейтрализации):

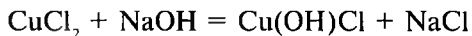


4. Основания реагируют с солями, образуя новое основание и соль (в зависимости от условий среднюю или основную):

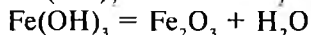
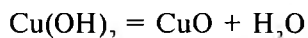
А) Образование средней соли



В) Образование основной соли



5. Нерастворимые в воде основания при нагревании разлагаются на оксид металла и воду



Между свойствами нерастворимых в воде и водорастворимых (щелочей) оснований имеются различия.

| № | Свойства             | Водорастворимые основания (щёлочи)                                                        | Не растворимые в воде основания                                                                                                                                                                                                       |
|---|----------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| 1 | Растворимость в воде | Хорошо растворяются                                                                       | Не растворяется                                                                                                                                                                                                                       |
| 2 | При нагревании       | Не изменяются                                                                             | Разлагаются                                                                                                                                                                                                                           |
| 3 | Получают             | Растворением металла или его оксида в воде:<br>$2K+2H_2O=2KOH+H_2$<br>$BaO+H_2O=Ba(OH)_2$ | $Zn(OH)_2 \rightarrow ZnO+H_2O$<br>Металлы и их оксиды, соответствующие основаниям не растворяются в воде. Такие основания получают при взаимодействии соответствующих солей с щелочами:<br>$AlCl_3+3NaOH \rightarrow Al(OH)_3+3NaCl$ |

### Вопросы и задания

1. Какие вещества называют основаниями?
2. Объясните на примерах реакцию нейтрализации.
3. Напишите уравнения следующих реакций: 1) гидроксид калия + азотная кислота; 2) гидроксид калия + хлорид никеля (II); 3) тригидроксид висмута + серная кислота; 4) гидроксид калия + кремниевая кислота; 5) гидроксид натрия + сульфат магния;
4. Какова масса веществ, образовавшихся при реакции 8 г гидроксида натрия и 19 г серной кислоты?

## 42-§. РАСПРОСТРАНЁННОСТЬ ВОДЫ В ПРИРОДЕ. ЕЁ ЗНАЧЕНИЕ В ЖИЗНИ ЖИВЫХ ОРГАНИЗМОВ И ПРИМЕНЕНИЕ В ПРОМЫШЛЕННОСТИ

*Можно ли, находясь в морях и океанах, умереть от жажды?*

3/4 поверхности Земли покрыто водой в форме океанов, морей, озёр и рек. Вода в виде паров и в виде льда — на горных вершинах и полюсах. Под землёй почва и горные породы смачиваются подземными водами.

Объём мирового океана составляет  $5 \cdot 10^6$  км<sup>3</sup>. 97,2% воды на Земле приходится на долю мирового океана. Ледники на полюсах и вершинах гор составляют 2,1%, пресная вода подземных грунтовых вод, рек и озёр — 0,6%, колодезная и засоленная вода — 0,1%.

Вода на земном шаре:

В морях и океанах..... около 1,4 млрд. км<sup>3</sup>;

В ледниках (пресная вода)..... более 30 млн. км<sup>3</sup>;

В реках и озёрах (пресная вода)..... около 2 млн. км<sup>3</sup>;

В атмосфере (в форме пара)..... 14 тыс. км<sup>3</sup>;

Вода содержится в составе почвы и минералов.

Вода содержится также в клетках и тканях живых организмов. К примеру, тело человека с средним весом состоит на 65% из воды. Если человек теряет 10—12% имеющейся в теле воды, он может умереть.

Вода имеет огромное значение в жизни растений, животных и человека. Вода является средой, где протекают химические процессы, обеспечивающие жизнедеятельность любого организма, помимо этого, вода сама принимает участие во многих биохимических процессах.

Аномальные физические свойства воды также играют огромную роль в обеспечении жизненных процессов. Если бы при переходе из жидкого состояния в твёрдое плотность воды менялась также, как в случае других веществ, с наступлением зимы при 0°C поверхность воды затягивалась бы льдом, который, погружаясь на дно, давал бы возможность другим более тёплым слоям воды замёрзнуть. В таком случае вся толща воды превратилась бы в лёд, что привело бы к вымиранию всех живущих в ней организмов. Однако то, что вода обладает максимальной плотностью при +4°C, не даёт замёрзнуть всей толще воды: поскольку лёд обладает меньшей плотностью, он остаётся на поверхности, препятствуя замерзанию более тёплых слоёв воды под ним и защищая тем самым живые организмы, обитающие в них, от холода.

Высокая теплоёмкость воды также весьма важна для жизни на Земле. Для того чтобы нагреть 1 г воды требуется затратить больше энергии, чем на нагревание такого же количества других веществ, т.е. вода, вобравшая в себя определённое количество тепловой энергии, по сравнению с другими жидкостями нагревается на меньшую температуру, и 1/3 энергии Солнца, поступающей на Землю, расходуется на испарение воды из мирового океана и других водных бассейнов.

Таким образом, вода выполняет роль своеобразного терморегулятора, обеспечивающего нормальную жизнедеятельность на Земле.

Имеющиеся на Земле водные ресурсы можно разделить на запасы пресной и солёной воды, которые имеют огромное значение в промышленности.

Промышленность в основном работает с пресной водой. Имеются сведения о том, что в среднем каждый человек использует в год 8000 л воды: в эту цифру входит удовлетворение нужд сельского хозяйства и промышленности. 10% пресной воды используется в быту, а остальное количество — сельским хозяйством и промышленностью. Для получения 1 кг сахара расходуется около 400 л воды, для производства 1 кг пшеницы — 1500 л, для получения 1 кг синтетической резины — 2500 л.

В производстве многих промышленных товаров вода выполняет функции охлаждающего агента, растворителя и средства очистки.

Роль воды в сельском хозяйстве всем нам хорошо известна, для полива растений и водопоя животных используется только пресная вода

Широкомасштабное использование воды в промышленности создаёт проблему очистки сточных вод и охраны окружающей среды. Для решения этой проблемы необходим комплексный подход.

**Не забывайте, что вода — бесценное богатство!**

### **Вопросы и задания**

1. Какова разница между водой мирового океана и водой ледников на полюсах?
2. Что Вы понимаете под пресной водой?
3. В чём польза солёной воды?
4. Составьте иллюстрированный буклет на основе сведений о роли воды в жизни человека.
5. Является ли питьевая вода чистым веществом или смесью?

## **§ 43. МЕРЫ ОХРАНЫ ВОДНЫХ БАСЕЙНОВ ОТ ЗАГРЯЗНЕНИЯ. СПОСОБЫ ОЧИСТКИ ВОДЫ**

**Что Вы делали и собираетесь делать для того, чтобы не загрязнять воду?**

Из предыдущей темы Вы узнали, что вода широко распространена в природе. Однако пригодная для питья пресная вода составляет всего 1% от всей имеющейся в природе воды.

Согласно прогнозам в будущем человечество может столкнуться с проблемой дефицита воды.

Для хозяйственных нужд, сельского хозяйства и в промышленности используется вода озёр, рек, подземных источников и искусственных бассейнов. Подаваемая для водоснабжения вода проходит через 1 или несколько канализационных систем. Промышленные предприятия, а также поля, где применялись химические средства защиты загрязняют водные бассейны, и поэтому очень важно сохранять её чистоту. В связи с этим возвращаемые в оборот сточные воды должны подвергаться соответствующей очистке, ведь они загрязнены отходами сельскохозяйственных ферм, дренажными водами, остатками удобрений, инсектицидов и гербицидов, стоками городской канализации, мусором, отходами магазинов, аптек, пунктов питания, заводов, фабрик, лабораторий.

В результате в воде могут содержаться такие мутагенные вещества, как нитраты, оксиды азота, тяжёлые металлы, соли свинца, тетрахлорметан, окись этилена, отходы фармацевтических производств, пестициды. Такие вещества негативно влияют на здоровье человека. Поэтому вода, используемая для людских нужд, проходит очистку от этих примесей.

**Не позволяйте сбрасывать отходы в воду! Не сжигайте опавшие листья! Этим Вы защитите себя и природу.**

Воду очищают в несколько этапов. Сначала её пропускают через механический фильтр, при этом вода очищается от песка и других твёрдых частиц. После этого сначала известью, а затем сульфатом алюминия осаждаются мелкие частицы и многие бактерии. Очищенную таким образом воду пропускают через песочный фильтр. В прошедшую через фильтр воду барбатируют воздух, что усиливает разрушение имеющихся в воде органических веществ. На последней стадии для того чтобы воду максимально очистить от бактерий, её обрабатывают озоном или хлором. После этого этапа стерилизации вода может подаваться потребителю.

Этим способом воду очищают от вредных веществ. Но иногда возникает необходимость очистки воды от ионов кальция и магния, обуславливающих её жёсткость. Эти ионы образуют не растворимые в мыльной воде соединения, негативно влияя на эффективность синтетических моющих средств. Такая вода при кипячении образует накипь. В основном, подземные воды подвергаются такой обработке, потому что при взаимодействии между собой известняка и других соединений кальция и магния под землёй, их содержание в воде возрастает. Такую воду обрабатывают известью или негашёной известью и содой, после чего вода обрабатывается квасцами и подаётся потребителю.

Особый способ очистки сточных вод включает в себя 3 стадии. Если на первом этапе только 30% воды подвергается очистке, то на втором - 60%; 10% воды вообще не проходит очистку.

При этом первая стадия такой очистки состоит в отделении с помощью фильтрования крупных частиц, при этом может быть удалено до 60% твёрдых частиц. Если воду не подвергают вторичной очистке, она обеззараживается хлором и сливается в водный бассейн.

На стадии вторичной очистки содержащиеся в воде органические вещества распадаются под действием воздуха. При этом увеличивается число аэробных бактерий, которые питаются остатками органических веществ в воде, тем самым очищают её. Затем, очищенная вода обрабатывается хлором и сливается в водный бассейн. На этом этапе до 90% твёрдых частиц может быть осажено.

Вода, прошедшая первичную и вторичную очистку, может содержать в значительном количестве соединения азота или фосфора, что приводит к увеличению растительности в водоёмах. Помимо этого, многие не выделяемые на этих этапах вещества могут повторно загрязнять окружающую среду. Однако очистка воды от многих металлов и органических веществ — довольно дорогостоящая процедура. Поэтому в малых количествах вода иногда проходит и 3-й этап очистки. При этом специальными средствами из воды удаляют эти примеси, а затем воду возвращают в водоём.

### **Вопросы и задания**

1. Объясните схему очистки питьевой воды.
2. Как очищают сточные воды?
3. Что бы Вы предложили для сохранения чистоты водных бассейнов?
4. Какие водоочистные сооружения и водные бассейны имеются в Вашем регионе? Расскажите о них.

## **§ 44. ВОДА — РАСТВОРИТЕЛЬ. РАСТВОРИМОСТЬ**

### ***Как можно приготовить ненасыщенный раствор из насыщенного?***

Вода имеет огромное значение в жизни и практической деятельности человека. Процесс усвоения продуктов питания связан с переводом питательных веществ в растворённое состояние с помощью воды. Все важные физиологические жидкости (кровь, лимфа и др.) — водные растворы. Во многих производственных сферах, основу которых составляют химические процессы, используют водные растворы.

**Жидкие растворы** — гомогенные (однородные) системы, состоящие из 2 и более составных частей.

В природе вода содержит очень много растворённых в ней солей. Такие реки, как Ганг и Миссисипи в год выносят в мировой океан до 100000000 т, а все реки мира — 2735000000 т соли.

Вообще в воде растворяются почти все вещества: некоторые — очень хорошо, другие — хуже, а остальные — очень плохо.

Дождевая вода за короткий срок способна растворить различные вещества. Поэтому при выпаривании 1000 г дождевой воды остаётся по 3—5 г твёрдого остатка.

Вещества, растворённые в воде, попавшие в почву, взаимодействуют с составными компонентами почвы и горных пород, участвуя в таких непрерывно происходящих в природе процессах, как формирование почвы, разрушение горных пород, образование новых минералов.

Вода — такой растворитель, который может растворить как газы (кислород, водород, углекислый газ и др.), жидкости (спирт, кислоты и др.), так и твёрдые вещества (соли, минералы и др.)

Вещества, которые на наш взгляд кажутся нерастворимыми в воде, хоть немного, но в ней растворяются. Шееле, кипятя талую воду в стеклянной колбе в течение 12 суток, определил, что вода немного разъела стенки колбы. Лавуазье, нагревая 101 день колбу с водой, предварительно взвешенную, определил, что масса колбы уменьшилась на определённое значение, которое оказалось равным массе сухого остатка, оставшегося после полного выпаривания воды. Значит и стекло незначительно, но растворяется в воде.

Растворимость многих твёрдых веществ увеличивается при повышении температуры. Это можно изобразить графически (рис. 36).

**Растворимость** — способность вещества растворяться; она зависит от объёма растворителя и температуры.

При комнатной температуре ( $20^{\circ}\text{C}$ ) 34,4 г KCl растворяется в 100 г воды. Больше 34,4 г KCl при этих условиях не растворяется. Такой раствор KCl называется насыщенным при данной температуре.

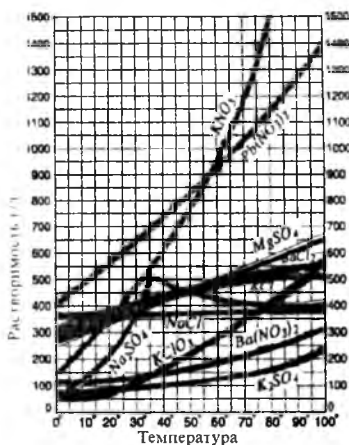


Рис. 36. Кривые растворимости различных солей.

- Растворимость выражается количеством вещества, содержащимся в насыщенном растворе при данной температуре.
- Насыщенный раствор — раствор, не способный при данной температуре растворить ещё добавленное количество вещества.
- Ненасыщенный раствор — раствор, содержащий при данной температуре по массе меньше вещества, чем могло бы раствориться до полного насыщения.
- Если количество растворённого вещества незначительно, такой раствор называют разбавленным.
- Если количество растворённого вещества довольно высоко, такой раствор называют концентрированным.

Растворимость определяется массой вещества, способной раствориться в 100 г воды при данной температуре. Если в 100 г воды растворяется более 10 г вещества, оно считается хорошо растворимым, если менее 10 г — малорастворимым, если менее 0,01 г — практически нерастворимым.





Например, при определённой температуре растворимость соли равна 30 г. Это значит, что при этой температуре в 100 г воды может раствориться 30 г этой соли.

Значит, насыщенный раствор вещества при данной температуре можно превратить в ненасыщенный, повысив температуру, и наоборот, понижая температуру, можно превратить ненасыщенный раствор в насыщенный.

Растворимость газов уменьшается при повышении температуры (при кипении воды выделяются растворённые в ней газы). Но повышение давления способствует увеличению растворимости газов (если открыть бутылку с минеральной водой, то давление внутри бутылки снизится, и растворённый в ней углекислый газ начнёт интенсивно выделяться).

Если в растворе растворяется вещества больше, чем может раствориться при данной температуре, такой раствор называют перенасыщенным.

Перенасыщенные растворы получают при добавлении к нагретым насыщенным растворам определённого количества растворённого вещества.

Пересыщенные растворы нестабильны. При механическом воздействии или добавлении кристалликов растворённого вещества оно выпадает в осадок.

**Пример 1:** При выпаривании 500 г насыщенного при 20°C раствора было получено 120 г сухого нитрата калия. Определите растворимость нитрата калия при 20°C.

**Решение:** 1) Найдём массу растворителя в 500 г раствора:

$m/\text{растворённого вещества}/=120 \text{ г.}$

$m/\text{растворителя}/=500-120=380 \text{ г.}$

2) Насыщенный раствор был образован при растворении 120 г вещества в 380 г воды. Теперь найдём растворимость вещества ( $\text{KNO}_3$ ).

380 г воды растворено 120 г соли

в 100 г воды —  $x$  г соли

$$x = \frac{100 \cdot 120}{380} = 31,6 \text{ г/л}$$

**Ответ:** 31,6 или 31,6 г/л.

**Пример 2:** Растворимость хлорида бария при 40°C равна 50. Сколько г воды потребуется, чтобы в этих условиях приготовить насыщенный раствор, содержащий 125 г хлорида бария?

**Решение:** 1) Растворимость хлорида бария при 40°C равна 50, т.е. в 100 г воды может раствориться 50 г хлорида бария при этой температуре.

2) Рассчитаем, какая масса воды нужна для растворения 125 г хлорида бария:

Для 50 г  $\text{BaCl}_2$  нужно 100 г воды  
для 125 г  $\text{BaCl}_2$  —  $x$  г воды

$$x = \frac{125 \cdot 100}{50} = 250 \text{ г}$$

*Ответ:* 250 г воды.

### **Вопросы и задания**

1. Докажите на конкретных примерах что вода — один из лучших растворителей.
2. Как образуется насыщенный раствор?
3. Как выражается растворимость?
4. Что Вы можете сказать о растворимости газов и твёрдых веществ?
5. Если выпарить 650 г насыщенного при комнатной температуре раствора сахара, сколько сухого вещества можно получить?
6. Как можно превратить в ненасыщенный раствор насыщенный при  $10^\circ\text{C}$  раствор  $\text{KCl}$ ?
7. Растворимость нитрита натрия при  $10^\circ\text{C}$  равна 80,5 г. Сколько по массе нитрита натрия может раствориться при этих условиях в 500 г воды?

## **§ 45. РАСТВОРЫ**

*Можно ли разделить растворы на составные компоненты физическими способами? А химические соединения?*

- **Раствор** — однородная система, состоящая из растворителя, растворённого вещества и продуктов их взаимодействия.

В растворе размеры частиц растворённого вещества достигают  $10^{-9}$  м или даже меньшей величины, они распределены между молекулами растворителя. Например, в продаваемой в аптеке спиртовой настойке йода молекулы йода распределены между молекулами спирта. Этот раствор прозрачный, при пропускании через фильтр он не будет давать осадка. Такие растворы называют истинными.

Растворы бывают жидкими, твёрдыми и газообразными. К жидким растворам можно отнести растворы соли, сахара, спирта в воде, к твёрдым растворам — сплавы металлов. Воздух является примером газообразного раствора.

При образовании растворов возможно либо выделение, либо поглощение тепла. Растворы могут проводить электрический ток, проводить слабо или вовсе не проводить.

Растворы обладают как свойствами механических смесей, так и свойствами соединений.

## Свойства растворов

|                                                                  |                                                                    |                                                       |
|------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------|
| Механическая смесь                                               | Растворы                                                           | Химическое соединение                                 |
| Переменный состав                                                | Переменный состав                                                  | Постоянный состав                                     |
| При образовании не наблюдается выделение или поглощение энергии. | Процесс образования протекает с выделением или поглощением теплоты |                                                       |
| Составные части можно разделить физическими методами             |                                                                    | Составные части нельзя разделить физическими методами |

При использовании растворов в практике очень важно знать, какое количество составляет растворённое вещество в данном растворе.

Количество растворённого вещества (концентрацию раствора) определяют разными методами и выражают разными единицами.

Под составными частями раствора понимают чистые вещества, используемые для приготовления раствора. При этом вещество, представленное в растворе в большем количестве, называется растворителем, а представленное в растворе в меньшем количестве – растворённым веществом.

Эти термины приняты для удобства, потому что нельзя строго разграничить 2 смешанных друг с другом вещества. Обычно в растворе, образованном при смешении жидкости и твёрдого вещества, за растворённое вещество принимают твёрдое вещество. Вне зависимости от того, является ли растворённым веществом газ, жидкость или твёрдое вещество, когда мы говорим о растворах, мы должны учитывать соотношение растворённого вещества и растворителя. Это относительное количество называется *концентрацией*, которую выражают в различных единицах.

Обычно концентрация выражается массовой долей вещества, приходящейся на 1 массовую часть раствора: в % растворённого вещества в 100 г раствора, в молях или эквивалентах вещества растворённого в 1 л раствора.

**Вопросы и задания**

1. Дайте определение растворам.
2. Из каких компонентов состоят растворы?
3. В чём сходство и отличия растворов от механических смесей и химических соединений?
4. Объясните, что такое концентрация.

## § 46. КОНЦЕНТРАЦИЯ РАСТВОРОВ

*Что означает фраза: «массовая доля растворённого вещества в растворе — 0,05»?*

Как было отмечено в предыдущей теме, для выражения состава раствора необходимо указать природу и количество компонентов.

В химии чаще используются ненасыщенные растворы.

В химической практике количество растворённого вещества выражается в следующих единицах:

**1. Массовая доля ( $w$ )** — отношение массы растворённого вещества ( $m_1$ ) к массе раствора ( $m_2$ ), выражающееся обычно в числовых значениях меньше 1:  $w < 1$ .

$$w = \frac{m_1}{m_2}$$

**2. Процентная концентрация ( $C\%$ )** — отношение массы растворённого вещества ( $m_1$ ) к массе раствора ( $m_2$ ), выраженное в процентах. Масса раствора принимается за 100%, значит,  $C\% < 100$ .

$$C\% = \frac{m_1}{m_2} \cdot 100\%$$

Поскольку масса раствора равна сумме масс растворённого вещества и растворителя, эту формулу можно написать следующим

образом:  $C\% = \frac{m_{\text{растворённого вещества}}}{m_{\text{растворённого вещества}} + m_{\text{растворителя}}} \cdot 100\%$ . Поскольку рас

тво-ры чаще всего готовят с использованием жидкостей, легче определить их объём, чем массу. Поэтому для перехода к объёмным единицам используют плотность раствора.

Взаимосвязь между плотностью, объёмом и массой раствора выражается следующей формулой:  $m = V \cdot \rho$ , где  $m$  — масса раствора,  $V$  — объём раствора,  $\rho$  — плотность раствора.

Производные формулы:  $m = V \cdot \rho$ ;  $V = \frac{m}{\rho}$ ;  $\rho = \frac{m}{V}$ .

Значит, масса раствора равна произведению плотности и объёма раствора. Зная, что  $C\% = \frac{m_1}{m_2} \cdot 100\%$ , её можно преобразовать следующим образом и использовать для расчётов:

$$C\% = \frac{m_1}{V \cdot \rho} \cdot 100\% \quad \text{или} \quad w = \frac{m_1}{V \cdot \rho}$$

**3. Молярная концентрация ( $C_M$ )** — отношение количества растворённого вещества (в молях —  $M$ ) на объём раствора ( $V$ ), т.е., если в 1 л (1000 мл) раствора растворён 1 моль вещества, такой раствор называют одномолярным — 1 М:

$C_M = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot V}$ , где  $M$  — молярная масса вещества.

**4. Нормальная концентрация вещества ( $C_N$ )** — число эквивалентов растворённого вещества ( $E$ ) в объёме раствора ( $V$ ), т.е. если в 1 л (1000 мл) раствора растворён 1 г-экв вещества, такой раствор называется однонормальным — 1 N:

$C_N = \frac{m \cdot 1000}{E \cdot V}$ , где  $E$  — число эквивалентов вещества.

**5. Титр раствора ( $T$ )** — количество вещества в г, растворённое в 1 мл или 1 см<sup>3</sup> раствора.

Определяется по формулам:

$$T = \frac{m}{V(\text{мл})}; \quad T = \frac{C_N \cdot E}{1000}; \quad T = \frac{C_M \cdot M}{1000}$$

Используя нормальные концентрации растворов, можно легко рассчитать объёмы растворов, содержащих количества растворённых веществ. Если раствор вещества А объёмом  $V_1$  и концентрацией  $N_1$  реагирует с раствором вещества В  $V_2$  и концентрацией  $N_2$ , то количество эквивалента вещества А —  $V_1 \cdot N_1$  взаимодействует с количеством эквивалента вещества В —  $V_2 \cdot N_2$ . Исходя из этого, можно вывести следующее равенство:  $V_1 \cdot N_1 = V_2 \cdot N_2$  или  $V_1 : V_2 = N_2 : N_1$

*Таким образом, объёмы растворов взаимодействующих веществ обратно пропорциональны значениям их нормальных концентраций.*

На основе этой зависимости можно рассчитывать не только объёмы растворов, необходимых для реакции, но и концентрации растворов по расходуемым на реакцию объёмам.

### **Вопросы и задания**

1. Расскажите о безразмерных величинах, используемых для описания состава раствора.
2. Расскажите о величинах, имеющих размерность и используемых для описания состава раствора.
3. В чём разница между массовой долей и процентной концентрацией?
4. Объясните сходства и различия между молярной и нормальной концентрацией.
5. Для нейтрализации 40 мл раствора серной кислоты израсходовано 24 мл 0,2 N раствора щелочи. Определите нормальность раствора кислоты.

## **§ 47. ЗНАЧЕНИЕ РАСТВОРОВ В ЖИЗНИ ЛЮДЕЙ**

### **Какое значение имеют растворы в повседневной жизни?**

Растворы играют важную роль в жизни людей. Водные растворы — самый большой класс растворов. Вода занимает особое место как растворитель, среда, транспортирующая питательные вещества, осуществляющая процессы, обеспечивающие жизнедеятельность

живых организмов (нормализует температуру тела, выводит вредные вещества из организма). 2/3 массы тела человека представляет вода в форме различных растворов. Кровь человека на 83%, мозг и сердце на 80%, кости на 20–25% состоят из воды. Вода в виде растворов составляет 80% тела рыб, 95–98% тела медуз, 50–75% растений, произрастающих на суше.

Основным компонентом клеток живых организмов является вода. Она имеет огромное значение, как среда, обеспечивающая протекание жизненно важных процессов, так и как вещество, непосредственно участвующее в них.

Вода попадает в растения в основном через почву.

Вода, растворяя неограниченные и органические вещества в почве, поставляет их растению. При недостатке воды, растения не усваивают питательные вещества, снижается интенсивность фотосинтеза, замедляется рост и, как результат, снижается урожайность.

Вода — растворитель, без которого сложно представить промышленные процессы. Вода является уникальной средой для осуществления многих химических реакций. Без воды нельзя дубить кожу, крахмалить и окрашивать ткани, производить мыло и др.

Вода используется в медицине для приготовления растворов различных лекарств. Обычная минерализованная вода представляет собой раствор различных лечебных солей и употребляется при лечении ряда заболеваний и их профилактики.

Водные растворы широко используются в повседневной жизни. Например, растворы кислот и щелочей применяют в обычных энергетических аккумуляторах, позволяющих обеспечить электроэнергией автомобили и другие средства передвижения.

Помимо водных растворов, прочное место в нашей жизни занимают бензин, различные спиртовые растворы и растворы на основе органических кислот. Такие растворы широко используются в повседневной жизни, начиная с пищевых продуктов на основе этилового спирта и заканчивая лекарственными препаратами или антифризами, используемыми для охлаждения различных механизмов.

## РЕШЕНИЕ РАСЧЁТНЫХ ЗАДАЧ

### Расчёт процентной концентрации раствора

Процентная концентрация раствора находится по следующей формуле:

$$C\% = \frac{m_1}{m} \cdot 100\%$$

Поскольку  $m$  (масса раствора) равна сумме масс растворённого вещества ( $m_1$ ) и растворителя ( $m_2$ ), можно представить формулу  $C\% = \frac{m_1}{m} \cdot 100\%$  (1-1) в следующем виде:

$$C\% = \frac{m_1}{m_1 + m_2} \cdot 100\% \quad (1-2)$$

где:  $m_1$  — масса растворённого вещества;  $m_2$  — масса растворителя;  $m$  — масса раствора;  $C\%$  — процентная концентрация раствора.

**Задача 1.** В 50 г раствора содержится 3 г сахара. Найдите процентную концентрацию раствора.

**Решение:**  $m(\text{раствора}) = 50$  г,  $m(\text{растворённого вещества}) = 3$  г.  $C\% = ?$

$$C\% = 100 \cdot \frac{3}{50} = 6\%$$

Из формулы (1-1), если неизвестно  $m_1$ :  $m_1 = \frac{C_m}{100\%}$  (1-3)

Если неизвестно  $m$ :  $m = \frac{m_1 \cdot 100\%}{C_m}$  (1-4)

### Определение молярной концентрации

Молярная концентрация раствора рассчитывается по следующей формуле:

$$C_m = \frac{m_1 \cdot 1000}{M \cdot V} \quad (2-1)$$

$C_m$  — молярная концентрация раствора;

$m_1$  — масса растворённого вещества;

$M$  — молярная масса растворённого вещества;

$V$  — объём раствора.

**Задача 2.** В 400 мл раствора содержится 41 г  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ . Найдите молярную концентрацию раствора.

**Решение:** Воспользуемся формулой:  $C_m = \frac{m_1 \cdot 1000}{M \cdot V}$

$$C_m = \frac{41 \cdot 1000}{164 \cdot 400} = 0,625 \text{ M}$$

Если нужно найти  $m_1$  по формуле (2-1), то:  $m_1 = C_m M \cdot \frac{V}{1000}$  (2-2)

Если нужно найти  $V$ , то:  $V = \frac{m_1 \cdot 1000}{M \cdot C_m}$  (2-3).

### Определение нормальной концентрации раствора

Для этого воспользуемся формулой (3-1):  $C_n = \frac{m_1 \cdot 1000}{E \cdot V}$ .

$C_n$  — нормальная концентрация раствора;

$m_1$  — масса растворённого вещества;

$E$  — эквивалент растворённого вещества;

$V$  — объём раствора.

**Задача 3.** В 500 мл раствора содержится 12,25 г серной кислоты. Найдите нормальную концентрацию раствора.

**Решение:** Воспользуемся формулой  $C_n = \frac{m_1 \cdot 1000}{E \cdot V}$ .

$$C_n = \frac{12,25 \cdot 1000}{49 \cdot 0,5} = 0,5 \text{ н}$$

**Ответ:** 0,5 н.

Используя формулу (3-1) можно вывести следующую формулу:

$$m_1 = \frac{C_n \cdot V \cdot E}{1000} \quad (3-2)$$

$$V = \frac{m_1 \cdot 1000}{C_n \cdot E} \quad (3-3)$$

### Взаимодействие растворов нормальной концентрации

Для решения подобного рода задач воспользуемся следующей формулой.

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{C_{n-1}}{C_{n-2}} \quad (4-1)$$

$V_1$  — объём раствора 1, л;

$V_2$  — объём раствора 2, л;

$C_{n-1}$  — нормальная концентрация раствора 1;

$C_{n-2}$  — нормальная концентрация раствора 2.

**Задача 4.** Для нейтрализации 100 мл соляной кислоты израсходовано 25 мл 0,5 N раствора КОН. Определите нормальную концентрацию раствора HCl.

**Решение:**  $V = 100$  мл       $V_2 = 25$  мл       $C_{n-1} = ?$        $C_{n-2} = 0,5 \text{ н}$

Из формулы (4-1) найдём  $C_{n-1} = \frac{V_2 \cdot C_{n-2}}{V_1}$ .

$$C_{n-1} = \frac{25 \cdot 0,5}{100} = 0,125 \text{ н}$$

**Ответ:** 0,125 н.

Из формулы (4-1) можно вывести и другие формулы:

$$C_{n-1} = \frac{V_2 \cdot C_{n-2}}{V_1}; \quad (4-2)$$

$$V_1 = \frac{V_2 \cdot C_{n-2}}{C_{n-1}}; \quad (4-3)$$

$$C_{n-2} = \frac{V_1 \cdot C_{n-1}}{V_2}; \quad (4-4)$$

$$V_2 = \frac{V_1 \cdot C_{n-1}}{C_{n-2}}; \quad (4-5)$$



## Определение титра вещества

• Масса вещества, растворённого в 1 мл раствора, называют его титром.

$$T = \frac{E \cdot C_n}{1000} \text{ г/мл} \quad (5-1)$$

$T$  – титр раствора;

$E$  – эквивалент растворённого вещества;

$C_n$  – нормальная концентрация растворённого вещества.

**Задача 5:** Определите титр 0,1 N. раствора NaOH.

**Решение:**  $T = \frac{40 \cdot 0,1}{1000} = 0,004 \text{ г/мл}$

*Ответ:* 0,004 г/мл.

$E$  и  $C_n$  можно найти из формулы (5-1).

$$E = \frac{1000 \cdot T}{C_n} \quad (5-2); \quad C_n = \frac{1000 \cdot T}{E} \quad (5-3).$$

## Перевод процентной концентрации растворов в нормальность и нормальной концентрации в процентную

Из формулы  $C_n = \frac{C\% \cdot \rho \cdot 10}{E}$  (6-1) можно вывести формулу

$$C\% = \frac{C_n \cdot E}{\rho \cdot 10} \quad (6-2)$$

$C\%$  – процентная концентрация раствора;

$C_n$  – нормальная концентрация раствора;

$E$  – эквивалент растворённого вещества (г);

$\rho$  – плотность раствора, г/мл.

**Задача 6.** Определите нормальную концентрацию 26% раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,190 \text{ г/мл}$ ).

**Решение:**  $C_n = \frac{26 \cdot 1,19 \cdot 10}{49} = 6,3 \text{ н.}$

*Ответ:* 6,3 н.

## Перевод молярной концентрации растворов в процентную и процентной концентрации в молярную

Для этого воспользуемся следующими формулами:

$$C_M = \frac{C \cdot \rho \cdot 10}{M} \quad (7-1);$$

$$C = \frac{M \cdot C_M}{\rho \cdot 10} \quad (7-2).$$

**Задача 7.** Найдите процентную концентрацию 7 М раствора  $\text{HCl}$  ( $\rho = 1,109$  г/мл).

**Решение:** Для решения задачи целесообразно использовать формулу (7-2).

$$C\% = \frac{7 \cdot 36,5}{1,1 \cdot 10} = 23,23\%$$

**Ответ:** 23,23 %.

**Задача 8.** Определите молярную концентрацию 8% раствора хлорида калия плотностью 1,05 г/мл.

**Решение:** Для решения задачи воспользуемся формулой (7-1).

$$C_M = \frac{C \cdot \rho \cdot 10}{M} = \frac{8 \cdot 1,05 \cdot 10}{74,5} = 1,1275 \text{ М}$$

**Ответ:** 1,1275 М.

### Нахождение необходимого количества воды для разбавления растворов

Если данные о растворе имеют массовые единицы, то:

$$B = \frac{m(C_1 - C)}{C} \quad (8-1)$$

$B$  — масса воды;

$m$  — масса имеющегося раствора;

$C_1$  — концентрация имеющегося раствора;

$C$  — концентрация раствора, который нужно приготовить.

Если данные о растворе имеют объёмные единицы, то воспользуемся формулой (8-2):

$$B = V \cdot \rho \frac{C_1 - C}{C} \quad (8-2)$$

Если нужно найти  $C$  по формуле (8-2), то:

$$B = V \cdot \rho \frac{C_1 - C}{C}; \quad BC = V\rho(C_1 - C); \quad BC = V\rho C_1 - V\rho C; \quad BC + V\rho C = V\rho C_1$$

$$C = \frac{V\rho C_1}{B + V\rho} \quad (8-3)$$

**Задача 9.** Сколько воды нужно добавить к 3 кг 50% раствора, чтобы получить 15% раствор?

**Решение:**

$$B = m \frac{C_1 - C}{C} = \frac{350 - 15}{15} = 7 \text{ кг.}$$

**Ответ:** 7 кг.

## Приготовление разбавленных растворов из концентрированных

Воспользуемся формулой  $\frac{m_1}{m_2} = \frac{C_2}{C_1}$  (9-1).  $m = \rho \cdot V$ :

$$\frac{\rho_1 \cdot V_1}{\rho_2 \cdot V_2} = \frac{C_2}{C_1} \quad (9-2).$$

Если нужно найти  $V_1$  из формулы (9-2), то:

$$V_1 = \frac{\rho_2 \cdot V_2 \cdot C_1}{\rho_1 \cdot C_2} \quad (9-3)$$

Если нужно найти  $m_2$ , то:

$$m_2 = \frac{\rho \cdot V_1 \cdot C_1}{C_2} \quad (9-4)$$

Изменив вышеприведённую формулу, можно найти необходимые значения.

**Задача 10.** Какой объём 50% раствора едкого кали ( $\rho = 1,538$  г/мл) необходим для приготовления 3 л его 6 % раствора ( $\rho = 1,048$ )?

**Решение:** Используя формулу (9-3), найдём следующее:

$$V_2 = \frac{1,048 \cdot 3000 \cdot 6}{50 \cdot 1,538} = 245,3 \text{ мл.}$$

*Ответ:* 245,3 мл.

### Приготовления раствора нужной концентрации из имеющегося раствора

Воспользуемся формулой  $\frac{m_1}{m_2} = \frac{C - C_2}{C_1 - C}$  (10-1).  $m_1 = \frac{m_2(C - C_2)}{(C_1 - C)}$  (10-2)

**Задача 11.** Сколько кг 30 % раствора нужно добавить к 5 кг 10 % раствора, чтобы получить 15 % раствор?

$m = 5$  кг                       $C = 15\%$  ;                       $C_1 = 30\%$ ;                       $C_2 = 10\%$ .

$$m_1 = \frac{m_2(C - C_2)}{(C_1 - C)}; \quad m_1 = \frac{5(15 - 10)}{(30 - 15)} = 1,66 \text{ кг.}$$

*Ответ:* 1,66 кг.

Для нахождения массы раствора с меньшей концентрацией по формуле (10-1) нужно:

$$\text{Воспользуемся формулой (10-3): } m_2 = \frac{m_1(C_1 - C)}{C - C_2}$$

**Задача 12.** Сколько кг 15% раствора нужно добавить к 10 кг 60% раствора, чтобы получить 40% раствор?

**Решение:**  $m_1 = 10$  кг;  $C_1 = 60$  %;  $C_2 = 15$ %;  $C = 40$  %;

$$m_2 = \frac{10(60 - 40)}{40 - 15} = \frac{600 - 400}{25} = \frac{200}{25} = 8$$

**Ответ:** 8 кг.

**Задача 13.** К 2 л 10% раствора КОН ( $\rho = 1,094$  г/мл) добавили 1 л 20 % раствора КОН ( $\rho = 1,194$  г/мл). Какова концентрация полученного раствора?

**Решение:** Из формулы (10-1).

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{C - C_2}{C_1 - C} \quad \text{В силу того, что } m = V\rho,$$

$$\frac{V_1\rho_1}{V_2\rho_2} = \frac{C - C_2}{C_1 - C} \quad \text{или } V_2\rho_2(C - C_2) \approx V_1\rho_1(C_1 - C)$$

$$V_2\rho_2C - V_2\rho_2C_2 = V_1\rho_1C_1 + V_1\rho_1C;$$

$$V_2\rho_2C + V_1\rho_1C = V_1\rho_1C_1 + V_2\rho_2C_2;$$

$$C(V_2\rho_2 + V_1\rho_1) = V_1\rho_1C_1 + V_2\rho_2C_2.$$

$$C = \frac{V_1\rho_1C_1 + V_2\rho_2C_2}{V_2\rho_2 + V_1\rho_1} \quad (10-4)$$

$$\begin{array}{lll} V_1 = 1000 \text{ мл;} & \rho_1 = 1,19; & V_2 = 2000 \text{ мл;} \quad \rho_2 = 1,09 \text{ г/мл} \\ C_1 = 20 \text{ %;} & C_2 = 10 \text{ %;} & C = ? \end{array}$$

$$C = \frac{V_1\rho_1C_1 + V_2\rho_2C_2}{V_2\rho_2 + V_1\rho_1}$$

$$C = \frac{1000 \cdot 1,19 \cdot 20 + 2000 \cdot 1,09 \cdot 10}{2000 \cdot 1,09 + 1000 \cdot 1,19} = 13,68 \%$$

**Ответ:** 13,68%.

**Задача 14.** 1) Рассчитайте количество сульфата меди, необходимое для приготовления 1 л 0,5 М раствора.

**Решение:** Сколько соли содержится в 1 л 0,5М раствора?

$$\text{Можно воспользоваться формулой: } C_m = \frac{m \cdot 1000}{M \cdot V}$$

$$\text{Из равенства } 0,5 = \frac{m \cdot 1000}{160 \cdot 1000} \text{ найдём } m.$$

$$m = \frac{0,5 \cdot 160 \cdot 1000}{1000} = 80 \text{ г.}$$

2) В мерную колбу помещаем 80 г сульфата меди, растворяем в воде и доводим до 1 л. Полученный таким образом раствор имеет необходимый объём и концентрацию.

Ответ: 80 г  $\text{CuSO}_4$ .

### Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1. 35 г вещества растворили в 600 г воды. Рассчитайте процентную концентрацию полученного раствора.

2. 120 г раствора содержит 30 г  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Найдите процентную концентрацию раствора.

3. Какова процентная концентрация раствора, в 1180 г которого содержится 354 г азотной кислоты?

4. Сколько  $\text{NaOH}$  содержится в 50 мл 0,1 М раствора?

5. Какой объём 0,5 М раствора можно приготовить из 34,2 г  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ?

6. В 1 л раствора содержится 28,4 г  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . Найдите молярную концентрацию раствора.

7. Сколько растворённого вещества содержится в 300 мл 0,5 М раствора нитрата магния?

8. 0,1 л раствора содержит: а) 2,45 г  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; б) 0,4 г  $\text{NaOH}$ ; в) 2,28 г  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ . Определите нормальную концентрацию раствора в каждом случае.

9. Сколько г чистой  $\text{H}_3\text{PO}_4$  содержится в 300 мл её 0,1 N раствора?

10. Какой объём 0,01 N раствора можно приготовить из 0,4 г  $\text{NaOH}$ ? А из 1,2 г  $\text{NaOH}$ ?

11. Какой объём 0,3 N раствора щелочи необходим для нейтрализации 300 мл 0,2 N раствора кислоты?

12. Какой объём 0,35 N раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  нужен для полного реагирования с 200 мл 0,7 N раствора  $\text{BaCl}_2$ ?

13. Для нейтрализации 0,25 л серной кислоты израсходовано 200 мл 0,5 N раствора  $\text{KOH}$ . Определите концентрацию ( $C_n$ ) раствора серной кислоты.

14. Титр раствора  $\text{NaOH}$  равен 0,006 г/мл. Определите нормальную концентрацию раствора.

15. Определите титр следующих веществ в их 0,5 N растворах:

а)  $\text{NaCl}$ ; б)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; в)  $\text{CaCl}_2$ .

16. Найдите процентную концентрацию 1,9 N раствора  $\text{H}_3\text{PO}_4$  ( $\rho = 1,031$  г/мл).

17. Определите нормальную концентрацию 10% раствора  $\text{HF}$  ( $\rho = 1,057$  г/мл).

18. Найдите нормальную концентрацию 40% раствора  $\text{AlCl}_3$  ( $\rho = 1,3415$  г/мл). Сколько  $\text{AlCl}_3$  содержится в 5 л такого раствора?

19. Сколько воды нужно добавить к 15 кг 35 % раствора, чтобы получить 20 % раствор?
20. Сколько воды нужно добавить к 7 л 20 % раствора ( $\rho = 1,115$ )  $\text{HNO}_3$ , чтобы получить 3 % раствор?
21. Какой объём 24 % раствора ( $\rho = 1,1804$  г/мл) нужен для приготовления 1,5 л 10% раствора ( $\rho = 1,0704$  г/мл)  $\text{NaCl}$ ?
22. Какой объём 54% раствора этилового спирта ( $\rho = 0,9124$  г/мл) необходим для приготовления 8 л 22 % раствора ( $\rho = 0,9704$  г/мл)?
23. Продаваемая в аптеках йодная настойка представляет собой 10% спиртовый раствор йода. Сколько г йода и растворителя необходимо для приготовления 500 г такого раствора?
24. Рассчитайте массу осадка, образованного при добавлении эквимольного количества хлорида бария к 200 г 7,1 % раствора сульфата натрия.
25. Сколько сульфата алюминия необходимо для приготовления 5 л его 0,1 М раствора?
26. Найдите молярную концентрацию 10% раствора азотной кислоты (плотность 1,056 г/см<sup>3</sup>)?
27. Определите процентное содержание соли в растворе, образованном при смешении 200 г 10% и 300 г 20% растворов.
28. А г соли растворили в В г воды. Напишите формулу, позволяющую рассчитать процентную концентрацию растворённого вещества в растворе.
29. В каких случаях растворимость газов в воде возрастает?
30. Сколько г  $\text{NaOH}$  необходимо для нейтрализации раствора, содержащего 19,6 г серной кислоты?
31. Чему равна процентная концентрация раствора, в 100 г которого содержится 34 г соли?
32. Чему равна молярная концентрация раствора, в 2 л которого содержится 3 моль вещества?
33. Чему равна нормальная концентрация раствора, в 2 л которого содержится 3 г-экв вещества?
34. Если массовая доля растворённого вещества в растворе равна 0,034, определите его процентную концентрацию.

# ГЛАВА V

## ВАЖНЕЙШИЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

### § 48. МЕТАЛЛЫ И НЕМЕТАЛЛЫ

*Водород и кислород — простые вещества в газообразном состоянии. Бром — жидкость, железо — твёрдое вещество. Являются ли бром и железо простыми веществами?*

- Простыми веществами называют вещества, состоящие из атомов одного элемента.

Например, натрий, хлор, водород, кислород.



Простые вещества по свойствам делятся на металлы и неметаллы.

**Металлы** состоят из атомов одного элемента металла: например, медь Cu (рис. 37), натрий Na, калий K, железо Fe, магний Mg, серебро Ag и др.



Рис.37 Кусок природной меди.

**Неметаллы** состоят из атомов элементов неметаллов: например, хлор Cl<sub>2</sub>, кислород O<sub>2</sub>, озон O<sub>3</sub>, сера S<sub>8</sub>, фосфор P<sub>4</sub>, азот N<sub>2</sub> и др.

Металлы и неметаллы обладают в основном противоположными физическими и химическими свойствами (это объясняется различием в электронном строении их атомов).

## Сопоставление некоторых свойств металлов и неметаллов

| Простые вещества | Агрегатное состояние (н.у)                                                                                                                                                                                                                                          | Некоторые физические свойства                                                            |
|------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------------|
| Металлы          | Все твёрдые вещества, кроме Hg и Fr                                                                                                                                                                                                                                 | Металлический блеск, тепло- и электропроводность, пластичность                           |
| Неметаллы        | Твёрдые (сера S <sub>8</sub> , фосфор P <sub>4</sub> , йод I <sub>2</sub> и др.)<br><br>Жидкость (бром Br <sub>2</sub> )<br><br>Газообразные (хлор Cl <sub>2</sub> , кислород O <sub>2</sub> , озон O <sub>3</sub> , водород H <sub>2</sub> , азот N <sub>2</sub> ) | Отсутствие металлического блеска, плохая тепло- и электропроводность (или её отсутствие) |

Сложные вещества разделяются на 4 класса: оксиды, основания, кислоты и соли.

Каждый класс веществ отличается от другого. Поэтому целесообразно знать, к какому классу относится изучаемое вещество.

Вы в быту используете поваренную соль, питьевую соду, железные и алюминиевые изделия, гашёную или негашёную известь, воду, песок, раствор йода, серу, калийную и аммиачную селитру. Скажите, к каким классам неорганических соединений они относятся?

- Сложные вещества можно разложить на 2 и более веществ. Например, поваренная соль, вода.

Сложные вещества обычно подразделяют на неорганические и органические: органические вещества представляют собой соединения углерода (CO, CO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> и карбонаты, HCN и цианиды, карбиды являются исключением); все остальные соединения - неорганические вещества.

Сложные вещества по составу делятся на содержащие 2 элемента — бинарные, и полиэлементные, а по химическим свойствам (т.е. по функциональным группам или признакам) - на оксиды, основания, кислоты и соли.

Сложные вещества коренным образом отличаются от простых, их можно разложить до простых веществ. Между сложными веществами имеется тесная взаимосвязь.

Классификация сложных веществ показана на схеме из предыдущей темы. Сложные вещества состоят из атомов разных элемен-



гов. В частности, оксиды состоят из атомов 2 элементов (бинарные соединения), основания — из атомов 3 элементов, кислоты — из атомов 2 или 3 элементов, а соли — из атомов 2,3 или 4 элементов.

### Вопросы и задания

1. Какие вещества называют сложными?
2. На чём основывается разделение сложных веществ на бинарные и функциональные?
3. Расскажите о неорганических веществах, встречающихся в Узбекистане.
4. Какие неорганические вещества производятся и перерабатываются в Узбекистане?

## V.1. ОКСИДЫ

### § 49. КЛАССИФИКАЦИЯ ОКСИДОВ

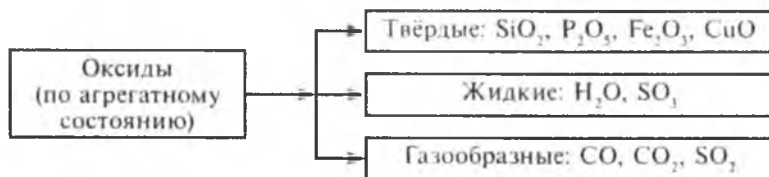
*Как называют оксиды, которые не реагируют с водой, кислотами и щелочами?*

Оксиды по химическим свойствам подразделяются на солеобразующие и несолеобразующие.

- Оксиды, образующие соли при химических реакциях, подразделяются на основные ( $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{FeO}$ ), кислотные ( $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ), амфотерные ( $\text{ZnO}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ).

*(Амфотерность — проявление двойственности, в химии — проявление кислотности и основности)*

- Оксиды, не образующие солей при химических реакциях, называются индифферентными ( $\text{NO}$ ,  $\text{SiO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$  и др.)
- По агрегатному состоянию:



## Классификация оксидов

| № | Оксиды           | Примеры                                                                                                |
|---|------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| 1 | Основные         | $K_2O$ , $Na_2O$ , $CaO$ , $CuO$ , $BaO$ , $Li_2O$ , $MgO$ , $FeO$ , $SbO$ , $CrO$ , $Mn_2O_3$ , $MnO$ |
| 2 | Кислотные        | $SO_2$ , $SO_3$ , $CO_2$ , $SiO_2$ , $P_2O_5$ , $P_2O_3$ , $Cl_2O_7$ , $NO_2$ , $CrO_3$ , $Mn_2O_7$    |
| 3 | Амфотерные       | $Al_2O_3$ , $ZnO$ , $SnO$ , $PbO$ , $PbO_2$ , $Cr_2O_3$ , $BeO$ , $Fe_2O_3$ , $MnO$                    |
| 4 | Индиферентные    | $NO$ , $CO$ , $N_2O$ , $SiO$                                                                           |
| 5 | Пероксиды        | $Na_2O_2$ , $H_2O_2$ , $BaO_2$                                                                         |
| 6 | Супероксиды      | $KO_3$                                                                                                 |
| 7 | Смешанные оксиды | $Fe_3O_4$ , $Pb_2O_3$ , $Co_3O_4$ , $Mn_3O_4$                                                          |

Основные и кислотные оксиды обладают противоположными свойствами. Амфотерные оксиды в зависимости от условий могут проявлять либо кислотные, либо основные свойства. В таблице 16 приведены некоторые свойства основных, кислотных и амфотерных оксидов.

Таблица 16

## Некоторые свойства основных, кислотных и амфотерных оксидов

| Свойства оксидов                                    | Оксиды                         |                                |                                      |
|-----------------------------------------------------|--------------------------------|--------------------------------|--------------------------------------|
|                                                     | Основные                       | Кислотные                      | Амфотерные                           |
| Агрегатное состояние                                | твёрдые                        | твёрдые, жидкости, газы        | твёрдые                              |
| Характеристика соответствующего гидроксида          | Основание                      | Кислота                        | Проявляет кислотно-основные свойства |
| Взаимодействие со щелочью                           | Не реагирует                   | Реагирует, образуя соль и воду | Реагирует, образуя соль и воду       |
| Взаимодействие с кислотой                           | Реагирует, образуя соль и воду | Не реагирует                   | Реагирует, образуя соль и воду       |
| Взаимодействие с оксидами:<br>А) основными оксидами | Не реагируют                   | Реагируют, образуя соль        | Реагируют, образуя соль              |
| В) кислотными оксидами                              | Реагируют, образуя соль        | Не реагируют                   | Реагируют, образуя соль              |

### Вопросы и задания

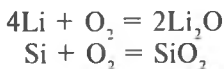
1. Какие оксиды называют а) основными; б) кислотными; в) амфотерными; г) индифферентными?
2. Найдите массу соли, образованной при реакции 20 г оксида магния и 63 г азотной кислоты (Ответ: 74 г).
3. Напишите формулы оксидов железа (III), марганца (II, VII), хрома (II, III, VI), серы (IV, VI), хлора (I, VII).
4. Напишите реакции оксида цинка с серной, азотной, фосфорной кислотами и гидроксидом калия.

## § 50. ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА ОКСИДОВ

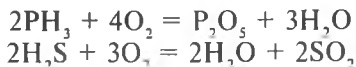
*Можно ли получить один и тот же оксид разными способами?*

### Получение оксидов.

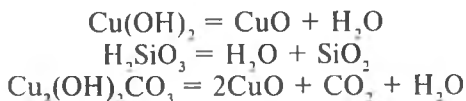
1. Оксиды образуются при взаимодействии простых веществ с кислородом (горении):



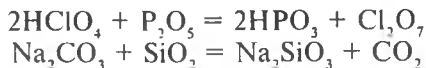
2. Оксиды образуются при взаимодействии сложных веществ с кислородом (горении):



3. Оксиды образуются при разложении сложных веществ (оснований, кислот, солей):

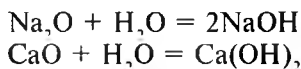


4. Оксиды получают и при других реакциях:

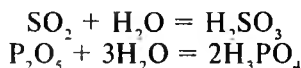


### Химические свойства

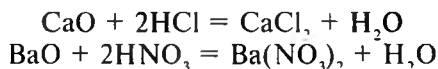
Оксиды щелочных и щелочноземельных металлов (основные оксиды) реагируют с водой с образованием водорастворимых оснований (щелочей):



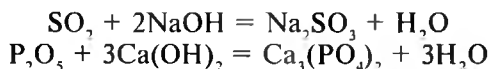
2. Оксиды некоторых неметаллов, растворяясь в воде, образуют кислоты:



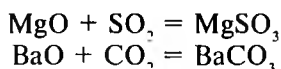
3. Оксиды металлов, взаимодействуя с кислотами, образуют соль и воду:



4. Оксиды неметаллов, реагируя с основаниями, образуют соль и воду:



5. Оксиды металлов и неметаллов, реагируя между собой, образуют соли:



### Вопросы и задания

1. Какими способами можно получить оксид углерода(IV)?
2. Напишите уравнения реакций, необходимых для осуществления следующей схемы превращений:  $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu(I)}; (\text{CuOH})_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CuO}; \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{CuO}$ .
3. В следующей таблице продолжите написание уравнений реакций, которые действительно протекают:

| Вещества                | $\text{SO}_2$ | $\text{SiO}_2$ | $\text{BaO}$ | $\text{CuO}$ | $\text{Al}_2\text{O}_3$ | $\text{ZnO}$ |
|-------------------------|---------------|----------------|--------------|--------------|-------------------------|--------------|
| $\text{H}_2\text{O}$    |               |                |              |              |                         |              |
| $\text{H}_2\text{SO}_4$ |               |                |              |              |                         |              |
| $\text{NaOH}$           |               |                |              |              |                         |              |

4. Какой объём водорода (н.у.) реагирует с 16 г оксида меди (II), и сколько г меди при этом образуется?
5. Напишите уравнения реакций, позволяющих получить  $\text{SiO}_2$  3 разными способами.

## § 51. ИСПОЛЬЗОВАНИЕ ВАЖНЕЙШИХ ОКСИДОВ

*В каких целях используют негашёную известь?*

**Углекислый газ —  $\text{CO}_2$ .**

Является постоянной составной частью воздуха, его содержание в нём — 0,03%. Основной источник питания растений. Все зелёные растения, получая углекислый газ через листья, а воду



— через корень, превращают их под действием солнечного света в питательные органические вещества — сахара и выделяют в воздух кислород. Этот процесс называется *фотосинтезом*. Углекислый газ широко используют для газирования прохладительных напитков. В качестве хладагента используют «сухой лёд» — углекислый газ в твёрдом состоянии (рис. 38). Углекислый газ используют в качестве сырья в производстве стиральной и пищевой соды, а также многих других веществ.



**Рис. 38.** «Сухой лёд» и нейтрализация им раствора щелочи, в который был добавлен фенолфталеин.

**Оксид кремния (IV) —  $\text{SiO}_2$**

Оксид кремния (IV) широко распространён в природе в основном в виде песка. Песок является одним из важнейших стройматериалов. Оксид кремния особой кристаллической структуры, называемый кварцем, применяется в медицине в приборах с ультрафиолетовым излучением, потому что полностью пропускает его. Из-за тугоплавкости применяется в изготовлении химической посуды. Различные природные формы кварца такие, как аметист, сапфир, халцедон, агат, используют, как драгоценные или полудрагоценные камни в ювелирном деле. Помимо этого, для полупроводниковой физики это основное сырьё.

**Оксид кальция —  $\text{CaO}$**

Этот оксид называют негашёной известью или просто известью. Её получают термическим разложением широко распространённого в природе известняка. Он является основным материалом строительной промышленности. Из него готовят различные растворы, цемент. Этот оксид также используется для нейтрализации повышенной кислотности почв. Побелка им стволов деревьев защищает их от вредителей. Он имеет важное значение в производстве химических веществ.

### Оксид серы (VI) — $\text{SO}_3$

Этот оксид серы называют также серным ангидридом. Этот оксид в свободном виде в природе не встречается. Его получают окислением сернистого ангидрида (оксида серы (IV) —  $\text{SO}_2$ ), образующегося при обжиге железного колчедана. В основном, он используется для производства серной кислоты. Серная же кислота является основным сырьём для получения многих других веществ, лекарственных препаратов, в чистом виде используется для заправки аккумуляторных батарей автомобилей.



Рис. 39. Состояние  $\text{NO}_2$  при высокой и низкой температурах.

### Оксид азота (IV) — $\text{NO}_2$

Этот оксид в природе не встречается (рис. 39). В основном, он получается синтетическим путём и расходуется на производство азотной кислоты. Азотная же кислота — основное сырьё в производстве азотных минеральных удобрений, нитросоединений, многих лекарственных препаратов.

#### Вопросы и задания

1. В каких целях используют углекислый газ в народном хозяйстве?
2. Напишите уравнения реакций получения оксида кальция из металлического кальция и из известняка. Определите, к какому типу химических реакций принадлежит каждая из них.
3. Определите массу, количество вещества, число молекул углекислого газа и атомов кислорода, содержащихся в 0,56 л углекислого газа (н.у.).
4. Рассчитайте количество вещества оксида серы (VI), образованного при окислении 6,72 л (н.у.) оксида серы (IV). Какой объём кислорода (н.у.) израсходуется при этом?
5. При горении силана  $\text{SiH}_4$  образуются 2 вещества. Напишите уравнение реакции и уравняйте его. Какой объём водорода, измеренный при н.у., необходим для получения 12 г оксида кремния (IV)?

## V.2. ОСНОВАНИЯ

Таблица 17

### Классификация оснований

| № | Типы оснований           | Примеры                                                                                                                                                                       |
|---|--------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| 1 | Водорастворимые (щёлочи) | $\text{LiOH}$ , $\text{NaOH}$ , $\text{KOH}$ , $\text{CsOH}$ , $\text{RbOH}$ , $\text{FrOH}$ , $\text{Ba}(\text{OH})_2$ , $\text{Sr}(\text{OH})_2$ , $\text{Ca}(\text{OH})_2$ |
| 2 | Не растворимые в воде    | $\text{Mg}(\text{OH})_2$ гидроксиды металлов побочных подгрупп периодической системы                                                                                          |
| 3 | Амфотерные               | $\text{Zn}(\text{OH})_2$ , $\text{Al}(\text{OH})_3$ , $\text{Cr}(\text{OH})_3$ , $\text{Be}(\text{OH})_2$                                                                     |

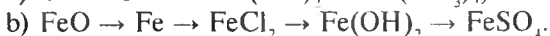
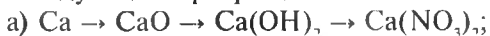
## Ответьте на следующие вопросы и решите задачи

1. Напишите названия и формулы 10 оснований. Определите, к какому типу они относятся.

2. Объясните химические свойства оснований на основе следующей таблицы:

|                     | H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> | CO <sub>2</sub> | FeO | CuSO <sub>4</sub> | KCl | H <sub>2</sub> O | t° |
|---------------------|--------------------------------|-----------------|-----|-------------------|-----|------------------|----|
| NaOH                | 1                              | 3               | 5   | 7                 | 9   | 11               | 13 |
| Cu(OH) <sub>2</sub> | 2                              | 4               | 6   | 8                 | 10  | 12               | 14 |

3. Напишите уравнения реакций, необходимых для осуществления следующих превращений:



4. Как можно определить, что бесцветный раствор в химическом стакане - раствор едкого кали?

5. Сколько г серной кислоты необходимо для нейтрализации раствора, содержащего 10 г гидроксида натрия? Сколько г 20% раствора, содержащего это количество кислоты, можно приготовить?

6. Сколько г 10% раствора серной кислоты необходимо для нейтрализации 25 г 7% раствора гидроксида калия?

7. К раствору, содержащему 12 г гидроксида натрия, добавили раствор, содержащий избыток хлорида железа (III). Определите массу и количество вещества образованного осадка.

8. Определите массу, объём (н.у.) и количество вещества водорода, необходимого для полного восстановления вещества, полученного при разложении 9 г гидроксида железа (II).

9. Какими способами можно получить гидроксид кальция и гидроксид железа (III)?

10. Какое количество сульфата железа (III) необходимо для получения 0,1 моль гидроксида железа (III)?

## § 52. ПРИМЕНЕНИЕ ВАЖНЕЙШИХ ОСНОВАНИЙ

*Что такое «известковое молоко»? Какими способами его получают и в каких целях его применяют?*

### Гидроксид натрия (едкий натр) NaOH

Вещество белого цвета, с хорошей растворимостью в воде, при поглощении паров воды из воздуха расплывается (гигроскопичное). Слабый раствор гидроксида натрия как мыло наощупь, разъедает кожу. У него есть и техническое название — «каустическая сода». При работе с едким натром надо быть очень осторожным. Следует не допускать его контакта с кожей и одеждой.

Гидроксид натрия выпускается в большом количестве. В промышленности его получают электролизом (разложением с помощью электрического тока) раствора поваренной соли (хлорида натрия).

Гидроксид натрия — один из важнейших видов сырья для химической промышленности. Он используется при очистке продуктов нефтепереработки, в производстве мыла и бумаги, в текстильной и других отраслях промышленности.

### **Гидроксид калия (едкое кали) КОН**

Твёрдое вещество, хорошо растворимое в воде. По свойствам очень похож на гидроксид натрия. Как и гидроксид натрия, в промышленности его получают электролизом хлорида калия. Несмотря на то, что по свойствам он очень похож на гидроксид натрия, его используют меньше в силу большей себестоимости.

### **Гидроксид кальция (гашёная известь) $\text{Ca}(\text{OH})_2$**

Белое пористое вещество, являющееся сильным основанием, малорастворимо в воде: в 1 л воды при 20°C растворяется 1,56 г. Его раствор в воде называют «известковой водой» (а взвесь — «известковым молоком»); он имеет щелочную реакцию. В промышленности гидроксид кальция получают при взаимодействии воды и оксида кальция — негашёной извести (или просто извести), получаемой при обжиге известняка.



Гашёная известь широко используется в строительстве для приготовления цементного, песочного и др. растворов (в частности, его смесь с водой и песком называется известковой и применяется при укладке кирпичей). Он также применяется для нейтрализации почв с повышенной кислотностью и в сельском хозяйстве, как средство борьбы с вредителями.

### **Вопросы и задания**

1. Какими способами можно получить гидроксид кальция? Напишите уравнения реакций.
2. Что обозначают следующие названия: «негашёная известь», «гашёная известь», «известковое молоко», «известковая вода»?
3. Напишите уравнения реакций получения гидроксидов натрия и калия.
4. Сколько г известняка нужно для получения 14,8 г гашёной извести?
5. Сколько г воды и оксида железа (II) образуется при разложении 18 г гидроксида железа (II)?
6. Знаете ли Вы оксиды, образующие гидроксиды при реакции с водой при обычных условиях? Сколько г гидроксида кальция образуется при взаимодействии с водой 11,2 г оксида кальция?



## V.3. КИСЛОТЫ

Таблица 18

### Классификация кислот

| № |                          | Типы кислот         | Примеры                                                                                                        |
|---|--------------------------|---------------------|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| 1 | по содержанию кислорода  | Бескислородные      | HCl, H <sub>2</sub> S, HF, HJ, HBr, H <sub>2</sub> Se,                                                         |
|   |                          | Кислородосодержащие | HClO, HClO <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> ,                    |
| 2 | по числу атомов водорода | одноосновные        | HCl, HF, HJ, HBr, HClO, HNO <sub>3</sub> ,                                                                     |
|   |                          | двухосновные        | H <sub>2</sub> S, H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , H <sub>2</sub> SeO <sub>4</sub> ,                           |
|   |                          | многоосновные       | H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> , H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub> , H <sub>4</sub> P <sub>2</sub> O <sub>7</sub> |

### Ответьте на следующие вопросы и решите задачи

1. Как можно определить, что прозрачный раствор без цвета и запаха в химическом стакане — раствор кислоты?
2. Как получают кислоты? Напишите уравнения реакций.
3. Напишите уравнения реакций, необходимых для осуществления следующих превращений.
  - a)  $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$ ;
  - b)  $C \rightarrow CO_2 \rightarrow CaCO_3$ ;
  - c)  $Al \rightarrow Al_2S_3 \rightarrow H_2S \rightarrow Na_2S$ .
4. Объясните свойства кислот на основе следующей таблицы.

| Кислота                        | Mg | Hg | HgO | Cu(OH) <sub>2</sub> | CuCO <sub>3</sub> | KOH |
|--------------------------------|----|----|-----|---------------------|-------------------|-----|
| HCl                            | 1  | 2  | 3   | 4                   | 5                 | 6   |
| H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> | 7  | 8  | 9   | 10                  | 11                | 12  |

5. Определите химическую формулу кислоты, содержащей 2,1% водорода, 29,8% азота и 68,1% кислорода.
6. Рассчитайте процентное содержание элементов в селеноводородной кислоте (H<sub>2</sub>Se) (Ar(Se)=79).
7. Определите массу азотной кислоты, необходимой для реакции с 21,4 г гидроксида железа (III) с образованием средней соли.
8. Сколько г 10% раствора едкого натра необходимо для нейтрализации 10 г 24,5% раствора фосфорной кислоты?
9. Определите массу и количество твёрдого вещества, получаемого при разложении 3,9 г кремниевой кислоты.

## § 53 ПРИМЕНЕНИЕ ВАЖНЕЙШИХ КИСЛОТ

*Какая кислота имеется в желудке человека и каково её значение?*

## Серная кислота — $\text{H}_2\text{SO}_4$

Эта маслянистая жидкость без цвета и запаха почти вдвое тяжелее воды. Хорошо растворяется в воде.

Серная кислота применяется при сушке различных газов, а также для дегидратации веществ (рис. 40).

Концентрированная серная кислота при попадании на кожу вызывает сильный ожог. Поэтому надо быть осторожным при работе с серной кислотой. Нужно препятствовать попаданию серной кислоты на кожу и одежду.

При смешивании серной кислоты с водой выделяется довольно много тепла. Чтобы приготовить её раствор, необходимо медленно приливать кислоту в воду по стенкам сосуда (рис. 41). В противном случае при приливании воды в кислоту эти жидкости не успевают перемешаться, раствор сильно разогревается, от чего сосуд может расколоться, и кислота может попасть на одежду, кожу, глаза.

- При приготовлении растворов кислот необходимо кислоту приливать к воде.

Серная кислота применяется во многих областях народного хозяйства:

- ❖ в производстве минеральных удобрений;
- ❖ при очистке нефтепродуктов;
- ❖ в производстве хлора;
- ❖ в производстве различных солей, кислот, лекарственных средств;
- ❖ в изготовлении взрывчатых веществ;
- ❖ в производстве красителей;
- ❖ в целлюлозной промышленности;
- ❖ в изготовлении кислотных аккумуляторов (рис. 42);
- ❖ при травлении чёрных металлов и др.



Рис. 40. Воздействие серной кислоты на древесину.



Рис. 41. Приготовление раствора серной кислоты.



Рис. 42. Сернокислотные аккумуляторные батареи.



**Рис. 43.** Растворение хлороводорода  $\text{HCl}$  в воде и образование раствора соляной кислоты.

## Соляная кислота — $\text{HCl}$

Получается при растворении хлороводорода в воде. Немного тяжелее воды, обладает резким запахом (рис. 43), обусловленным постоянным выходом молекул хлороводорода из раствора. Концентрированная соляная кислота также называется «дымящей» по причине того, что выходящие из раствора молекулы хлороводорода образуют туман с парами воды в воздухе.

Соляная кислота входит в состав желудочного сока и имеет огромное значение для пищеварения.

Соляная кислота применяется во многих областях народного хозяйства, в частности:

- ❖ при травлении металлов;
- ❖ в производстве хлоридов;
- ❖ в производстве лекарственных препаратов для медицины;
- ❖ в производстве красителей;
- ❖ в производстве пластмасс.

## Азотная кислота — $\text{HNO}_3$

Азотная кислота — бесцветная жидкость в 1,5 раз тяжелее воды; как и соляная кислота «дымит» на воздухе. Концентрированные растворы азотной кислоты имеют желтоватый оттенок из-за того, что на свету происходит разложение азотной кислоты с выделением бурого газа  $\text{NO}_2$ , который, растворяясь в ней, придаёт раствору эту окраску. Растворы чистой кислоты бесцветны. Концентрированная холодная азотная кислота пассивирует такие металлы, как железо, хром и алюминий, поэтому для хранения азотной кислоты тара должна быть изготовлена из этих металлов. Эта кислота реагирует со всеми металлами, кроме золота, платины, тантала, родия и иридия.

Азотная кислота используется во многих областях народного хозяйства:

- ❖ в производстве азотных удобрений;
- ❖ в производстве азотсодержащих органических веществ;
- ❖ в производстве лекарственных веществ;
- ❖ в производстве красителей;
- ❖ в производстве взрывчатых веществ;
- ❖ в производстве серной кислоты нитрозным способом.

## Вопросы и задания

1. Расскажите о применении соляной, серной и азотной кислот в народном хозяйстве.

2. Соберите сведения о применении серной, соляной и азотной кислот в повседневной жизни.
3. Подготовьте иллюстрированные презентации об использовании серной, соляной и азотной кислот в народном хозяйстве и повседневной жизни.
4. Напишите формулы и названия кислот, соответствующих следующим оксидам:  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{As}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ .
5. Напишите уравнения реакций взаимодействия веществ, приведённых в таблице:

| Кислота                           | Zn | Cu | CuO | $\text{Fe}(\text{OH})_2$ | $\text{CaCO}_3$ |
|-----------------------------------|----|----|-----|--------------------------|-----------------|
| HCl                               | 1  | 2  | 3   | 4                        | 5               |
| $\text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.)   | 6  | 7  | 8   | 9                        | 10              |
| $\text{H}_2\text{SO}_4$ (разбав.) | 11 | 12 | 13  | 14                       | 15              |

6. Сколько г оксида серы (VI) нужно для получения 24 г серной кислоты?
7. Напишите формулы оксидов хрома (II), (III) и (IV) и соответствующие им гидроксиды. Определите массу соли, образованной при реакции 9,8 г серной кислоты с гидроксидом хрома (III).

## V.4 СОЛИ

### § 54. КЛАССИФИКАЦИЯ СОЛЕЙ: СРЕДНИЕ, КИСЛЫЕ И ОСНОВНЫЕ СОЛИ. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЛИ

*Является ли поваренная соль средней или кислой солью?*

Соли по способу получения и строению подразделяются на средние, кислые и основные.

- **Средняя соль** — сложное вещество, состоящее из ионов металла и кислотного остатка; при этом все атомы водорода в кислоте полностью замещены на ионы металла (фосфат алюминия —  $\text{AlPO}_4$ , хромат калия —  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ , перманганат калия —  $\text{KMnO}_4$ , ацетат натрия —  $\text{CH}_3\text{COONa}$ , оксалат калия —  $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ).
- **Кислая соль** — сложное вещество, состоящее из ионов металла, атомов водорода и кислотного остатка; при этом атомы водорода в кислоте частично замещены ионами металла (гидрокарбонат натрия —  $\text{NaHCO}_3$ , гидросульфид калия —  $\text{KHS}$ , гидросульфат лития —  $\text{LiHSO}_4$ ).
- **Основная соль** — сложное вещество, состоящее из ионов металла, гидроксогрупп и кислотного остатка; при этом гидроксогруппы основания частично замещены кислотным остатком (гидроксобромид магния —  $\text{Mg}(\text{OH})\text{Br}$ , гидроксо-сульфат алюминия —  $\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$ ).

## Классификация солей

| №  | Соли                    | Примеры                                                                                                                                   |
|----|-------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| 1. | Средние (нормальные)    | $\text{NaCl}$ , $\text{CaCl}_2$ , $\text{KF}$ , $\text{MgSO}_4$ , $\text{CaCO}_3$ , $\text{NH}_4\text{Cl}$                                |
| 2. | Кислые                  | $\text{NaHCO}_3$ , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ , $\text{K}_2\text{HPO}_4$ , $\text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$                          |
| 3. | Основные                | $\text{Ca}(\text{OH})\text{Cl}$ , $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$ , $\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$ , $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ |
| 4. | Комплексные (смешанные) | $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ , $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ , $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$                               |
| 5. | Двойные                 | $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ , $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$ , $\text{K}_2\text{NH}_4\text{PO}_4$                                            |

Две соли могут представлять единое целое. Такие соли называются *двойными*. Их формулы могут записываться вместе или раздельно: например, сульфат калия алюминия (квасцы)  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$  или  $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ , хлорная известь  $\text{Ca}(\text{OCl})\text{Cl}$ .

Красная кровяная соль —  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ , жёлтая кровяная соль —  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  — представители комплексных солей.

**Вопросы и задания**

1. На какие типы подразделяются соли?
2. Как получают средние соли?
3. Как получают кислые соли?
4. Как получают основные соли?
5. Какое строение имеют двойные соли?

## § 55. ПОЛУЧЕНИЕ И ПРИМЕНЕНИЕ СОЛЕЙ

*Реагируют ли соли с солями?*

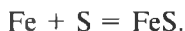
**Получение.** Соли можно получить различными способами. В таблице приведены способы получения солей.

Таблица 20

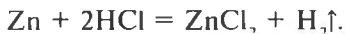
## Получение солей

| Вещества            | Металлы | Основные оксиды | Основания (щелочи) | Соли | Неметаллы |
|---------------------|---------|-----------------|--------------------|------|-----------|
| Неметаллы (кроме O) | 1       | —               | 10                 | 14   | —         |
| Кислотные оксиды    | —       | 6               | 8                  | 12   | —         |
| Кислоты             | 2       | 5               | 7                  | 11   | —         |
| Соли                | 3       | —               | 9                  | 3    | 14        |
| Металлы             | —       | —               | 4                  | 13   | 1         |

1. Соли получают взаимодействием металлов и неметаллов:



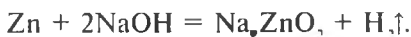
2. Взаимодействием металла с кислотой:



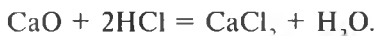
3. Взаимодействием металла с солью:



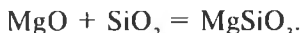
4. Взаимодействием щелочи с металлом, образующим амфотерный оксид:



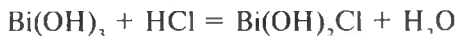
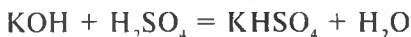
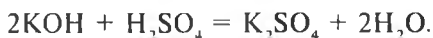
5. Взаимодействием основного оксида с кислотой:



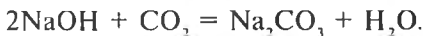
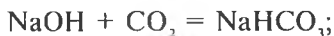
6. Взаимодействием кислотных оксидов с основными:



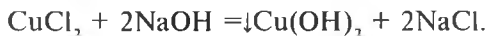
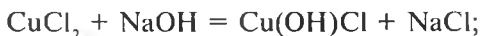
7. Взаимодействием кислот с основаниями:



8. Взаимодействием оснований с кислотными оксидами



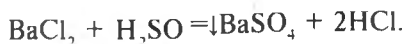
9. Взаимодействием солей со щелочами:



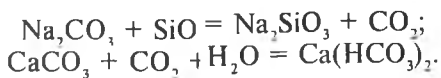
10. Взаимодействием щелочей с неметаллами:



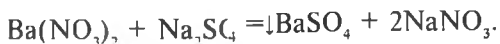
11. Взаимодействием солей с кислотами:



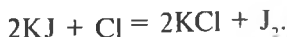
12. Взаимодействием солей с кислотными оксидами:



13. Взаимодействием солей с солями:



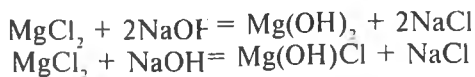
14. Взаимодействием солей с неметаллами:



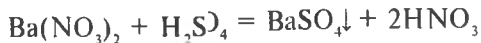
**Физические свойства.** Соли — твёрдые вещества кристаллического строения различной окраски, способные растворяться в воде. В составе солей возможно наличие кристаллизационной воды.

**Химические свойства.** Соли являясь химически активными веществами, вступают во многие реакции.

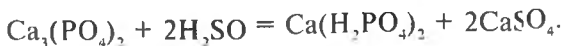
1. Соли реагируют со щелочами. При этом образуется новое основание и соль (средняя или основная):



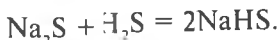
2. Соли реагируют с кислотами. При этом образуются соль (средняя) и кислота:



Могут образоваться и 2 соли (средняя и кислая):



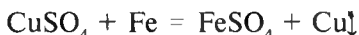
Может образоваться только кислая соль:



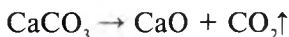
3. При взаимодействии 2 солей образуются новые соли. Реакция протекает до конца только в случае образования водонерастворимой соли (рис. 44).



Соли взаимодействуя с металлами образуют новую соль и металл. Металлы вытесняют из солей металлы, стоящие в ряду активности правее, и не вытесняют, если таковые расположены левее. Металлы, расположенные в ряду активности левее магния (Li, K, Ba, Ca, Na и др.) не используются для вытеснения металлов из водных растворов их солей, потому что они бурно реагируют с водой.

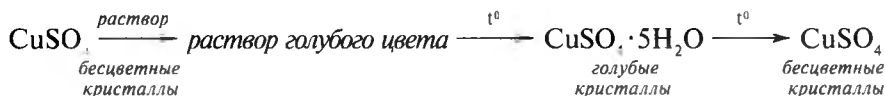


5. Некоторые соли при нагревании разлагаются:



**Кристаллогидраты.** Выпаривание насыщенных растворов некоторых солей приводит к выпадению их в осадок в виде кристаллогидратов. Например,  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ .

Сульфат меди (II)  $\text{CuSO}_4$  — бесцветное кристаллическое вещество. При растворении его в воде образуется раствор голубого цвета, и выделяется теплота. При выпаривании раствора в начале осаждаются голубые кристаллы  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ , которые при продолжительном нагревании дают бесцветный сульфат меди  $\text{CuSO}_4$  (рис. 45).



Изменение цвета и выделение тепла указывает на то, что произошло химическое явление.

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  — медный купорос. Вода в его составе называется **кристаллизационной**.

- Вещества, в структуре которых имеется кристаллизационная вода, называются кристаллогидратами.



Рис. 44. Образование осадка  $\text{AgI}$  при взаимодействии  $\text{AgNO}_3$  и  $\text{NaI}$ .

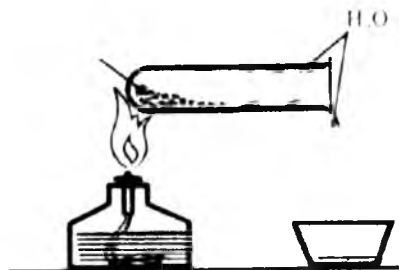
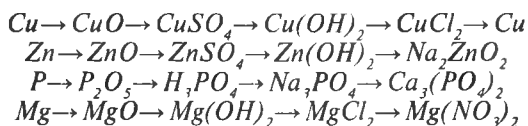


Рис. 45. Нагревание медного купороса.



### Вопросы и задания

1. Какими способами можно получить соли?
2. Напишите уравнения реакций между следующими веществами: 1) железо + соляная кислота; 2) серная кислота + гидроксид натрия; 3) нитрат бария + сульфат натрия; 4) хлорид алюминия + гидроксид калия.
3. Напишите уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие схемы превращений:



4. Какими способами можно получить сульфат бария? Напишите уравнения соответствующих реакций.

## § 56. ПРИМЕНЕНИЕ ВАЖНЕЙШИХ СОЛЕЙ

*В каком из удобрений массовая доля азота наибольшая: в аммиачной селитре или нитрате натрия?*

Соли среди всех сложных веществ наиболее применяются в народном хозяйстве. Их значение очень велико для нормального протекания жизненных процессов.

Человеческий организм нуждается в постоянном сохранении солевого баланса; эту функцию в организме выполняют различные соли, составляющие 5,5% от общей массы человека. Например, если содержание кальциевых солей в организме уменьшается, для восстановления равновесия появляется желание потреблять кальцийсодержащие продукты. Или когда в силу различных причин организм теряет жидкость, с которой выходят и соли, человеку вводят различные физиологические растворы солей.

Соли, содержащие кальций, железо, калий, натрий и др. металлы, используются при лечении различных заболеваний.

Соли, содержащие азот, фосфор, калий, серу, кальций, натрий и микроэлементы, широко используются в сельском хозяйстве в качестве удобрений, средств борьбы с некоторыми вредителями, стимуляторов роста, повышающих урожайность и их производительность.

Карбонаты и силикаты используются в строительных работах для различных целей.

**Хлорид натрия — NaCl**

Мы все хорошо знаем, в каких целях используется поваренная соль в быту.

В промышленности её используют для получения хлора, щелочи, металлического натрия, для приготовления физиологических растворов в медицине.

### **Карбонат кальция — $\text{CaCO}_3$**

Используется в качестве мрамора и известняка в строительстве. Мрамор широко используется при отделке зданий.

### **Нитрат аммония — $\text{NH}_4\text{NO}_3$**

Используется в сельском хозяйстве под названием аммонийная селитра. Производится на предприятии «Ферганаазот».

В промышленности широко используют соли для получения металлов и других солей. Так, из сульфидов железа получают чугун и сталь.

На территории нашей республики найдены природные месторождения солей, используемых в различных целях в народном хозяйстве.

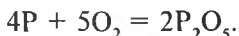
### **Вопросы и задания**

1. Какие вещества можно получить из карбоната кальция? Напишите уравнения соответствующих реакций.
2. Напишите уравнения реакций получения железа, оксида железа (II), гидроксида железа (II), хлорида железа (II) из  $\text{FeSO}_4$ .
3. Как из известняка и других веществ можно получить хлорид кальция, из которого в медицине готовят «горячую прививку»?
4. Один из способов получения кальциевой селитры состоит в нейтрализации известняка азотной кислотой. Напишите уравнение протекающей при этом реакции.
5. Ниже приведены технические названия и формулы солей, широко используемых в народном хозяйстве:  
Питьевая сода —  $\text{NaHCO}_3$ ;  
Кристаллическая —  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ;  
Мел, мрамор, известняк —  $\text{CaCO}_3$ ;  
поташ —  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ;  
ляпис —  $\text{AgNO}_3$ ;  
Напишите их химические названия.
6. В каком из следующих удобрений массовая доля питательного элемента  $\text{P}_2\text{O}_5$  наибольшая:  $\text{CaHPO}_4$  или  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ ?
7. Как можно получить сульфат цинка? Напишите уравнения всех возможных реакций его получения.
8. Определите формулу и назовите вещество, имеющее следующий состав: Ca — 29,7%, H — 0,735%, P — 22,77%, O — 47,05%.
9. Получите хлорид железа (III) 3 разными способами. Напишите соответствующие уравнения реакций.
10. Сколько % азота содержится в нитрате аммония?

## § 57. ГЕНЕТИЧЕСКАЯ ВЗАИМОСВЯЗЬ ОКСИДОВ, ОСНОВАНИЙ, КИСЛОТ И СОЛЕЙ

*Можно ли из простых веществ получить оксид, из оксида гидроксид, а из него соль?*

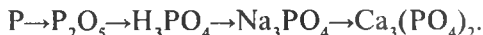
Между химическими соединениями имеется *генетическая связь*. Из простых веществ можно получить сложное:



Из сложного вещества можно получить простые:



Из веществ, принадлежащих к одному классу, можно получить вещества другого класса. Например, фосфор, сгорая, образует оксид фосфора (V), который, взаимодействуя с водой, образует кислоту. Из неё можно получить соль. Из этой соли можно получить другую соль.



Барий при сгорании образует оксид. Вода помогает перевести оксид в гидроксид. Из гидроксида можно получить соль.

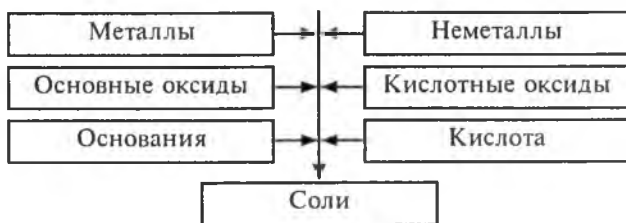


При взаимодействии кальция с водой образуется гидроксид кальция, который, реагируя с  $\text{CO}_2$ , даёт  $\text{CaCO}_3$ . Эта соль при нагревании разлагается с образованием углекислого газа и оксида кальция. Из них можно снова получить карбонат кальция.

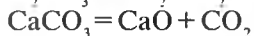
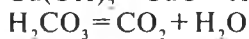
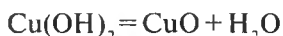
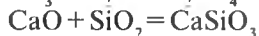
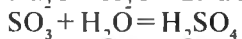


Как видно, существует генетическая взаимосвязь между простыми веществами и другими классами неорганических веществ. Зная генетическую связь, можно получать одно вещество из другого или опять вернуться к исходному веществу.

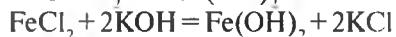
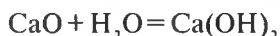
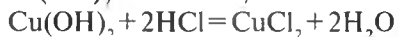
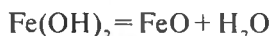
Генетическую взаимосвязь между основными классами неорганических соединений можно представить схематически.



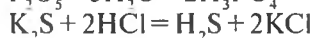
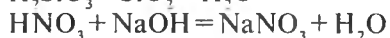
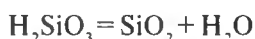
1. Из оксидов можно получить основания, кислоты и соли, и наоборот: из оснований, кислот и солей можно получить оксиды.



2. Из оснований можно получить оксиды и соли, и наоборот: из оксидов и солей можно получить основания.

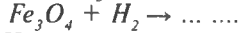


3. Из кислот можно получить оксиды и соли, и наоборот: из оксидов и солей можно получить кислоты.

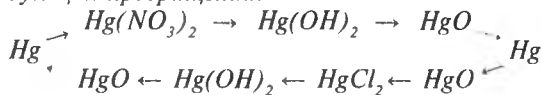


### Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1. Какие вещества реагируют друг с другом: оксид меди (II), серная кислота, гидроксид кальция, оксид углерода (IV), гидроксид цинка, гидроксид натрия? Напишите уравнения протекающих реакций.
2. При взаимодействии каких классов соединений между собой образуются соли? Подтвердите свой ответ уравнениями реакций.
3. На основе схемы, представленной в данном параграфе, напишите уравнения реакций, подтверждающих генетическую взаимосвязь между соединениями железа и цинка.
4. Продолжите уравнения следующих реакций и уравняйте их:

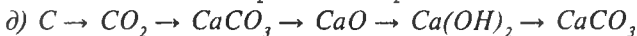
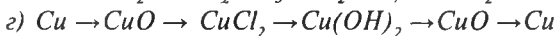
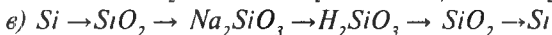
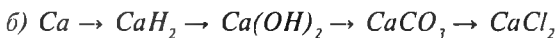
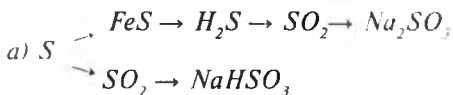


5. Напишите уравнения реакций, необходимых для осуществления следующих превращений.

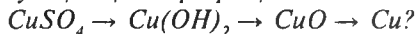


6. Напишите уравнения реакций, необходимых для получения хлорида меди (II) из металлической меди.
7. Напишите не менее 4 уравнений реакций, необходимых для получения хлорида алюминия.

8. Напишите уравнения реакций, необходимых для получения фосфата кальция из простых веществ.
9. Напишите не менее 3 реакций, необходимых для получения сульфида калия.
10. Напишите уравнения реакций, необходимых для осуществления следующих превращений:



11. Рассчитайте массу вещества, получаемого на каждой стадии следующей цепи превращений из 32 г сульфата меди (II):



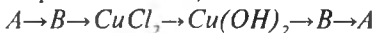
Рассчитайте количество вещества меди, образованной в конечной стадии цепи превращений.

12. Сколько г металлического натрия необходимо взять, чтобы получить на конечной стадии следующей цепи превращений 94 г нитрата натрия:

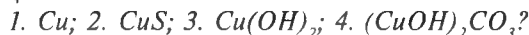


13. Определите вещество «А» в следующей схеме:  $Fe \rightarrow \text{«А»} \rightarrow Fe(OH)_2$ .

14. Определите вещества «А» и «В» в следующей цепи превращений:

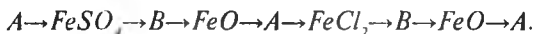


15. Из каких веществ можно получить,  $CuCl_2$  по одностадийной реакции:



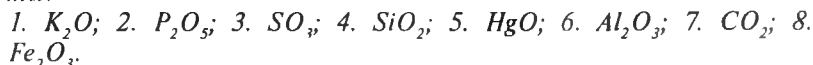
16. Для осуществления следующих превращений было взято 12,8 г меди:  $Cu \rightarrow CuO \rightarrow CuCl_2 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow Cu$ . Образуется ли такое же количество меди в г на последней стадии?

17. Определите вещества «А» и «В» в следующей схеме превращений:

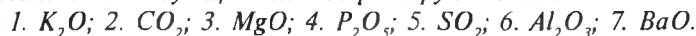


18. Сколько л углекислого газа (н.у.) необходимо для полной нейтрализации раствора щелочи, полученной из 12,4 г оксида натрия?

19. Какие из следующих оксидов реагируют с водой, образуя кислоты?



20. Какие из следующих оксидов реагируют с кислотами?



21. Как получить гидроксид меди (II)? Напишите уравнения соответствующих реакции.
22. Какими способами можно получить гидроксид кальция? Напишите уравнения соответствующих реакций.
23. Сколько моль серной кислоты необходимо для нейтрализации раствора, содержащего 2 г гидроксида натрия?
24. Сколько г  $\text{CaO}$  можно получить из 5 г  $\text{CaCO}_3$ ?

## ГЛАВА VI ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ И СТРОЕНИЕ АТОМА

### § 58. ПЕРВОНАЧАЛЬНАЯ КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

*Как можно классифицировать химические элементы по свойствам?*

В XVII–XVIII вв. химия начала интенсивно развиваться в странах Запада, развитие науки и техники способствовало получению новых веществ, выделению химических элементов. Отсутствие систематизации веществ создавало определённые трудности химикам в работе с большим объёмом новых сведений о них.

К концу XVIII века было известно около 30, а к 60-м гг XIX века — 63 химических элемента. В настоящее время открыто 118 химических элементов. Все известные вещества составлены из этих элементов. Их свойства довольно специфичны.

Изучение свойств веществ, расширение возможностей использования открытий в данной области для удовлетворения нужд человечества вызвали необходимость классификации веществ и элементов - их составных частей.

Учёные-химики предпринимали попытки классификации химических элементов и веществ.

Систематическое упорядоченное изучение окружающих нас объектов, происходящих явлений и событий имеет явные преимущества. Например, систематизация предметов, необходимых человеку, или разделение растений и животных на сорта и породы приводит к появлению единой целостной системы понятий и представлений о них.

Классификация веществ и составляющих их химических элементов путём создания понятной всем нам системы обеспечивает упорядоченное формирование понятий и представлений о них и непрерывное пополнение наших знаний об окружающем мире.

В основе первоначальной классификации химических элементов лежали их явные признаки.



Почти все металлы обладают характерным блеском, электро- и теплопроводностью, ковкостью. Неметаллы же такими свойствами не обладают. Все металлы (кроме франция и ртути) – твёрдые вещества, а неметаллы при нормальных условиях могут быть твёрдыми (сера, углерод, кремний, йод), жидкими (бром) и газообразными (кислород, водород, хлор).

Металлы и неметаллы отличаются по химическим свойствам

- Гидроксиды типичных металлов — основания, а типичных неметаллов — кислоты.
- Гидриды металлов — твёрдые вещества. Гидриды неметаллов — летучие соединения.

Между металлами и неметаллами нельзя проводить чёткую грань. Некоторые простые вещества внешне очень напоминают металлы, но сами являются неметаллами. Например, йод.

Элементы, обладающие свойствами металлов и неметаллов, называются элементами с переходными свойствами. Например, цинк, алюминий.

По физическим свойствам цинк и алюминий – металлы, но их химические свойства похожи на свойства металлов и неметаллов.

| Металл                                | Элемент с переходными свойствами | Неметалл                                        |
|---------------------------------------|----------------------------------|-------------------------------------------------|
| Na                                    | Zn                               | S                                               |
| Основной оксид                        | Амфотерный оксид                 | Кислотный оксид                                 |
| $\text{Na}_2\text{O}$                 | $\text{ZnO}$                     | $\text{SO}_2$                                   |
| Основание                             |                                  | Кислота                                         |
| $\text{NaOH}; \text{Zn}(\text{OH})_2$ |                                  | $\text{H}_2\text{ZnO}_2; \text{H}_2\text{SO}_3$ |

$\text{Zn}(\text{OH})_2$  — гидроксид цинка проявляет как свойства основания, так и свойства кислоты.

Основные свойства:  $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Кислотные свойства:  $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

- Гидроксиды, проявляющие основные и кислотные свойства, называются *амфотерными гидроксидами*.



- Оксид, соответствующий амфотерному гидроксиду, также обладает амфотерностью.
- Элементы, образующие амфотерные оксиды и гидроксиды, называются элементами с переходными свойствами.

Низшие оксиды некоторых элементов обладают основными свойствами, их высшие оксиды - кислотными, а промежуточные - амфотерными.

Например, оксид хрома (II)  $\text{CrO}$  — основной, оксид хрома (III)  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  — амфотерный, оксид хрома (VI)  $\text{CrO}_3$  — кислотный.

Таким образом, данная классификация веществ не является идеальной.

### Вопросы и задания

1. Каковы физические свойства типичных металлов? А типичных неметаллов?
2. Чем отличаются химические свойства металлов от свойств неметаллов?
3. В чём сходность элементов с переходными свойствами и типичных металлов? В чём их сходность с неметаллами? Поясните.
4. Напишите формулы гидроксидов, соответствующих следующим амфотерным оксидам:  $\text{ZnO}$ ,  $\text{BeO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{PbO}$ .
5. Сколько г и моль бериллата натрия образуется при нагревании 0,1 моль гидроксида бериллия  $\text{Be}(\text{OH})_2$  с гидроксидом натрия?

## § 59. СЕМЕЙСТВА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

*Приведите примеры элементов, проявляющих схожие свойства.*

Металлы Li, Rb, Cs и Fr по свойствам схожи с Na и K. Эти металлы составляют семейство (подгруппу) щелочных металлов.

Таблица 21

Свойства щелочных металлов

| Название элемента | Химический символ | Относительная атомная масса, $A_r$ | Валентность | Оксид                 | Гидроксид     | Соли                                      |
|-------------------|-------------------|------------------------------------|-------------|-----------------------|---------------|-------------------------------------------|
| Литий             | Li                | 6,9                                | I           | $\text{Li}_2\text{O}$ | $\text{LiOH}$ | $\text{LiCl}$<br>$\text{Li}_2\text{SO}_4$ |
| Натрий            | Na                | 23                                 | I           | $\text{Na}_2\text{O}$ | $\text{NaOH}$ | $\text{NaCl}$<br>$\text{Na}_2\text{SO}_4$ |

|         |    |       |   |         |      |                    |
|---------|----|-------|---|---------|------|--------------------|
| Калий   | K  | 39,1  | I | $K_2O$  | KOH  | KCl<br>$K_2SO_4$   |
| Рубидий | Rb | 85,5  | I | $Rb_2O$ | RbOH | RbCl<br>$Rb_2SO_4$ |
| Цезий   | Cs | 132,9 | I | $Cs_2O$ | CsOH | CsCl<br>$Cs_2SO_4$ |

Щелочные металлы составляют одно семейство элементов и обладают рядом общих свойств:

- Щелочные металлы во всех соединениях одновалентны.
- Гидроксиды щелочных металлов - щелочи: они хорошо растворимы в воде.
- Физические и химические свойства щелочных металлов изменяются периодически с увеличением их атомной массы.

Таблица 22

**Физические и химические свойства щелочных металлов**

| Физические и химические свойства      | Li                    | Na   | K    | Rb   | Cs    |
|---------------------------------------|-----------------------|------|------|------|-------|
| Относительная атомная масса, $A_r$    | 6,9                   | 23   | 39,1 | 85,5 | 132,9 |
| Температура плавления ( $^{\circ}C$ ) | 179                   | 97,8 | 63,6 | 39   | 28,6  |
| Температура кипения ( $^{\circ}C$ )   | 1370                  | 883  | 760  | 696  | 685   |
| Плотность ( $г/см^3$ )                | 0,53                  | 0,92 | 0,85 | 1,52 | 1,87  |
| Окисляемость на воздухе               | Усиливается<br>—————→ |      |      |      |       |
| Растворимость гидроксидов             | Возрастает<br>—————→  |      |      |      |       |

Хлор — Cl, фтор — F, бром — Br, йод — J проявляют схожие свойства и составляют семейство галогенов.

Хлор, реагируя с водородом и металлами, образует соединения, в которых он одновалентен:

| Свойства                                 | F   | Cl        | Br        | J        |
|------------------------------------------|-----|-----------|-----------|----------|
| Валентность в водородных соединениях (I) | HF  | HCl       | HBr       | HJ       |
| Соединения, образованные с металлами     | NaF | NaCl      | NaBr      | NaJ      |
| Высшие оксиды                            | —   | $Cl_2O_7$ | $Br_2O_7$ | $J_2O_7$ |

Водородные соединения галогенов являются летучими веществами, хорошо растворимыми в воде. Их водные растворы являются

кислотами. HF — Фтороводородная кислота, HCl — хлороводородная (соляная) кислота, HBr — бромоводородная кислота, HI — йодоводородная кислота.

Свойства галогенов изменяются периодически с увеличением их атомных масс. Используя данные, приведённые в таблице 23, постарайтесь объяснить изменение их свойств в связи с изменением их атомных масс.

Таблица 23

**Физические свойства элементов семейства галогенов**

| Название элемента | Относительная атомная масса, $A_r$ | Формула простого вещества | Агрегатное состояние при обычных условиях | Температура кипения, °C | Плотность, г/см <sup>3</sup> | Тепловой эффект реакции присоединения водорода, кДж |
|-------------------|------------------------------------|---------------------------|-------------------------------------------|-------------------------|------------------------------|-----------------------------------------------------|
| Фтор              | 19                                 | F <sub>2</sub>            | Светло-зелёный газ                        | −182                    | 1,1 (в жидком состоянии)     | 552                                                 |
| Хлор              | 35,5                               | Cl <sub>2</sub>           | Жёлто-зелёный газ                         | −32                     | 1,57 (в жидком состоянии)    | 184                                                 |
| Бром              | 79,9                               | Br <sub>2</sub>           | Красно-бурая жидкость                     | 59                      | 3,14                         | 72                                                  |
| Йод               | 127                                | I <sub>2</sub>            | Тёмно-серые кристаллы                     | 185                     | 4,94                         | −53                                                 |

Галогены обладают следующими общими свойствами:

- ◆ Образуют с водородом летучие гидриды.
- ◆ Водные растворы гидридов галогенов — кислоты.
- ◆ Галогены в гидридах и соединениях с металлами одновалентны.
- ◆ В высших оксидах (кроме фтора) галогены семивалентны.
- ◆ Физические и химические свойства галогенов изменяются периодически с увеличением их атомной массы.

Примеров групп элементов, обладающих схожими свойствами много.

Так, по свойствам магний и кальций очень близки. Алюминий и бор, углерод и кремний, азот и фосфор очень схожи между собой.

Инертные газы (гелий — He, неон — Ne, аргон — Ar, криптон — Kr, ксенон — Xe) составляют отдельное семейство элементов. Они очень схожи по свойствам.

Инертные газы обладают следующими общими свойствами:

- ◆ Их молекулы одноатомны.
- ◆ Они не образуют соединений с водородом и кислородом.
- ◆ Некоторые инертные газы образуют соединения со фтором.
- ◆ Их называют инертными, потому что они практически не реагируют с другими веществами.

#### **Вопросы и задания**

1. *Напишите уравнения реакций, отражающих химические свойства калия и рубидия, относящихся к семейству щелочных металлов.*
2. *Какие общие химические свойства галогенов подтверждают их принадлежность к одному семейству?*
3. *Какая закономерность существует между атомными массами элементов одного семейства и их свойствами?*
4. *Напишите уравнения химических реакций, необходимых для получения хлорида цинка 4 разными способами.*
5. *Напишите уравнения реакций галогенов с алюминием.*
6. *Сколько молекул и атомов содержится в 4 г галогена, плотность которого по водороду равна 40?*
7. *Для реакций с водородом были взяты фтор, хлор, бром и йод по 0,1 моль. Какая из реакций наиболее экзотермична?*

## **§ 60. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ**

*В природе все события, явления и существа подчиняются определённым закономерностям. А химические элементы?*

В 1869 году русский учёный Д.И. Менделеев сформулировал Периодический закон химических элементов:

**«Свойства элементов и образуемых ими простых и сложных тел находятся в периодической зависимости от атомной массы элементов».**

В создании периодического закона огромную роль сыграл целый ряд открытий, сделанных в области физики, химии и биологии к тому времени. Примером тому могут служить следующие законы и открытия:

- В 460–370 гг. до н.э. Демокрит изложил свои взгляды о том, что все предметы состоят из мельчайших частиц — атомов.
- Учёный-энциклопедист Центральной Азии Ар-Рози (865—925) высказал мысли о делимости атома, того, что он состоит из малых частей и пустот, которые находятся в непрерывном движении.

- Наш великий предок, Абу Райхон Беруни (979—1048), выступал вразрез с мыслями учёных о том, что атомы неделимы, и признавал, что атомы — частицы, которые можно разделить на более мелкие (но это деление неограничено).
- Великий бухарский врачеватель Абу Али ибн Сино классифицировал природные лекарственные вещества по составу и свойствам.
- Английский химик, физик Р. Бойль (1627—1691) объяснил, что химический элемент — самое простое, химически неделимое вещество, составляющее сложные вещества.
- В 1756 году М.В. Ломоносов открыл закон сохранения массы вещества.
- Французский химик, академик Парижской АН А.Л. Лавуазье (1743—1794) в 1789 году предложил «Таблицу простых тел». В этой работе он впервые привёл сведения о классификации химических элементов.
- В 1801—1808 гг. Пруст открыл закон постоянства состава вещества.
- В 1803—1804 гг. Дальтон ввёл в науку понятие об атомной массе и изложил атомно-молекулярное учение.
- В 1814 г. Берцелиус составил таблицу 46 химических элементов на основе их атомных масс.
- И. В. Деберейнер (1780—1849) — немецкий учёный. Занимался изысканиями по классификации химических элементов. В 1816—1829 гг. ввёл в науку теорию триад: Ca — Sr — Ba; Li — Na — K; S — Se — Te; Cl — Br — I.
- Элементы в триадах были расположены в порядке увеличения атомной массы элемента. Свойства элементов в триадах были схожи. При этом атомная масса среднего элемента триады равна полусумме атомных масс крайних элементов.
- В 1852 году Франкленд ввёл в науку понятие валентности.
- В 1861 году А.М.Бутлеров содал теорию строения органических соединений.
- Бегье Де-Шанкуртуа в 1862 году создал цилиндрическую таблицу химических элементов.
- Немецкий химик, член-корреспондент Берлинской АН Н.Л. Мейер (1830—1895) в 1864 году предложил таблицу элементов, основанную на увеличении их атомных масс.

|    |  |    |    |    |    |    |
|----|--|----|----|----|----|----|
| —  |  | —  | —  | —  | Li | Be |
| C  |  | N  | O  | F  | Na | Mg |
| Si |  | P  | S  | Cl | K  | Ca |
| —  |  | As | Se | Br | Rb | Sr |
| Sn |  | Sb | Te | I  | Cs | —  |
| Pb |  | Bi | —  | —  | —  | Ba |

- Мейер в своей таблице смог расположить только 27 элементов, не определив место для остальных.
- Американский химик Дж.Ньюлендс (1837–1898) в 1865 году предложил закон октав на основе эквивалентов химических элементов, проведя таким образом их классификацию. При этом элементы располагались в порядке увеличения их эквивалентов, где каждый восьмой элемент повторял по свойствам первый:

Li, Be, B, C, N, O, F, Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl;

- В 1869 году Д.И. Менделеев сформулировал периодический закон.

Д.И. Менделеевым была детальным образом изучена взаимосвязь между атомными массами элементов и их свойствами. Он составил таблицы на основе изменения валентности элементов в их оксидах, гидроксидах и кислотах. В следующей таблице приведены валентности некоторых элементов в их важнейших соединениях.

*Таблица 24*

**Взаимосвязь между атомными массами и свойствами элементов  
(на примере элементов III периода)**

| Название и символ элемента         | Na                           | Mg           | Al                      | Si             | P                      | S                    | Cl                      | Ar |
|------------------------------------|------------------------------|--------------|-------------------------|----------------|------------------------|----------------------|-------------------------|----|
| Относительная атомная масса, $A_r$ | 23                           | 24           | 27                      | 28             | 31                     | 32                   | 35,5                    | 40 |
| Высший оксид элемента              | $\text{Na}_2\text{O}$        | $\text{MgO}$ | $\text{Al}_2\text{O}_3$ | $\text{SiO}_2$ | $\text{P}_2\text{O}_5$ | $\text{SO}_3$        | $\text{Cl}_2\text{O}_7$ | —  |
| Валентность элемента               | I                            | II           | III                     | IV             | V                      | VI                   | VII                     | —  |
| Летучее водородное соединение      | —                            | —            | —                       | $\text{SiH}_4$ | $\text{PH}_3$          | $\text{H}_2\text{S}$ | $\text{HCl}$            | —  |
| Валентность элемента               | —                            | —            | —                       | IV             | III                    | II                   | I                       | —  |
| Основания                          |                              |              |                         | —              | —                      | —                    | —                       | —  |
| Кислоты                            | —                            | —            |                         |                |                        |                      |                         | —  |
| Металлические свойства             | Ослабевают $\longrightarrow$ |              |                         |                |                        |                      |                         |    |
| Неметаллические свойства           | Возрастают $\longrightarrow$ |              |                         |                |                        |                      |                         |    |

Д.И. Менделеев на основе результатов проведённых теоретических и практических исследований определил периодическое изменение свойств элементов с увеличением их относительных атомных масс.

Из вышеприведённой таблицы можно вывести следующие закономерности:

- ♦ Металлические свойства ослабевают.

- ◆ Неметаллические свойства усиливаются.
- ◆ Неметаллические свойства ослабевают, проходя через элементы с переходными свойствами.
- ◆ Неметаллические свойства усиливаются постепенно. Период заканчивается инертным газом.
- ◆ Валентность Элемента по отношению к кислороду увеличивается периодически, начиная с I.
- ◆ Валентность элементов в летучих водородных соединениях уменьшается.
- ◆ Основность гидроксидов, начиная с щелочей, уменьшается, происходит переход к амфотерным гидроксидам и усиливаются кислотные свойства.

Если расположить элементы в порядке возрастания их атомной массы, начиная с водорода, то мы увидим повторение химических свойств, начиная с лития, у каждого восьмого элемента.

Таблица 25

**Периодичность, наблюдаемая на примере первых 18 элементов**

| Порядковый номер | Химический символ | Атомная масса | Высшая валентность             | Высшая валентность относительно кислорода | Летучее водородное соединение | Высшая валентность относительно водорода |
|------------------|-------------------|---------------|--------------------------------|-------------------------------------------|-------------------------------|------------------------------------------|
| 1                | H                 | 1             | H <sub>2</sub> O               | I                                         | —                             | —                                        |
| 2                | He                | 4             | —                              | —                                         | —                             | —                                        |
| 3                | Li                | 7             | Li <sub>2</sub> O              | I                                         | —                             | —                                        |
| 4                | Be                | 9             | BeO                            | II                                        | —                             | —                                        |
| 5                | B                 | 11            | B <sub>2</sub> O <sub>3</sub>  | III                                       | —                             | —                                        |
| 6                | C                 | 12            | CO <sub>2</sub>                | IV                                        | CH <sub>4</sub>               | IV                                       |
| 7                | N                 | 14            | N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>  | IV (V)                                    | NH <sub>3</sub>               | III                                      |
| 8                | O                 | 16            | —                              | —                                         | H <sub>2</sub> O              | II                                       |
| 9                | F                 | 19            | —                              | —                                         | HF                            | I                                        |
| 10               | Ne                | 20            | —                              | —                                         | —                             | —                                        |
| 11               | Na                | 23            | Na <sub>2</sub> O              | I                                         | —                             | —                                        |
| 12               | Mg                | 24            | MgO                            | II                                        | —                             | —                                        |
| 13               | Al                | 27            | Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> | III                                       | —                             | —                                        |
| 14               | Si                | 28            | SiO <sub>2</sub>               | IV                                        | SiH <sub>4</sub>              | IV                                       |
| 15               | P                 | 31            | P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>  | V                                         | PH <sub>3</sub>               | III                                      |

|    |    |      |                                |     |                  |    |
|----|----|------|--------------------------------|-----|------------------|----|
| 16 | S  | 32   | SO <sub>3</sub>                | VI  | H <sub>2</sub> S | II |
| 17 | Cl | 35,5 | Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub> | VII | HCl              | I  |
| 18 | Ar | 40   | Ar                             | —   | —                | —  |

Обратите внимание на данные, приведённые в таблице 25. Литий — элемент, обладающий сильнейшими среди элементов 2 периода металлическими свойствами. У бериллия металлические свойства ослабевают и при переходе к бору начинают усиливаться неметаллические свойства.

Фтор — элемент, обладающий сильнейшими неметаллическими свойствами. Неон — инертный газ, и следующий за ним натрий повторяет свойства лития. Он также является щелочным металлом с ярко выраженными металлическими свойствами. Его валентность также равна I. Слева направо по периоду, начинающемуся с натрия, порядковый номер которого II, металлические свойства элементов постепенно ослабевают. Магний — двухвалентный элемент, схожий с бериллием. Металлические свойства следующего элемента — алюминия — выражены слабее. Кремний — слабый неметалл, начиная с которого неметаллические свойства усиливаются. Хлор — сильный неметалл, повторяющий свойства фтора. Аргон — инертный газ, и следующий за ним калий — щелочной металл, повторяющий свойства лития и натрия. Таким образом, свойства элементов периодически повторяются.

Когда Д.И. Менделеев сформулировал Периодический закон, было много неточностей в атомных массах многих элементов, многие элементы не были известны. Поэтому открытие Периодического закона было сопряжено с целым рядом трудностей.

Атомная масса аргона (Ar) — 40, следующий за ним калий (K) схож по свойствам с щелочными металлами и должен располагаться в одной группе с ними. Но его атомная масса — 39.

Если их поменять местами, то щелочной металл находился бы в семействе инертных газов, а инертный газ находился бы в семействе щелочных металлов, что привело бы к нарушению периодичности.

Веря в правильность Периодического закона, Д.И. Менделеев расположил аргон под номером 18 (несмотря на то, что его атомная масса больше, чем у калия), а калий под номером 19. Периодический закон не был нарушен. Однако это натолкнуло на мысль о том, что есть более важный, чем атомная масса фактор, определяющий свойства элементов. Что же это за фактор? Д.И. Менделеев считал, что этим фактором является порядковый номер элемента. Из курса физики 7 класса нам известно, что порядковый номер элемента соответствует числу протонов в ядре атома (заряду ядра).

В действительности, позже было определено, что в ядре атома аргона содержится 18, а в ядре атома калия — 19 протонов.



Современная трактовка Периодического закона звучит так:

- ♦ Химические свойства элементов находятся в периодической зависимости от заряда ядра их атома.

Основываясь на взаимосвязи между свойствами химических элементов и их атомными массами, были исправлены неправильно определённые атомные массы.

Например, раньше считалось, что атомная масса бериллия равна 13,5, а валентность — III. Тогда бериллий должен был бы располагаться между углеродом и азотом, и его порядковый номер был бы равен 6. В результате периодичность свойств была бы нарушена.

Д.И. Менделеев предполагал, что валентность бериллия — II, он должен располагаться между литием (атомная масса равна 7) и бором (атомная масса равна 11) и его атомная масса должна быть равна примерно 9, что позже было действительно подтверждено.

### *Вопросы и задания*

1. Приведите формулировку Периодического закона, данную Д.И. Менделеевым.
2. Приведите и объясните современную трактовку Периодического закона.
3. Объясните изменение свойств элементов в горизонтальных рядах.
4. В чём разница между атомной массой и порядковым номером элемента? А между атомной массой и зарядом ядра атома элемента?
5. Массовая доля элемента в его высшем оксиде составляет 38,8%. Определите порядковый номер этого элемента.

## § 61. СОСТАВ ЯДРА АТОМА

*Знаете ли Вы элемент, в ядре атома которого нет нейтронов?*

Известно, что в 460—370 гг. до н.э. Демокрит высказывал мысль о том, что в природе все тела состоят из мельчайших неделимых частиц — атомов.

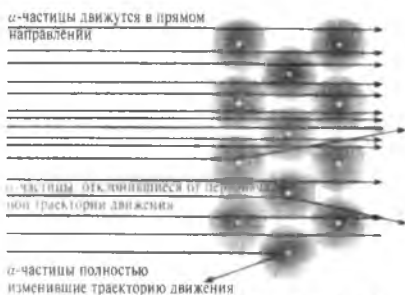
«Атом» — греческое слово, которое означает «неделимый».

Центральноазиатский учёный Абу Бакр Мухаммад ибн Закариё Ар-Рози считал, что атомы делимы и состоят из пустоты и мелких частей. Он предполагал, что атомы находятся в постоянном движении, и между ними существуют силы взаимодействия.

Наш предшественник Абу Райхон Беруни выступал вразрез с мыслями учёных о том, что атомы неделимы, и признавал, что атомы — частицы, которые можно разделить на более мелкие (но это деление не безгранично).

В 1911 году английский учёный Э. Резерфорд (1871—1937) отказался от идеи о том, что атомы — неделимые сферические частицы, и предложил планетарную модель строения атома.

Для этого он пропускал через тонкую металлическую фольгу  $\alpha$ -частицы, выделяемые природными радиоактивными элементами. При этом было отмечено, что большинство этих частиц, проходя через фольгу, не изменило траекторию своего движения. Небольшое количество этих частиц изменило траекторию своего движения под определённым углом, а очень незначительное количество (приблизительно 1 из 8000 частиц) полностью изменило траекторию своего движения (рис. 46).



**Рис. 46.** Прохождение  $\alpha$ -лучей через металлическую фольгу.

Основываясь на результатах своих опытов, Э. Резерфорд пришёл к следующим выводам, предложив планетарную модель строения атомов:

- ♦ В центре атома находится положительно заряженное ядро.
- ♦ Вокруг ядра движутся отрицательно заряженные электроны.
- ♦ Заряд атомного ядра численно равен порядковому номеру атома элемента.
- ♦ Число электронов в нейтральном атоме равно числу протонов в его ядре.

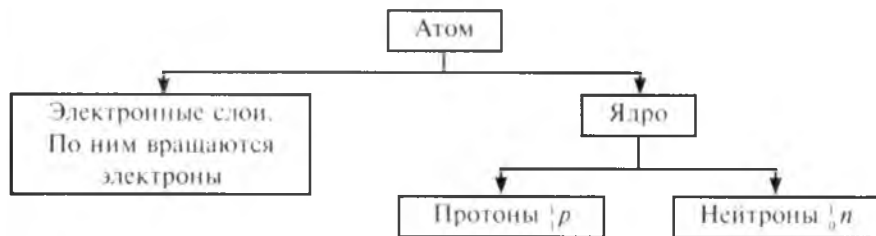
Ядра атомов, сталкиваясь с  $\alpha$ -частицами, выделяемыми радиоактивными элементами, т.е. подвергаясь бомбардировке ими, приводят к выходу из ядер протонов и нейтронов.

Заряд протона —  $+1$ , а масса равна 1. Эта частица обозначается, как  ${}^1_1p$ . Эти значения имеет ядро атома водорода.

Нейтроны не имеют заряда, их масса равна 1. Они обозначаются, как  ${}^1_0n$ .

Вокруг ядра атома вращаются отрицательно заряженные электроны.

Масса электрона в 1840 раз меньше массы протона и для удобства принимается за 0. Заряд его равен  $-1$ , обозначается, как  $\bar{e}$ .



Вы знаете, что атом — электронейтральная частица. Значит, можно сказать, что число протонов в атоме равно числу электронов. Порядковый номер алюминия — 13, значит, число протонов в его ядре тоже равно 13. Заряд его ядра — +13. Вокруг ядра движутся 13 электронов, т.е. суммарный отрицательный заряд равен — 13.

- ◆ Атом — мельчайшая неделимая при химических явлениях частица вещества.
- ◆ Атом — электронейтральная система, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.
- ◆ Электроны, нейтроны и протоны — элементарные частицы.
- ◆ Протоны расположены в ядре, их масса равна 1 а.е.м., заряд — +1.
- ◆ Нейтроны не имеют заряда, их масса равна 1 а.е.м. Они находятся в ядре вместе с протонами.
- ◆ Электроны — отрицательно заряженные частицы с массой, условно принимаемой за 0. Они вращаются вокруг ядра.
- ◆ Порядковый номер элемента соответствует заряду ядра его атома.
- ◆ В ядре атома водорода имеется 1 протон. Заряд его ядра — +1, масса — 1 а.е.м. Вокруг его ядра движется 1 электрон.
- ◆ Массовое число атома равно сумме протонов и нейтронов в его ядре:

$$A = N + Z$$

$N$  — порядковый номер (число протонов);

$Z$  — число нейтронов.

Значит, атом — электронейтральная частица, состоящая из ядра, содержащего положительно заряженные протоны и не имеющие заряда нейтроны, и вращающихся вокруг ядра электронов, число которых равно числу протонов.

### **Вопросы и задания**

1. *Какими учёными были выдвинуты идеи атомистики?*
2. *Как представляется атом по результатам опытов Э. Резерфорда?*
3. *Каково строение атомного ядра?*
4. *Зная порядковый номер и массовое число, определите число протонов и нейтронов в ядрах следующих элементов: Na, P, Ar, Al, Fe, Pb.*

## § 62. ИЗОТОПЫ, ИЗОБАРЫ

*Имеются ли элементы, атомные массы которых одинаковы?*

Вы уже имеете представление об относительной и абсолютной атомной массе. В связи с этим у Вас может возникнуть вопрос: Почему массы протона и нейтрона выражают в целых числах, а их сумма, являющаяся относительной атомной массой элемента, приводится в дробных числах?

Например, относительная атомная масса хлора — 35,453, кислорода — 15,9994, водорода — 1,00787 и т.д.

В природе не встречаются атомы хлора, масса которых 35,453.

А.М. Бутлеров считал, что атомные массы выражаются в дробных числах, потому что они представляют собой их усреднённые значения. Он назвал *изотопами* атомы одного элемента с идентичными свойствами, но разными массовыми числами. Несмотря на то, что их массовые числа различны, все они являются атомами одного элемента, имеющего единственно верное положение в Периодической системе.

Почти все встречаемые в природе элементы представляют собой смесь своих изотопов. Относительная атомная масса элемента представляет собой среднее арифметическое значение массовых чисел всех его изотопов.

В природе встречаются 2 типа атомов хлора: с массовым числом 35 и 37. Хлор в природе представляет собой смесь таких атомов.

Химический элемент — совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра, но разным числом нейтронов. Поэтому заряд атомного ядра может быть одинаковым, а массовое число — разным.

- ♦ Атомы химического элемента, число протонов в ядрах которых одинаково, но различно число нейтронов, что и обуславливает различие в их массовых числах, называются **изотопами**.

У водорода имеются 2 природных изотопа и 1, получаемый в результате ядерной реакции - тритий (рис. 47).



Рис. 47. Атомные ядра изотопов водорода. а) водород с  $A=1$  — протий; б) водород с  $A=2$  — дейтерий; в) водород с  $A=3$  — тритий.

**Задача 1:** Определите число протонов и нейтронов в ядрах изотопов аргона  ${}^{36}_{18}\text{Ar}$ ,  ${}^{38}_{18}\text{Ar}$ ,  ${}^{40}_{18}\text{Ar}$ , применяемых в осветительных приборах.

**Решение:** 1) Заряды ядер изотопов аргона равны 18. Значит, число протонов в ядре каждого изотопа равно 18.

2) Рассчитаем число нейтронов в изотопе  $^{36}_{18}\text{Ar}$  по следующей формуле:  $Z = A - N$

$Z = 36 - 18 = 18$ ; Таким образом, в этом изотопе имеется 18 нейтронов и 18 протонов.

3) Число нейтронов в изотопе  $^{38}_{18}\text{Ar}$  равно:  $Z = 38 - 18 = 20$ ; Итого: 20 нейтронов и 18 протонов.

4) Число нейтронов в изотопе  $^{40}_{18}\text{Ar}$  равно:  $Z = 40 - 18 = 22$ ; Итого: 22 нейтрона и 18 протонов.

**Задача 2:** Относительная атомная масса бора равна 10,81.  $^{10}_5\text{B}$  и  $^{11}_5\text{B}$  — природные изотопы бора. Определите процентное содержание каждого из изотопов бора.

**Решение:** 1) Пусть процентное содержание одного из изотопов бора ( $^{10}\text{B}$ ) будет  $x$ . Тогда процентное содержание другого изотопа ( $^{11}\text{B}$ ) можно представить, как  $(100 - x)$ . Умножим 10 на  $x$ , а 11 — на  $(100 - x)$ . Сложим их и разделим на 100. Полученное должно быть равно 10,81. Определим  $x$  из полученного равенства.

$$\frac{10x + 11(100 - x)}{100} = 10,81 \quad x = 19$$

$$10x + 1100 - 11x = 10,81 \quad ^{10}_5\text{B} = 19\%$$

$$-x = -19 \quad (-1) \quad ^{11}_5\text{B} = 81\%$$

Эту задачу можно также решить с использованием диагонального расклада данных:

|       |      |                                                                  |
|-------|------|------------------------------------------------------------------|
| 10    | 0,19 | $19\% \quad ^{10}_5\text{B}$<br><br>$81\% \quad ^{11}_5\text{B}$ |
| 10,81 |      |                                                                  |
| 11    | 0,81 |                                                                  |

**Ответ:**  $^{10}_5\text{B} = 19\%$ ;  $^{11}_5\text{B} = 81\%$ .

**Задача 3:** Природный хлор представляет смесь изотопов  $^{35}_{17}\text{Cl}$  (75,4%) и  $^{37}_{17}\text{Cl}$  (24,6%) Рассчитайте относительную атомную массу хлора.

**Решение:** 1) Массовые доли изотопов хлора следующие:

$$\frac{75,4}{100} = 0,75, \quad \frac{24,6}{100} = 0,246$$

Используя эти значения найдём относительную атомную массу хлора:

$$35 \cdot 0,754 + 37 \cdot 0,246 = 26,39 + 9,102 = 35,492$$

**Ответ:** Относительная атомная масса хлора — 35,492.

В природе встречаются элементы, имеющие одинаковые массовые числа, но разный заряд ядра. Например, аргон (40), калий (40) и кальций (40). Эти 3 элемента имеют разные заряды ядра.



- ♦ Атомы, имеющие одинаковые массовые числа, но разный заряд ядра, называются *изобарами*.
  - ♦ Атомы элементов ядра которых содержат различное число протонов, но одинаковое количество нейтронов, называются *изотонами*.
- Примерами изотонов являются следующие атомы элементов:



### Вопросы и задания

1. Дайте определение понятию «химический элемент».
2. В чём различие между изотонами и химическими элементами с точки зрения строения атомов?
3. В природе калий представлен смесью изотопов: 93%  $^{39}_{19}\text{K}$  и 7%. Определите относительную атомную массу калия.
4. В природе аргон представлен смесью изотопов  $^{36}_{18}\text{Ar}$ ,  $^{38}_{18}\text{Ar}$  и  $^{40}_{18}\text{Ar}$ , процентное содержание каждого из которых следующее: 99%  $^{40}_{18}\text{Ar}$ , 0,7%  $^{38}_{18}\text{Ar}$  и 0,3%  $^{36}_{18}\text{Ar}$ . Определите относительную атомную массу аргона.
5. Относительная атомная масса меди равна 63,5. Зная, что в природе медь представлена смесью изотопов  $^{63}_{29}\text{Cu}$  и  $^{65}_{29}\text{Cu}$ , определите массовую долю каждого из них.

## § 63. СТРОЕНИЕ ЭНЕРГЕТИЧЕСКИХ УРОВНЕЙ АТОМА

### Как электроны движутся вокруг ядра?

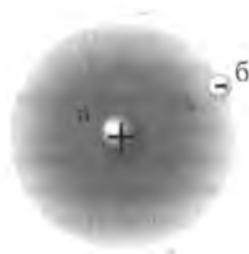
Вы уже узнали о строении ядра атома химического элемента и о том, что электроны вращаются вокруг ядра. Как они движутся вокруг него? Не притянутся ли отрицательно заряженные электроны к положительно заряженному ядру, не упадут ли на него? Удаляются ли электроны от ядра? Все эти вопросы вполне понятны.

Каждый электрон вращается вокруг ядра атома химического элемента с большой скоростью. В результате за счёт образования центробежной силы электрон не падает на ядро.

Движение электронов вокруг ядра осуществляется не по чётким траекториям, что затрудняет его описание. В связи с этим чаще говорят об электронном облаке, имея в виду вероятность нахождения электрона в данный момент времени.

Например, в атоме водорода электрон вращается вокруг ядра, образуя сферическое облако. При этом область наиболее частого пребывания электрона находится на расстоянии  $0,53 \cdot 10^{-10}$  м от ядра (рис. 48).

Каждый электрон, вращающийся вокруг ядра, обладает определённой энергией. Чем меньшей энергией обладает электрон, тем ближе он к ядру.



**Рис. 48.** Строение атома водорода:  
а) атомное ядро;  
б) электронное облако.

С возрастанием количества энергии электрон отдаляется от ядра.

Исходя из количества энергии, электроны, располагаясь вокруг ядра, могут образовывать несколько слоёв. Электроны располагаются на энергетических уровнях вокруг ядра в зависимости от количества обладаемой ими энергии и значения главного квантового числа.

Электроны, обладающие почти одинаковой энергией, образуют один энергетический уровень.

**Главное квантовое число** обозначается, как  $n$ , его значения выражаются в виде 1, 2, 3, 4, 5, 6, ... или буквами K, L, M, N, O, P, Q.

Максимальное число электронов на данном энергетическом уровне определяется по формуле  $2n^2$ .

|                                           |   |   |    |    |    |    |
|-------------------------------------------|---|---|----|----|----|----|
| Главное квантовое число в числовой записи | 1 | 2 | 3  | 4  | 5  | 6  |
| В буквенной записи                        | K | L | M  | N  | O  | P  |
| Максимальное число электронов ( $2n^2$ )  | 2 | 8 | 18 | 32 | 50 | 72 |

Таким образом, на 1-м энергетическом уровне не может быть больше 2, а на 2-м энергетическом уровне — не больше 8 электронов.

Распределение электронов по энергетическим уровням, для химических элементов с порядковым номером 1—10, может быть представлено следующим образом:

| Символ элемента | п/п № | Заряд ядра | K |
|-----------------|-------|------------|---|
| H               | 1     | (+1)       | 1 |
|                 |       |            |   |
|                 |       |            |   |
|                 |       |            |   |
|                 |       |            |   |
|                 |       |            |   |
|                 |       |            |   |
| He              | 2     | (+2)       | 2 |

| Символ элемента | п/п № | Заряд ядра | K | L |
|-----------------|-------|------------|---|---|
| Li              | 3     | (+3)       | 2 | 1 |
| Be              | 4     | (+4)       | 2 | 2 |
| B               | 5     | (+5)       | 2 | 3 |
| C               | 6     | (+6)       | 2 | 4 |
| N               | 7     | (+7)       | 2 | 5 |
| O               | 8     | (+8)       | 2 | 6 |
| F               | 9     | (+9)       | 2 | 7 |
| Ne              | 10    | (+10)      | 2 | 8 |

Распределение электронов по энергетическим уровням, для химических элементов с порядковым номером 11-18 представлено в следующей таблице:

| Химический символ<br>элемента | Порядковый<br>номер | Заряд ядра | Электроны |   |   |
|-------------------------------|---------------------|------------|-----------|---|---|
|                               |                     |            | K         | L | M |
| Na                            | 11                  | +11        | 2         | 8 | 1 |
| Mg                            | 12                  | +12        | 2         | 8 | 2 |
| Al                            | 13                  | +13        | 2         | 8 | 3 |
| Si                            | 14                  | +14        | 2         | 8 | 4 |
| P                             | 15                  | +15        | 2         | 8 | 5 |
| S                             | 16                  | +16        | 2         | 8 | 6 |
| Cl                            | 17                  | +17        | 2         | 8 | 7 |
| Ar                            | 18                  | +18        | 2         | 8 | 8 |

Единственный электрон, вращающийся вокруг ядра атома водорода, образует сферическое облако.

В атоме гелия имеются 2  $e^-$ , каждый из которых при движении образует сферическое облако, но при этом они вращаются вокруг своей оси с противоположными спинами.

На одной орбитали могут находиться не более 2 электронов с противоположными спинами.

### **Вопросы и задания**

1. Объясните понятие «энергетический уровень».
2. Каков порядок распределения электронов по энергетическим уровням?
3. Приведите примеры подсчёта максимально возможного числа электронов на том или ином энергетическом уровне?
4. Что Вы можете сказать об энергии электрона, исходя из главного квантового числа?
5. Объясните формулу  $2n^2$ .

## **§ 64. ЭНЕРГЕТИЧЕСКИЕ ПОДУРОВНИ**

**Как Вы объясните следующее утверждение: в силу того, что электроны обладают одинаковым зарядом, их движение вокруг ядра различно?**

Электроны вращаются вокруг ядра будучи распределёнными по энергетическим уровням, имеющим разную энергию.

Поскольку электроны обладают различной энергией, отличаются и форма образованных ими облаков. Электроны по формам образуемых ими облаков можно разделить на 4 группы:  $s$ ,  $p$ ,  $d$ ,  $f$  – электроны.



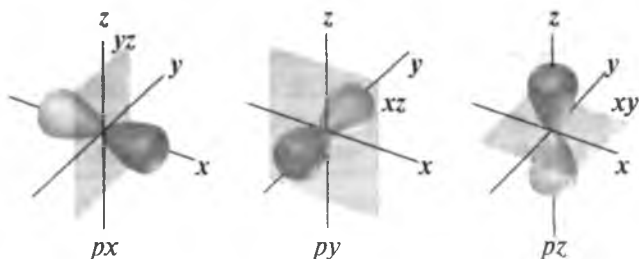


**Рис. 49.**  
s-электронное облако.

Распределение электронов по подуровням объясняется формами образуемых ими электронных облаков.

Электроны, образующие сферические облака, называются s-электронами: их число на каждом уровне не превышает 2 (рис. 49).

Вокруг ядра атома бора вращаются 5 электронов, из них 2- на первом энергетическом уровне, а 3- на втором. 2 электрона на 2-м энергетическом уровне движутся по сферической орбитали, а 3-й- по другой, образуя при этом гантелеобразное облако. Такие электроны называются **p-электронами**. p-электроны, вращаясь вокруг ядра вдоль осей  $x$ ,  $y$  и  $z$ , образуют 3 орбитали. Если в каждой орбитали могут находиться максимум 2 электрона с противоположными спинами, то всего на этих 3 орбиталях может быть не более 6 электронов (рис. 50).



**Рис. 50.** Движение p-электронов в пространстве.

Квантовое число, выражающее движение в пространстве электронов на каждом энергетическом уровне, т.е. форму образуемых ими облаков, называется орбитальным квантовым числом —  $L$ .

**Орбитальное квантовое число** может принимать значения от 0 до  $n-1$ .

При  $n=1$ ,  $L=0$

При  $n=2$ ,  $L=0; 1$

При  $n=3$ ,  $L=0; 1; 2$

При  $n=4$ ,  $L=0; 1; 2; 3; \dots$

*Таблица 26*

**Число электронов, соответствующее главному  
и орбитальному квантовому числу**

| Главное квантовое число                | 1  |    | 2  |    | 3  |    |    | 4  |    |    |  |
|----------------------------------------|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|--|
| Орбитальное квантовое число $L$        | 0  | 0  | 1  | 0  | 1  | 2  | 0  | 1  | 2  | 3  |  |
| $L$ в буквенной записи                 | s  | s  | p  | s  | p  | d  | s  | p  | d  | f  |  |
| Совместное написание $n$ и $l$         | 1s | 2s | 2p | 3s | 3p | 3d | 4s | 4p | 4d | 4f |  |
| Число электронов на орбитали $2(2L+1)$ | 2  | 2  | 6  | 2  | 6  | 10 | 2  | 3  | 10 | 14 |  |

Когда главное квантовое число равно 1, орбитальное квантовое число равно 0. Такие электроны называют  $s$ -электронами.  $s$ -электроны имеют 1 орбиталь и при движении вокруг ядра образуют сферическое облако. Данная орбиталь называется  $s$ -орбиталью □, она характеризуется магнитным квантовым числом —  $m$ .

Когда главное квантовое число равно 2, электроны на этом уровне характеризуются  $s$ - и  $p$ -орбитальными квантовыми числами.  $p$ -орбитали обозначают группу электронов, движущихся в 3 перпендикулярных друг другу направлениях □□□.

Когда главное квантовое число равно 3, электроны на этом уровне характеризуются  $s$ -,  $p$ - и  $d$ -орбитальными квантовыми числами.

На  $d$ -орбиталях могут располагаться до 10 электронов, вращающихся вокруг ядра по довольно сложной траектории (рис. 51).

$d$ -орбиталь можно выражать, как □□□□□.



Рис. 51. Движение  $d$ -электронов в пространстве.

Когда главное квантовое число равно 4, электроны на этом уровне характеризуются  $s$ -,  $p$ -,  $d$ - и  $f$ -орбитальными квантовыми числами..

$f$ -орбиталь можно выражать, как □□□□□□□.

Клеточки представляют графическое изображение орбиталей магнитного квантового числа, где в каждой может присутствовать не более 2 электронов с противоположными спинами.

С увеличением порядкового номера элемента увеличивается число электронов, которыми заполняются орбитали, и в зависимости от того, на какую орбиталь попадают электроны при заполнении, различают  $s$ -,  $p$ -,  $d$ -,  $f$ -элементы.

Водород, гелий и первые 2 элемента, открывающие периоды (щелочные и щелочноземельные металлы) —  $s$ -элементы.

Последние 6 элементов каждого периода (включая инертные газы) —  $p$ -элементы.

Между первыми двумя и последними 6 элементами каждого периода имеются 10 элементов, называемых  $d$ -элементами. Лантаноиды и актиноиды —  $f$ -элементы. Таким образом, в настоящее время в Периодической системе имеются 14  $s$ , 30  $p$ , 37  $d$  и 28  $f$ -элементов.

#### Вопросы и задания

1. В своей тетради приведите строение атомов элементов 4-го периода и выполните следующие задания:

- а) Определите значение их главного квантового числа.
- б) Распределите электроны согласно их орбитальному квантовому числу.
- в) Какие элементы являются s-, p-, d-элементами?

## § 65. РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ ПО ЭНЕРГЕТИЧЕСКИМ ПОДУРОВНЯМ

*Почему на энергетическом p-подуровне не может быть больше 6 электронов?*

Электроны распределяются по подуровням в зависимости от формы облака, образуемого ими при движении вокруг ядра. Их распределение зависит от обладаемой ими энергии. Чем ближе электрон к ядру, тем меньшей энергией он обладает.

Электроны стремятся занять положение, соответствующее энергетическому минимуму и располагаются по энергетическим уровням согласно принципу Паули.

Из предыдущих тем Вам известно, что максимальное количество электронов, находящихся на данном энергетическом уровне, определяется по формуле  $N = 2n^2$ .

Первый энергетический уровень или К расположен наиболее близко к ядру.  $n=1$ , т.е. согласно вышеуказанной формуле максимально  $n = 2 \cdot 1^2 = 2$  электрона могут находиться на данном энергетическом уровне. Используя ту же формулу, можно определить, что на 2-м энергетическом уровне могут находиться максимум 8, на 3-м- 18 на 4-м- 32 электрона.

У всех элементов (за исключением элементов I периода) на внешнем уровне может находиться не более 8 электронов. Валентный слой инертных газов (кроме гелия) заполнен 8 электронами. Поэтому эти газы химически инертны.

У атомов элементов главных подгрупп Периодической системы Д.И. Менделеева число электронов на внешнем слое соответствует номеру группы. Число электронов с наибольшей энергией у элементов побочных подгрупп не превышает 2. Для этих элементов происходит заполнение электронами сначала низших уровней, а затем более высоких. Так, если заполнены s- и p-подуровни, то происходит заполнение d-подуровня.

Строение атома марганца можно представить так:  $Mn(+25) 2, 8, 13, 2$ . Его электронная конфигурация следующая:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$ .

**Согласно принципу Паули, в атоме не могут быть 2 электрона, имеющих все абсолютно одинаковые квантовые числа.**

Таким образом, в любом атоме 3 квантовых числа —  $n$ ,  $l$ ,  $m$  (главное квантовое число, орбитальное квантовое число, магнитное квантовое число) могут иметь одинаковые численные значения, но

их спиновое квантовое число ( $s$ ) будет отличаться из-за противоположности спинов  $\uparrow\downarrow$ .

Заполнение электронами подуровней происходит согласно правилу В.М. Кличковского (1900–1972). Подуровни заполняются электронами в следующем порядке.

|     |     |     |     |     |     |     |     |     |     |     |     |
|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|-----|
| 1s→ | 2s→ | 2p→ | 3s→ | 3p→ | 4s→ | 3d→ | 4p→ | 5s→ | 4d→ | 5p→ | 6s→ |
| 4f→ | 5d→ | 6p→ | 7s→ | 5f→ | 6d  |     |     |     |     |     |     |

Порядок заполнения ячеек электронами подчиняется правилу Хунда. Сначала ячейки заполняются электронами поодиночно. К примеру, при заполнении 2p-ячеек электронами сначала каждый электрон занимает по 1 ячейке, а затем по мере заполнения электроны спариваются.



2p-энергетический подуровень заполнился 6 электронами (2p). Следующий электрон согласно правилу Кличковского начнёт заполнять 3s-подуровень.

Таблица 27

Сведения о квантовых числах

| № | Квантовые числа              | Что определяет                                       | Обозначение |
|---|------------------------------|------------------------------------------------------|-------------|
| 1 | Главное                      | энергетический потенциал электрона, число орбиталей  | n           |
| 2 | Орбитальное или азимутальное | Форму электронного облака и энергетическое состояние | l           |
| 3 | Магнитное                    | Положение электронного облака в пространстве         | m           |
| 4 | Спиновое                     | В какую сторону вращается электрон вокруг своей оси  | s           |

Таблица 28

| Главное квантовое число (n) | Орбитальное квантовое число (L)                  | Магнитное квантовое число (m)                        |
|-----------------------------|--------------------------------------------------|------------------------------------------------------|
| K                           | S   1 → 0                                        | 0                                                    |
| L                           | S   1 → 0<br>P   1 → 1                           | 0<br>-1 0 +1                                         |
| M                           | S   1 → 0<br>P   1 → 1<br>d   1 → 2              | 0<br>-1 0 +1<br>-2 -1 0 +1 +2                        |
| N                           | S   1 → 0<br>P   1 → 1<br>d   1 → 2<br>f   1 → 3 | 0<br>-1 0 +1<br>-2 -1 0 +1 +2<br>-3 -2 -1 0 +1 +2 +3 |

### Вопросы и задания

1. Приведите электронную конфигурацию элементов с порядковыми номерами 15, 17, 22, 23, 34. Объясните размещение электронов по энергетическим уровням (главное квантовое число), подуровням (орбитальное квантовое число) и ячейкам (орбиталям).
2. Могут ли на 1 орбитали находиться 2 электрона с одинаковыми спинами?
3. Какое квантовое число отражает форму электронного облака?
4. Какой подуровень: 6s или 4f заполняется электронами раньше?
5. Напишите электронную конфигурацию элемента с порядковым номером 56. Сколько у него электронов на внешнем энергетическом уровне?
6. У каких элементов с порядковыми номерами 20, 21, 22 больше пустых орбиталей на 3-м подуровне?
7. Абсолютная масса атома элемента равна  $5,814 \cdot 10^{-26}$  кг. Зная, что в ядре этого атома имеется 18 нейтронов, рассчитайте его относительную атомную массу и число протонов в этом изотопе.

## § 66. ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

### Как изменяются свойства элементов по периоду?

Все химические элементы размещены в Периодической системе по периодам, группам и рядам. Горизонтальные ряды элементов называют периодами. Периоды делятся на большие и малые. Малые содержат 1 ряд элементов, а большие – 2. Периоды начинаются щелочными металлами и заканчиваются инертными газами.

|        |         |         |         |        |        |        |        |        |          |          |          |          |          |         |         |          |          |         |          |  |
|--------|---------|---------|---------|--------|--------|--------|--------|--------|----------|----------|----------|----------|----------|---------|---------|----------|----------|---------|----------|--|
| 1<br>H | 2<br>He | 3<br>Li | 4<br>Be | 5<br>B | 6<br>C | 7<br>N | 8<br>O | 9<br>F | 10<br>Ne | 11<br>Na | 12<br>Mg | 13<br>Al | 14<br>Si | 15<br>P | 16<br>S | 17<br>Cl | 18<br>Ar | 19<br>K | 20<br>Ca |  |
|        |         |         |         |        |        |        |        |        |          | 1<br>H   | 2<br>He  |          |          |         |         |          |          |         |          |  |
|        |         |         |         |        |        |        |        |        |          | 3<br>Li  | 4<br>Be  | 5<br>B   | 6<br>C   | 7<br>N  | 8<br>O  | 9<br>F   | 10<br>Ne |         |          |  |
|        |         |         |         |        |        |        |        |        |          | 11<br>Na | 12<br>Mg | 13<br>Al | 14<br>Si | 15<br>P | 16<br>S | 17<br>Cl | 18<br>Ar |         |          |  |
|        |         |         |         |        |        |        |        |        |          | 19<br>K  | 20<br>Ca |          |          |         |         |          |          |         |          |  |

Рис. 52. Расположение элементов по периодам.

Расположим все известные элементы в порядке увеличения их атомных масс. При этом можно наблюдать постепенное ослабление металлических свойств при движении по периоду слева направо и усиление неметаллических свойств при переходе к типичным неметаллам. 9-й после лития элемент — натрий — типичный металл со схожими с ним свойствами (рис. 52).

9-й после натрия элемент — калий повторяет свойства лития и натрия.

- ♦ Горизонтальный ряд элементов, начинающийся щелочным металлом и заканчивающийся инертным газом, называется периодом.

В Периодической системе элементов имеется 7 периодов.

В 1-м периоде расположены только 2 элемента — водород и гелий.

Во 2-м и 3-м периодах по 8 элементов.

- ♦ 1-, 2-, 3-й периоды называются малыми.
- ♦ 4-, 5-, 6-, 7-й периоды называются большими.

В 4-, 5-м периодах по 18, в 6-м 32 элемента, 7-й период называется также незавершённым. Большие периоды состоят из **чётных** и **нечётных** рядов.

Схожие по свойствам элементы, расположенные в вертикальных рядах, называются **группами**.

В Периодической системе 8 групп. Каждая группа обозначена римскими цифрами в Периодической системе.

*Подгруппы, содержащие элементы малых и больших периодов, называются **главными**, а только больших периодов — **побочными**.*

Например, вертикальный ряд, составленный из щелочных металлов I группы, является главной подгруппой, а медь, серебро и золото составляют побочную подгруппу.

Водород расположен в I группе Периодической системы, потому что он с кислородом образует соединение, где он одновалентен. Его можно разместить и в VII группе вместе с галогенами, потому что для завершения валентного слоя ему не хватает 1 электрона.

Число электронов на внешнем энергетическом уровне у атомов элементов главных подгрупп численно соответствует номеру группы в Периодической системе. Валентность элемента в его высшем оксиде тоже соответствует номеру группы (кислород и фтор являются в этом плане исключениями).

Валентность элемента (неметалла) в летучих водородных соединениях также периодически уменьшается от 4 к 1.

Металлические свойства элементов главных подгрупп усиливаются с увеличением относительной атомной массы. При этом неметаллические свойства ослабевают. Например, у элементов I группы главной подгруппы начиная с лития металлические свойства постепенно усиливаются и достигают максимума у франция. У галогенов металлические свойства усиливаются от фтора к йоду. Фтор — самый сильный неметалл.

### **Вопросы и задания**

1. Что называется периодом? В чём заключается периодичность изменения свойств по периодам?
2. Что называется группой? Каким общим правилам подчиняются элементы одной группы?
3. Объясните причину принадлежности водорода к I и VII группам.
4. Объясните, почему теллур, имея большую атомную массу, чем йод, расположен в Периодической системе до него.
5. Определите в Периодической системе s-элементы. Определите порядковые номера s-элементов, имеющих наименьшую и наибольшую атомную массу. Напишите их электронные конфигурации
6. Определите положение в Периодической системе элемента, электронная конфигурация которого  $[Ar] 4s^1$ .
7. Схожесть каких свойств наблюдается у элементов, расположенных в одной группе Периодической системы?

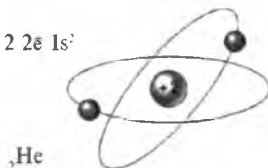
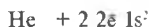
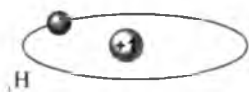
## **§ 67. СТРОЕНИЕ АТОМОВ ЭЛЕМЕНТОВ МАЛЫХ ПЕРИОДОВ**

**Какие периоды называются малыми? Сколько элементов в каждом малом периоде?**

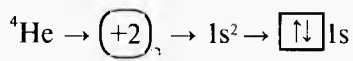
Малыми называют периоды, содержащие 1 ряд элементов. В I периоде Периодической системы элементов расположены водород и гелий.

У элементов первого периода имеется 1 энергетический уровень, на котором, согласно формуле  $n = 2n^2$  может быть не более  $2 \cdot 1^2 = 2$  электронов.

В ядре атома водорода имеется 1 протон, вокруг ядра движется 1 электрон, образуя сферическое облако.



|                                                                     |                                                                    |
|---------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------|
| Символ водорода....                                                 | H                                                                  |
| Схема электронного строения атома водорода... ..                    | $\begin{array}{ c } \hline (+1) \\ \hline 1 \\ \hline \end{array}$ |
| Электронная конфигурация атома водорода.....                        | 1s <sup>1</sup>                                                    |
| Графическое изображение электронной конфигурации атома водорода.... | $\overline{1s}$                                                    |



У элементов второго периода имеются 2 энергетических уровня. На первом располагаются 2, а на втором — не более  $2 \cdot 2^2 = 8$  электронов (таблица 29).

Таблица 29

Строение атомов элементов второго периода

| Символ<br>эле-<br>мен-<br>та | По-<br>ря-<br>д-<br>ко-<br>вой<br>но-<br>мер | Чис-<br>ло<br>про-<br>тонов<br>в ядре | Об-<br>щее<br>чис-<br>ло<br>элек-<br>тронов | Модел-<br>ь строи-<br>ния а-<br>тома | K L M |    |    | Распределение<br>электронов по<br>энергетическим<br>орбиталям<br>(оболочкам)           |  |  |  |  |  |
|------------------------------|----------------------------------------------|---------------------------------------|---------------------------------------------|--------------------------------------|-------|----|----|----------------------------------------------------------------------------------------|--|--|--|--|--|
|                              |                                              |                                       |                                             |                                      | s     | s  | p  |                                                                                        |  |  |  |  |  |
| H                            | 1                                            | 1                                     | 1                                           |                                      | 1s    | 2s | 2p | $1s^1$ <table><tr><td></td><td></td><td></td></tr></table>                             |  |  |  |  |  |
|                              |                                              |                                       |                                             |                                      |       |    |    |                                                                                        |  |  |  |  |  |
| He                           | 2                                            | 2                                     | 2                                           |                                      | 1s    | 2s | 2p | $1s^2$ <table><tr><td></td><td></td><td></td></tr></table>                             |  |  |  |  |  |
|                              |                                              |                                       |                                             |                                      |       |    |    |                                                                                        |  |  |  |  |  |
| B                            | 5                                            | 5                                     | 5                                           |                                      | 1s    | 2s | 2p | $1s^2 2s^2 2p^1$ <table><tr><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr></table> |  |  |  |  |  |
|                              |                                              |                                       |                                             |                                      |       |    |    |                                                                                        |  |  |  |  |  |
| C                            | 6                                            | 6                                     | 6                                           |                                      | 1s    | 2s | 2p | $1s^2 2s^2 2p^2$ <table><tr><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr></table> |  |  |  |  |  |
|                              |                                              |                                       |                                             |                                      |       |    |    |                                                                                        |  |  |  |  |  |
| N                            | 7                                            | 7                                     | 7                                           |                                      | 1s    | 2s | 2p | $1s^2 2s^2 2p^3$ <table><tr><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr></table> |  |  |  |  |  |
|                              |                                              |                                       |                                             |                                      |       |    |    |                                                                                        |  |  |  |  |  |



|    |    |     |     |  |        |        |        |  |
|----|----|-----|-----|--|--------|--------|--------|--|
| O  | 8  | +8  | -8  |  | $1s^2$ | $2s^2$ | $2p^4$ |  |
| F  | 9  | +9  | -9  |  | $1s^2$ | $2s^2$ | $2p^5$ |  |
| Ne | 10 | +10 | -10 |  | $1s^2$ | $2s^2$ | $2p^6$ |  |

У элементов 3-го периода имеются 3 энергетических уровня. На первом энергетическом уровне имеются 2, на втором - 8, а на третьем внешнем слое не более 8 электронов. Для элементов этого периода третий энергетический уровень считается внешним. При этом 3d-энергетический подуровень остаётся незаполненным (таблица 30).

Таблица 30

### Строение атомов элементов третьего периода

| Символ элемента | Порядковый номер | Число протонов в ядре | Общее число электронов | K               |                 |                 | L               |                 | M               |      |  | Распределение электронов по энергетическим орбиталям (ячейкам) |
|-----------------|------------------|-----------------------|------------------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|------|--|----------------------------------------------------------------|
|                 |                  |                       |                        | s               | s               | p               | s               | p               | d               |      |  |                                                                |
| Na              | 11               | +11                   | -11                    | 1s <sup>2</sup> | 2s <sup>2</sup> | 2p <sup>6</sup> | 3s <sup>1</sup> | 3p <sup>0</sup> | 3d <sup>0</sup> | .... |  |                                                                |
| Mg              | 12               | +12                   | -12                    | 1s <sup>2</sup> | 2s <sup>2</sup> | 2p <sup>6</sup> | 3s <sup>2</sup> | 3p <sup>0</sup> | 3d <sup>0</sup> | .... |  |                                                                |
| Al              | 13               | +13                   | -13                    | 1s <sup>2</sup> | 2s <sup>2</sup> | 2p <sup>6</sup> | 3s <sup>2</sup> | 3p <sup>1</sup> | 3d <sup>0</sup> | .... |  |                                                                |
| Si              | 14               | +14                   | -14                    | 1s <sup>2</sup> | 2s <sup>2</sup> | 2p <sup>6</sup> | 3s <sup>2</sup> | 3p <sup>2</sup> | 3d <sup>0</sup> | .... |  |                                                                |

|    |    |     |     |                 |                 |                 |                 |                 |                 |      |  |
|----|----|-----|-----|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|------|--|
| P  | 15 | +15 | -15 | 1s <sup>2</sup> | 2s <sup>2</sup> | 2p <sup>6</sup> | 3s <sup>2</sup> | 3p <sup>3</sup> | 3d <sup>0</sup> | .... |  |
| S  | 16 | +16 | -16 | 1s <sup>2</sup> | 2s <sup>2</sup> | 2p <sup>6</sup> | 3s <sup>2</sup> | 3p <sup>4</sup> | 3d <sup>0</sup> | .... |  |
| Cl | 17 | +17 | -17 | 1s <sup>2</sup> | 2s <sup>2</sup> | 2p <sup>6</sup> | 3s <sup>2</sup> | 3p <sup>5</sup> | 3d <sup>0</sup> | .... |  |
| Ar | 18 | +18 | -18 | 1s <sup>2</sup> | 2s <sup>2</sup> | 2p <sup>6</sup> | 3s <sup>2</sup> | 3p <sup>6</sup> | 3d <sup>0</sup> | .... |  |

Элементы первого периода (H и He), первые 2 элемента 2-го и 3-го периодов (литий и бериллий, натрий и магний) - *s*-элементы. Элементы 2-го и 3-го периодов от бора до неона и от алюминия до аргона относятся к *p*-элементам.

### Вопросы и задания

1. Приведите строение атомов и электронные конфигурации водорода и гелия. Укажите, в чём сходимость, а в чём различие.
2. Напишите электронные конфигурации элементов с порядковыми номерами 5 и 9.
3. Приведите строение атомов элементов с порядковыми номерами 3 и 11. Определите, какой из них обладает более сильными металлическими свойствами.
4. Определите элемент, образующий высший оксид, плотность которого по водороду равна 22.

## § 68. СТРОЕНИЕ АТОМОВ ЭЛЕМЕНТОВ БОЛЬШИХ ПЕРИОДОВ

### Почему период называют большим?

Большие периоды характеризуются наличием в них 2 рядов элементов. 4-, 5-, 6-, 7-й периоды в Периодической системе элементов называются большими.

В 4-м и 5-м периодах содержится по 18 элементов; они начинаются щелочным металлом и заканчиваются инертным газом.

У элементов 4-го периода имеются 4 энергетических уровня, 4-й слой считается внешним.

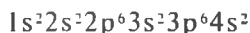
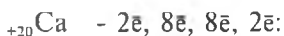
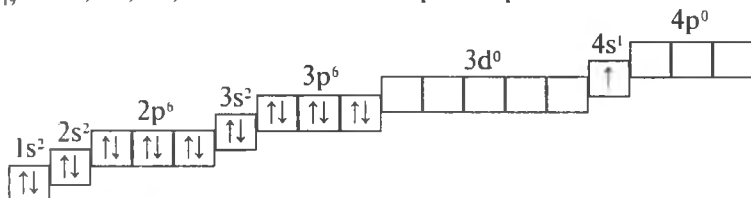
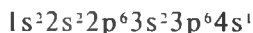
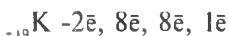
На первом энергетическом уровне имеется  $2n^2=2 \cdot 1^2=2$  электрона.

На 2-м энергетическом уровне имеются  $2n^2=2 \cdot 2^2=8$  электронов.

На 3-м энергетическом уровне- до  $2n^2=2 \cdot 3^2=18$  электронов.

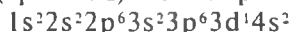
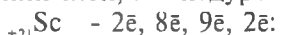
На 4-м энергетическом уровне- до  $2n^2=2 \cdot 4^2=32$  электронов.

Первый элемент 4-го периода - калий К, его порядковый номер — 19, число протонов в ядре — 19, число электронов, вращающихся вокруг ядра — 19. Они расположены следующим образом:

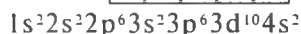
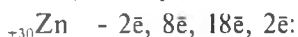


У кальция заполняется s-подуровень внешнего энергетического уровня.

Начиная со скандия, электроны заполняют не внешний энергетический слой, а d-подуровень (орбиталь) 3-го энергетического уровня.

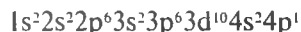
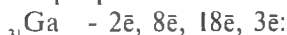


d-подуровень 3-го энергетического уровня заполняется 10 электронами, что происходит у цинка. d- $\boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow}$ .

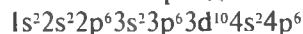
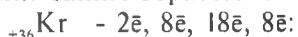


У цинка заполнены 1, 2, 3-й энергетические уровни. Внешний слой может принимать до 8 электронов.

Последующие электроны, начиная с галлия, постепенно заполняют 4p-орбитали.



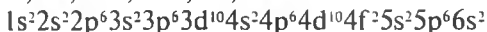
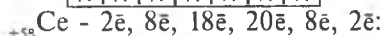
У инертного газа - криптона внешний слой заполнен 8 электронами. Таким образом завершается 4-й период.



Первые 2 элемента 4-го периода- s-элементы, следующие 10 элементов- d-элементы, а последние 6- p-элементы.

Аналогично элементам 4-го периода происходит заполнение электронами энергетических подуровней у элементов 5-го периода.

В 6-м периоде у лантана La начинается заполнение электронами 4f-орбиталей. На f-орбиталях могут располагаться максимум 14 электронов  $\boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow}$ .



У элементов 7-го периода заполнение электронами орбиталей происходит аналогично.

Электронные конфигурации элементов можно представлять и в сокращённом виде.

Например, для цезия  ${}^{+55}\text{Cs} - 2\bar{e}, 8\bar{e}, 18\bar{e}, 18\bar{e}, 8\bar{e}, 1\bar{e}$ ; её также можно представить, как  $[\text{Xe}] 6s^1$

|                     |               |                     |
|---------------------|---------------|---------------------|
| ${}^{+19}\text{K}$  | $[\text{Ar}]$ | $4s^1$              |
| ${}^{+20}\text{Ca}$ | $[\text{Ar}]$ | $4s^2$              |
| ${}^{+21}\text{Sc}$ | $[\text{Ar}]$ | $3d^1 4s^2$         |
| ${}^{+30}\text{Zn}$ | $[\text{Ar}]$ | $3d^{10} 4s^2$      |
| ${}^{+31}\text{Ga}$ | $[\text{Ar}]$ | $3d^{10} 4s^2 4p^1$ |
| ${}^{+58}\text{Ce}$ | $[\text{Xe}]$ | $4f^2 6s^2$         |

### Вопросы и задания

1. Напишите электронные конфигурации элементов с порядковыми номерами 22 и 33.
2. У каких элементов начинается заполняться *d*-энергетический подуровень?
3. Почему мы называем лантаноиды и актиноиды *f*-элементами?
4. В каких периодах расположены элементы побочных подгрупп?
5. У каких элементов 4-го периода много неспаренных электронов?
6. Сколько свободных *f*-орбиталей имеется у атома лантана?

## § 69. ХАРАКТЕРИСТИКА ЭЛЕМЕНТОВ ПО ИХ ПОЛОЖЕНИЮ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ И СТРОЕНИЮ ИХ АТОМОВ. ЗНАЧЕНИЕ ПЕРИОДИЧЕСКОГО ЗАКОНА

*Можно ли определить месторасположение в Периодической системе неизвестных элементов, зная их свойства, и наоборот?*

Периодическая система элементов имеет огромное значение, представляя детальные сведения о каждом элементе. Многие свойства химических элементов определяются их положением в Периодической системе.

Например, возьмём элемент с порядковым номером 38 (стронций). Стронций расположен в 5-м периоде, нечётном ряду, в главной подгруппе 2-й группы.

— В нечётных рядах больших периодов расположены только металлы. Стронций тоже металл.

— Стронций расположен в начале большого периода. Он второй элемент после щелочного металла рубидия — Rb. Значит, его металлические свойства выражены слабее, чем у рубидия.

— Он расположен ниже кальция в главной подгруппе 2-й группы. Металлические свойства выражены сильнее, чем у кальция.

— Стронций в соединении с кислородом двухвалентен и образует оксид  $\text{SrO}$ .

— С водородом он не образует летучее водородное соединение.

В ядре атома стронция имеется 38 протонов. Также в ядре присутствуют  $(88 - 38 = 50)$  50 нейтронов. В электронейтральном атоме стронция вокруг ядра вращаются 38 электронов. Электронная конфигурация стронция —  $_{+38}\text{Sr } 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 3d^{10}, 4s^2, 4p^6, 4d^0, 5s^2$  или, в сокращенном виде её можно представить, как:  $_{+38}\text{Sr } [\text{Kr}] 5s^2$ .

У стронция 2 валентных электрона. Такие элементы являются металлами.

По числу валентных электронов можно определить, является ли элемент металлом или неметаллом, его валентность в высшем оксиде и в летучем водородном соединении, если такое образуется.

У элементов главных подгрупп с увеличением порядкового номера, т.е. сверху вниз, внешний энергетический уровень отдаляется от ядра, и увеличивается радиус атома; при этом заряд образуемого элемента иона не изменяется. У элементов главной подгруппы I группы (Li, Na, K, Rb, Cs) с увеличением радиуса атома возрастает лёгкость отрыва электрона на внешнем энергетическом уровне. Отсутствует способность присоединять электрон. Поэтому металлические свойства сильны, а неметаллические — слабы.

Открытие Периодического закона сильно повлияло на развитие химической науки.

1) Возникло планирование поиска минералов, необходимых для получения тех или иных элементов.

2) Открылись пути изучения внутреннего строения атомов и использования атомной энергии.

3) Он определил открытия в химии и физике XX века.

4) Способствовал изучению явления радиоактивности и использования радиоактивных изотопов в технике, медицине и сельском хозяйстве.

Основываясь на Периодическом законе, Д.И. Менделеев исправил атомные массы многих элементов. Для ещё не открытых к тому времени элементов были оставлены места в Периодической системе, предсказаны их свойства, атомные массы, высказаны мысли о том, где их нужно искать.

Так, к примеру, были предсказаны элементы экабор (скандий), экаалюминий (галлий) и экасилиций (германий).

В 1875 году французский учёный Лекок де Буабатрон открыл галлий, 1879 году скандинавский учёный Нильсен открыл скандий, а в 1886 году немецкий учёный К. Винклер открыл германий.

Открытие этих элементов было первой победой Периодического закона. Была доказана правильность закона, предложенного Д.И. Менделеевым.

В качестве примера сопоставим свойства германия, открытого К. Винклером, и экасилиция, предсказанного Д.И. Менделеевым (таблица 31).

*Таблица 31*

**Сопоставление свойств экасилиция и германия**

| Свойства                           | Экасилиций<br>(предсказанный) | Германий<br>(открытый)  |
|------------------------------------|-------------------------------|-------------------------|
| Относительная атомная масса        | 72                            | 72,32                   |
| Плотность                          | 5,5 г/см <sup>3</sup>         | 5,47 г/см <sup>3</sup>  |
| Удельная теплоёмкость              | 4 Дж/кг·К                     | 4 Дж/кг·К               |
| Плотность ЕО,                      | 4,7 г/см <sup>3</sup>         | 4,703 г/см <sup>3</sup> |
| Температура кипения $\text{ECl}_4$ | 100°С                         | 86°С                    |
| Плотность $\text{ECl}_4$           | 1,9, г/см <sup>3</sup>        | 1,177 г/см <sup>3</sup> |

Значение Периодического закона было огромно и при открытии других элементов. Супруги В. Нодак и И. Нодак открыли рений, который занял одну из пустых клеток в Периодической системе под марганцем. Д.И. Менделеев называл эти 2 ещё не открытых элемента экамарганцем и двимарганцем.

Огромно значение Периодического закона для продолжения открытия элементов в природе, получения радиоактивных элементов искусственным путём и их использования в различных областях. Радиоактивные изотопы широко используются в наше время в технике, сельском хозяйстве и медицине.

*Таблица 32*

**Изменение свойств химических элементов в зависимости от их положения в Периодической системе**

| Свойства элемента                      | В главных подгруппах<br>сверху ↓ вниз                     | По периоду<br>слева → направо |
|----------------------------------------|-----------------------------------------------------------|-------------------------------|
| Аг                                     | Возрастает                                                | Возрастает                    |
| Заряд ядра                             | Возрастает                                                | Возрастает                    |
| Число энергетических уровней           | Возрастает                                                | Не изменяется                 |
| Число электронов на валентном слое     | Не изменяется,<br>число электронов<br>равно номеру группы | Возрастает                    |
| Радиус атома                           | Возрастает                                                | Уменьшается                   |
| Восстановительная способность          | Возрастает                                                | Уменьшается                   |
| Окислительная способность              | Уменьшается                                               | Возрастает                    |
| Высшая положительная степень окисления | Одинакова. Равна номеру группы (N)                        | Увеличивается от +1 до +7     |



### Вопросы и задания

1. Что Вы можете сказать о свойствах селена (порядковый номер-34), судя по положению в Периодической системе?
2. Каково значение Периодического закона и Периодической системы для открытия химических элементов?
3. Расскажите о значении Периодического закона при объяснении генетической взаимосвязи между химическими элементами.
4. Каково значение Периодической системы в объяснении химических свойств *s*- и *p*-элементов?
5. Как используют Периодическую систему при составлении электронных конфигураций атомов?
6. Объясните принадлежность железа к семейству *d*-элементов на основе распределения его электронов по подуровням.

## § 70. ЯДЕРНЫЕ РЕАКЦИИ

### *Можно ли превратить один химический элемент в другой?*

Французский учёный А.Беккерель в 1896 году определил, что соли урана испускают лучи, схожие с рентгеновскими. Лауреаты Нобелевской премии, французские учёные Мария Склодовская-Кюри и Пьер Кюри в 1898 году открыли радий — Ra и полоний — Po. Они определили, что эти элементы, как и уран, радиоактивны, но обладают большей излучающей способностью.

- *Радиоактивностью* называется явление превращения ядер нестабильных изотопов химических элементов в другие, сопровождающееся выделением различных частиц и энергии.
- «Радиоактивный» — латинское слово (*radio* — излучающий, *aktavus* — активный), означающее «активно излучающий».
- Химические элементы, все изотопы которых радиоактивны, называются *радиоактивными элементами*.

В 1899 году Резерфорд при изучении радиоактивных лучей разделил их на 2 группы:  $\alpha$ - и  $\beta$ -лучи. Он определил, что  $\alpha$ -лучи представляют собой ядра атомов гелия. В том же году Беккерель установил, что  $\beta$ -лучи являются потоком электронов.

В 1900 году французский учёный П. Уилард определил, что  $\gamma$ -лучи представляют собой электромагнитные волны.

Учёными было признано то, что радиоактивное излучение может содержать  $\alpha$ -,  $\beta$ -,  $\gamma$ -лучи. В магнитном поле эти лучи движутся по направлениям, показанным на рис. 53.

Радиоактивные элементы, испуская радиоактивные лучи, сами превращаются в изотоп того же или другого элемента. Такие яв-



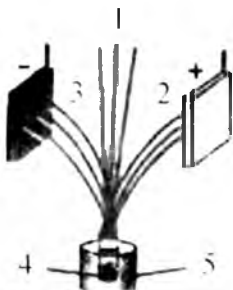
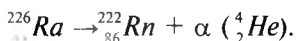


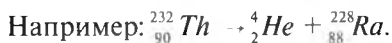
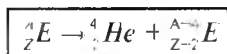
Рис. 53. Разделение радиоактивных лучей в электрическом поле:  
1 —  $\gamma$ -лучи; 2 —  $\alpha$ -лучи; 3 —  $\beta$ -лучи; 4 — радиоактивное вещество; 5 — защитный слой.

ния называются ядерными реакциями, которые очень экзотермичны:

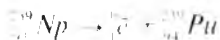
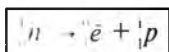


Распад радиоактивных элементов может протекать по следующим схемам:

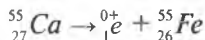
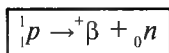
**$\alpha$ -распад.** При таком распаде образуются  $\alpha$ -частицы, которые представляют собой ядра атомов гелия. При этом массовое число радиоактивного элемента уменьшается на 4, а заряд — на 2 единицы:



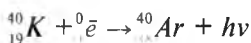
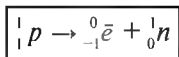
**$\beta$ -распад.** В этом случае нейтрон в ядре атома радиоактивного элемента превращается в протон; при этом происходит отщепление электрона. В результате массовое число ядра атома радиоактивного элемента не изменяется, а заряд увеличивается на 1 единицу:



**$\beta^+$ -распад.**  $\beta^+$ -частица называется позитроном, его масса равна массе электрона, однако заряды их противоположны ( $^+e$ ). При таком распаде в ядре атома радиоактивного элемента протон превращается в нейтрон, отщепляя также позитрон. В результате массовое число элемента не изменяется, а заряд уменьшается на 1 единицу:



**Распад при захвате ядром электронов.** Ядро атома радиоактивного элемента захватывает электрон с энергетического уровня, расположенного вблизи. Электрон падает на ядро, в результате чего массовое число элемента не изменяется, а заряд уменьшается на 1 единицу:



Таким образом, при падении электрона на ядро радиоактивного элемента образуется его изобар.

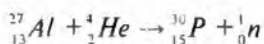
**Искусственная радиоактивность.** Из-за своей нестабильности атомы радиоактивных элементов постоянно распадаются естественным образом.

Ядра атомов нерадиоактивных элементов стабильны, поэтому их превращения в другие элементы осуществляются искусственным путём.

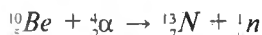
Алхимики долгое время пытались превратить металлы в золото. Период алхимии продлился до конца XVII века, но алхимики тогда не знали, что превращение одного элемента в другой нельзя достигнуть химическим путём

С развитием знаний о Периодическом законе, строении атома, радиоактивности, ядерных реакциях, появилась возможность превращать один элемент в другой.

В 1934 году Фредерик Жолио-Кюри и Ирен Кюри открыли возможность искусственной радиоактивности. С открытием этого явления стало возможным получать радиоактивные изотопы элементов бомбардировкой различными частицами атомов нерадиоактивных элементов. Например, бомбардировкой атомов алюминия  $\alpha$ -частицами получают радиоактивный изотоп фосфора.



Бомбардировкой бора  $\alpha$ -частицами получают радиоактивный изотоп азота  ${}_{7}^{13}\text{N}$ .



${}_{7}^{13}\text{N}$  изотоп, распадаясь  ${}_{7}^{13}\text{N} \rightarrow {}_{6}^{13}\text{C} + \beta$  образует радиоактивный изотоп углерода.

Таблица 33

### Ядерные реакции

| № | Название частицы | Символ   | Заряд | Масса | при присоединении к ядру       | при отщеплении от ядра         |
|---|------------------|----------|-------|-------|--------------------------------|--------------------------------|
| 1 | Протон           | p        | +1    | 1     | $n + 1$<br>$m + 1$             | $n - 1$<br>$m - 1$             |
| 2 | Нейтрон          | n        | 0     | 1     | $n$ — не изменяется<br>$m + 1$ | $n$ — не изменяется<br>$m - 1$ |
| 3 | Альфа            | $\alpha$ | +2    | 4     | $n + 2$<br>$m + 4$             | $n - 2$<br>$m - 4$             |
| 4 | Бета             | $\beta$  | -1    | 0     | $n - 1$<br>$m$ — не изменяется | $n + 1$<br>$m$ — не изменяется |
| 5 | Электрон         | e        | -1    | 0     | $n - 1$<br>$m$ — не изменяется | $n + 1$<br>$m$ — не изменяется |

|    |          |           |    |   |                                                                                    |                                                                                    |
|----|----------|-----------|----|---|------------------------------------------------------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------|
| 6  | Дейтерий | D         | +1 | 2 | $\begin{matrix} n + 1 \\ m + 2 \end{matrix}$                                       | $\begin{matrix} n - 1 \\ m - 2 \end{matrix}$                                       |
| 7  | Позитрон | $\beta^+$ | +1 | 0 | $\begin{matrix} n + 1 \\ m - \text{не изменяется} \end{matrix}$                    | $\begin{matrix} n - 1 \\ m - \text{не изменяется} \end{matrix}$                    |
| 8  | Тритий   | T         | +1 | 3 | $\begin{matrix} n + 1 \\ m + 3 \end{matrix}$                                       | $\begin{matrix} n - 1 \\ m - 3 \end{matrix}$                                       |
| 9  | Протий   | H         | +1 | 1 | $\begin{matrix} n + 1 \\ m + 1 \end{matrix}$                                       | $\begin{matrix} n - 1 \\ m - 1 \end{matrix}$                                       |
| 10 | Гамма    | $\gamma$  | 0  | 0 | $\begin{matrix} n - \text{не изменяется} \\ m - \text{не изменяется} \end{matrix}$ | $\begin{matrix} n - \text{не изменяется} \\ m - \text{не изменяется} \end{matrix}$ |
| 11 | Гелий    | He        | +2 | 4 | $\begin{matrix} n + 2 \\ m + 4 \end{matrix}$                                       | $\begin{matrix} n - 2 \\ m - 4 \end{matrix}$                                       |

К ядру  $\beta^-$  или  $\bar{e}$  (электрон)  $\longleftarrow$  При этом протон ( ${}^1_1p$ ) превращается в нейтрон ( ${}^1_0n$ ):  ${}^1_1p \rightarrow {}^1_0n$

Из ядра  $\beta^-$  или  $\bar{e}$  (электрон)  $\longrightarrow$  При этом нейтрон ( ${}^1_0n$ ) превращается в протон ( ${}^1_1p$ ):  ${}^1_0n \rightarrow {}^1_1p$

В Узбекистане отечественными учёнными У.А. Ариповым и М. Муминовым было положено начало целому ряду работ в области ядерных реакций. В настоящее время при Академии наук РУз работает Институт ядерной физики.

### Вопросы и задания

1. При бомбардировке изотопа  ${}^{209}_{83}Bi$   $\alpha$ -частицами был получен  ${}^{211}_{85}At$ . Напишите уравнение этой ядерной реакции.
2. Закончите следующие уравнения ядерных реакций:

а)  ${}^{52}_{24}Cr + n \rightarrow {}^{52}_{21}V + \dots$

б)  ${}^{239}_{92}U \rightarrow {}^{237}_{93}Np + \dots$

в)  ${}^{52}_{23}Mn + n \rightarrow {}^{52}_{23}V.$

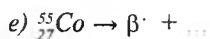
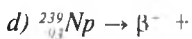
3. Какой элемент участвовал в данной ядерной реакции?

$$x + {}^1_0n \rightarrow {}^{139}_{54}Xe + {}^{95}_{38}Sr + 2 {}^1_0n + Q$$

4. Вместо точек поставьте элементы, образующиеся в следующих ядерных реакциях:

а)  ${}^{53}_{24}Cr + {}^2_1D \rightarrow {}^1_0n + \dots$

б)  ${}^{18}_9F + {}^1_1p \rightarrow \dots {}^0_0\gamma$



## Решение типовых задач

**Задача 1.** Определите электронную конфигурацию и семейство к которому принадлежит элемент с порядковым номером 23, основываясь на его положении в Периодической системе элементов.

**Решение.** Элемент с порядковым номером 23 — ванадий, расположенный в 4-м периоде V группы главной подгруппы Периодической системы. Электронная конфигурация ванадия  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$  или  $[\text{Ar}] 3d^4 4s^2$ . Значит, ванадий принадлежит к семейству d-элементов.

**Задача 2.** Элемент образует высший оксид состава  $\text{EO}_3$ . В составе летучего водородного соединения этого элемента содержится 5,88 % водорода. Определите относительную атомную массу элементов.

**Решение.** 1) Если в составе летучего водородного соединения имеется 5,88% водорода, то остальные  $(100 - 5,88 = 94,12)$  94,12 % составляют массовую долю этого элемента.

2) Это позволит определить эквивалент элемента.

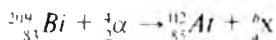
Если 94,12 г элемента ————— связывается с 5,88 г водорода, то Е г элемента ————— связывается с 1 г водорода.

Отсюда:  $E = \frac{94,12}{5,88} = 16$ . Значит, эквивалент элемента равен 16.

Если формула высшего оксида элемента —  $\text{EO}_3$ , то его летучее водородное соединение должно быть  $\text{H}_2\text{E}$ . Следовательно, в своём водородном соединении этот элемент двухвалентен. Умножая эквивалент на валентность, находим относительную атомную массу элемента:  $A_r = E \cdot V = 16 \cdot 2 = 32$ . Этот элемент — сера, её высший оксид —  $\text{SO}_3$ , а летучее водородное соединение —  $\text{H}_2\text{S}$ .

**Задача 3.** При бомбардировке изотопа  ${}^{209}_{83}\text{Bi}$   $\alpha$ -частицами, был получен элемент  ${}^{211}_{85}\text{At}$ . Напишите уравнение этой ядерной реакции.

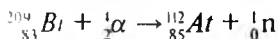
**Решение.** В уравнениях ядерных реакций суммарные массовые числа и заряды в левой и правой частях должны быть одинаковы:



1) Сумма массовых чисел слева  $209 + 4 = 213$ , и справа должна быть равна 213 ( $211 + b = 213$ ), значит,  $b = 2$ .

2) Сумма зарядов слева  $83 + 2 = 85$ , и справа должна быть равна 85 ( $85 + a = 85$ ), значит,  $a = 0$ :

3) 0-й заряд имеет нейтрон, значит в результате этой реакции выделяются 2 нейтрона:



## Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1. Определите положение в Периодической системе элементов с порядковыми номерами 34 и 42. Каков состав ядер их атомов?

2. Напишите формулы высших оксидов и летучих водородных соединений р-элементов VI группы.

3. В составе оксида одного из элементов, предсказанных Д.И. Менделеевым, содержится 30,5% кислорода. Определите относительную атомную массу элемента, если валентность его в этом оксиде равна IV. Поясните положение этого элемента в Периодической системе, состав ядра его атома и распределение электронов по энергетическим уровням.

4. Кремний представляет собой смесь 3 изотопов ( $^{28}\text{Si}$  — 92,3%,  $^{29}\text{Si}$  — 4,7%,  $^{30}\text{Si}$  — 3%). Определите его относительную атомную массу.

5. Природный неон с относительной атомной массой 20,2 представляет смесь изотопов  $^{20}\text{Ne}$  и  $^{22}\text{Ne}$ . Определите массовую долю каждого.

6. Сколько возможно составить молекул оксида углерода (IV) на основе изотопов углерода  $^{12}\text{C}$  и трёх изотопов кислорода  $^{16}\text{O}$ ,  $^{17}\text{O}$ ,  $^{18}\text{O}$ . Определите относительную молекулярную массу каждого вещества.

7. Плотность паров хлорида бериллия по водороду равна 40. Определите атомную массу и валентность бериллия.

8. Какие частицы наряду с  $^{211}_{83}\text{At}$  образуются при бомбардировке изотопа висмута  $^{209}_{83}\text{Bi}$   $\alpha$ -частицами? Напишите уравнение ядерной реакции.

9. Напишите электронную конфигурацию элемента с порядковым номером 22. Укажите распределение электронов по орбиталям.

10. Определите состав ядра и положение в Периодической системе элемента, электронная конфигурация которого заканчивается следующим образом:  $\dots 3d^5 4s^2$ .

11. Какие свойства элемента определяет его порядковый номер?

12. Какова схожесть в строении атомов бора, галлия и алюминия?

13. Определите элемент, электронная конфигурация которого заканчивается следующим образом:  $\dots 3s^1$

14. Расположите элементы, электронные конфигурации которых приведены ниже, в порядке усиления их металлических свойств:

1)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ;

2)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^6 4s^1$ ;

3)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$ ;

4)  $1s^2 2s^1$ .

15. При бомбардировке изотопа железа  $^{56}_{26}\text{Fe}$  нейтронами отщепляются протоны. Изотоп какого элемента при этом образуется?

16. Каким путём можно получить один химический элемент из другого?

## ГЛАВА VII ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Известно, что атомы химических элементов соединяются друг с другом и образуют простые и сложные вещества. Какие силы взаимодействия между ними существуют?

В обычных условиях инертные газы существуют в свободном состоянии в виде атомов (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn), атомы других элементов не могут находиться в свободном состоянии длительное время, они стремятся связаться друг с другом, образуя простые или сложные вещества. Например, простые вещества —  $H_2$ ,  $O_2$ ,  $N_2$ ,  $Cl_2$ , сложные вещества —  $HCl$ ,  $H_2O$ ,  $MgO$ ,  $NaCl$ ,  $H_2SO_4$  и т.д.

При изучении предыдущей главы Вы узнали о том, что каждый химический элемент стремится к завершению внешнего энергетического слоя. Слой считается завершённым, если на нём находятся 8 электронов (исключением является 1-ый энергетический уровень, для завершения которого достаточно 2 электронов).

Внешний электронный слой у инертных газов является завершённым. Поэтому их молекулы одноатомны и химически инертны.

При образовании химических соединений не происходит никаких изменений в ядре атома, а происходит изменение числа электронов на последнем (внешнем) и предпоследнем слое (в случае элементов побочных групп).

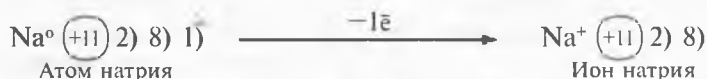
### § 71. ОТНОСИТЕЛЬНАЯ ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

*Чем объясняется большая чем у хлора относительная электроотрицательность фтора?*

Каждый элемент отличается энергией связи электронов внешнего слоя с ядром.

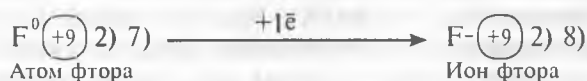
Некоторые элементы ( $s$ -элементы) легко вступают в химические реакции из-за слабого взаимодействия электронов внешнего слоя с ядром. Этими элементами являются металлы.

Например, у атома натрия на внешнем энергетическом слое имеется 1 электрон ( $3s^1$ ), и при химических реакциях он его легко теряет, оставаясь с 8 электронами на 2-м энергетическом уровне.



Неметаллы за счёт того, что их валентные электроны сильнее связаны с ядром, в химических реакциях присоединяют электроны. У атома фтора на внешнем слое имеется 7 электронов, фтор, присоединяя в химических реакциях 1 электрон, заполняет свой внешний энергетический уровень 8 электронами.

Свойства атомов элементов оттягивать на себя электроны атомов других элементов называется *электроотрицательностью*.



Абсолютные значения электроотрицательности неудобны для расчётов, поэтому пользуются их относительными значениями. Относительная электроотрицательность лития принята за 1. Электроотрицательность остальных элементов определена относительно лития.

По периоду электроотрицательность химических элементов возрастает слева направо. В главных подгруппах сверху вниз электроотрицательность уменьшается. Значит самым электроотрицательным элементом является фтор, а самым электроположительным — цезий (0,86).

Электроотрицательность неметаллов довольно высока, а металлов — низка.

В таблице 34 приведены значения электроотрицательности некоторых химических элементов. Обратите внимание, что изменение значений электроотрицательности происходит в соответствии с Периодическим законом. По периоду слева направо увеличивается заряд ядра атомов элементов. У элементов главных подгрупп с увеличением заряда ядра уменьшается электроотрицательность. Причиной этому является увеличение радиуса атомов элементов главных подгрупп сверху вниз.

Таблица 34

**Относительная электроотрицательность некоторых элементов**

|            |            |           |           |           |           |           |
|------------|------------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|
| Н<br>2,1   |            |           |           |           |           |           |
| Li<br>0,97 | Be<br>1,47 | B<br>2,01 | C<br>2,50 | N<br>3,07 | O<br>3,50 | F<br>4,10 |

|            |            |            |            |            |            |            |
|------------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|
| Na<br>1,01 | Mg<br>1,23 | Al<br>1,47 | Si<br>1,74 | P<br>2,1   | S<br>2,6   | Cl<br>2,83 |
| K<br>0,91  | Ca<br>1,04 | Ga<br>1,82 | Ge<br>2,02 | As<br>2,20 | Se<br>2,48 | Br<br>2,74 |
| Rb<br>0,89 | Sr<br>0,99 | In<br>1,49 | Sn<br>1,72 | Sb<br>1,82 | Te<br>2,01 | I<br>2,21  |
| Cs<br>0,86 | Ba<br>0,97 | Tl<br>1,44 | Pb<br>1,55 | Bi<br>1,67 | Po<br>1,76 | At<br>1,96 |

При химических реакциях электрон оттягивается или полностью переходит от элемента с меньшей электроотрицательностью к элементу с большим значением таковой.

- Атом, отдавая электрон, переходит в положительно заряженный ион  $[E^0 - n\tilde{e} = E^{nc+}]$ , а принимая электрон превращается в отрицательно заряженный ион  $[E^0 + n\tilde{e} = E^{nc-}]$ . При образовании положительно заряженного иона затрачивается энергия; её называют энергией ионизации или ионизационным потенциалом.
- При образовании отрицательно заряженного иона выделяется энергия; её называют сродством к электрону.
- Энергия ионизации обозначается символом  $J$ , а сродство к электрону —  $E$ . Их арифметическая полусумма представляет электроотрицательность ( $\mathcal{O}_0$ ) ( $\mathcal{O}_0 = [J+E]/2$ ). В практике чаще используют относительную электроотрицательность.
- Относительная электроотрицательность — отношение абсолютной электроотрицательности элемента к таковой для лития. К примеру, электроотрицательность фтора — 4, а лития — 1.

### Вопросы и задания

1. Что называют электроотрицательностью?
2. Объясните изменение значений электроотрицательностей элементов 3-го периода, используя таблицу 34.
3. Используя таблицу 34, расположите следующие элементы в порядке увеличения их электроотрицательностей: алюминий, углерод, азот, литий, калий, фосфор, хром, бром, барий, кислород, фтор.

## § 72. ВИДЫ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ. КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ

### Почему образуются полярные и неполярные ковалентные связи?

Принимая во внимание значения относительной электроотрицательности (ОЭ) химических элементов, химические соединения можно разделить на следующие группы:



1. Вещества, образованные из элементов с одинаковыми электроотрицательностями, т.е. из атомов одного элемента:

а)  $N_2$ ,  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $I_2$ ,  $O_2$ ,  $H_2$  – простые вещества.

2. Вещества, образованные элементами, электроотрицательность которых несильно отличается:

$HCl$ ,  $HBr$ ,  $HJ$ ,  $H_2O$ ,  $H_2S$ ,  $NH_3$ ,  $CH_4$ ,  $PCl_3$ ,  $PCl_5$ ...

3. Вещества, образованные элементами, электроотрицательность которых сильно отличается:

$NaCl$ ,  $K_2S$ ,  $BaCl_2$ ,  $CaF_2$ ,  $Li_2O$ ,  $MgO$  ...

По распределению электронов между элементами, образующими химическое соединение, различают следующие типы их связывания:

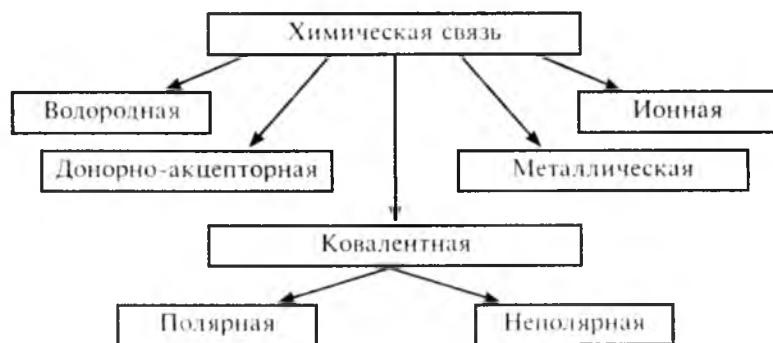


Таблица 35

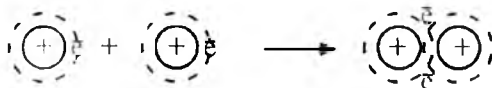
| № | Тип связи              | Как образуется данный тип связи                | Пример                                                                                                                                                                                               | Степень связывания |
|---|------------------------|------------------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------|
| 1 | Ковалентная неполярная | Между элементами с одинаковыми ОЭ              | $H_2$ , $O_2$ , $N_2$ , $Cl_2$ , $F_2$ , $Br_2$ , $I_2$ , $NCl_3$ , пероксиды ( $H_2O_2$ ), $O_3$ , $P_4$ , $CS_2$ ,                                                                                 | Сильная            |
| 2 | Ковалентная полярная   | Между неметаллами с разными ЭО                 | $HCl$ , $HBr$ , $HJ$ , $H_2O$ , $NH_3$ , $HF$ , $SO_2$ , $SF_6$ , $SO_3$ , $CO$ , оксиды азота $NH_3$ , $N_2H_4$ , кислоты, $P_2O_3$ , $P_2O_5$ , $PH_3$ , $PCl_3$ , $PCl_5$ , $SiCl_4$ , $SiCl_2$ , | Сильная            |
| 3 | Ионная                 | Между металлом и неметаллом (в солях, оксидах) | $KCl$ , $NaJ$ , $Li_2S$ , $CsF$ , $BaCl_2$ ,                                                                                                                                                         | Сильная            |
| 4 | Металлическая          | Только между металлами                         | Все Me ( $Fe$ , $Cu$ , $Al$ ...)                                                                                                                                                                     | Сильная            |

|   |                                         |                   |                                                                                                                                                                                                                                                                                                   |                                   |
|---|-----------------------------------------|-------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-----------------------------------|
| 5 | Водородная                              | Внутримолекулярно | Вода, спирты, диолы, триолы, О-нитрофенол, пирокатехин, ДНК, РНК, салициловая кислота, аминокислоты, глюкоза, белки...                                                                                                                                                                            |                                   |
|   |                                         | Межмолекулярно    | Вода, спирты, ДНК, аминокислоты, органические (карбоновые) кислоты, глюкоза, жидкие $\text{HBr}$ , $\text{H}_2\text{S}$ , $\text{HF}$ , $\text{NH}_3$ , $\text{HCl}$                                                                                                                              | В 10 раз слабее ковалентной связи |
| 6 | Донорно-акцепторная или координационная |                   | Комплексные соли, соединения аммония ( $\text{NH}_4^+$ ), $\text{NH}_4\text{Cl}$ , $\text{PH}_4\text{Cl}$ , $\text{H}_3\text{O}^+$ , $\text{CO}$ , $\text{N}_2\text{O}_5$ , $\text{HNO}_3$ , ДНК, РНК, кристаллогидраты, $\text{N}_2\text{H}_5\text{Cl}$ , $\text{N}_2\text{O}$ , $[\text{CF}_6]$ | Сильная                           |

### Ковалентная неполярная связь

Ковалентная неполярная связь образуется между атомами элементов, электроотрицательность которых не отличается либо отличается крайне незначительно.

К примеру, рассмотрим образования молекулы водорода  $\text{H}_2$  за счёт соединения двух его атомов:



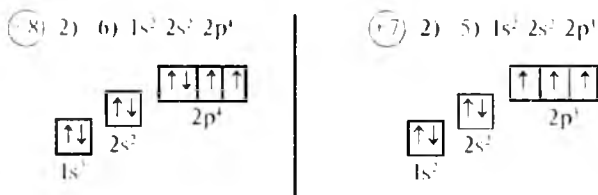
Это можно записать проще следующим образом:



Атомы соединены за счёт поделённой между ними пары электронов. Таким образом, каждый из атомов в молекуле водорода имеет завершённую электронную конфигурацию.

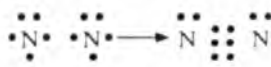
Связь между атомами, реализуемая за счёт одной или нескольких поделённых электронных пар, называется ковалентной.

Связь между атомами в таких простых веществах, как кислород ( $\text{O}_2$ ) и азот ( $\text{N}_2$ ), можно изобразить следующим образом:





У атома кислорода есть  
2 неспаренных электрона.



У атома азота имеется  
3 неспаренных электрона.

Обобществлённые электронные пары между атомами можно обозначать чёрточками.  $\text{O} = \text{O}$ ,  $\text{N} \equiv \text{N}$

| Вещество | Молекулярная формула | Электронная формула    | Структурная формула        |
|----------|----------------------|------------------------|----------------------------|
| Водород  | $\text{H}_2$         | $\text{H} : \text{H}$  | $\text{H} - \text{H}$      |
| Кислород | $\text{O}_2$         | $\text{O} :: \text{O}$ | $\text{O} = \text{O}$      |
| Азот     | $\text{N}_2$         | $\text{N} :: \text{N}$ | $\text{N} \equiv \text{N}$ |

Электронные пары, принимающие участие в образовании связи, указывают также на валентность элементов.

$\text{H} : \text{H}$  — одновалентные атомы

$\text{O} :: \text{O}$  — двухвалентные атомы

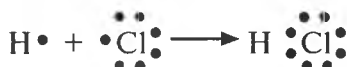
$\text{N} :: \text{N}$  — трёхвалентные атомы.

Рассмотренные выше связи в  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$  и  $\text{N}_2$  — связи между атомами с одинаковой электроотрицательностью. В этом случае электронные пары равноудалены от ядер двух атомов, т.е. расположены симметрично. Образованные в результате молекулы являются неполярными.

**Химическая связь, возникающая между атомами с одинаковой электроотрицательностью, за счёт образования общих электронных пар, называется ковалентной неполярной связью.**

Ковалентная полярная связь возникает между атомами, электроотрицательности которых немного отличаются друг от друга; при этом обобществлённая электронная пара немного смещена в сторону более электроотрицательного атома.

Например, рассмотрим образование молекулы хлороводорода —  $\text{HCl}$ .



В этом случае обобществлённая электронная пара смещена в сторону более электроотрицательного атома хлора: в результате атом хлора имеет частичный отрицательный заряд, а атом водорода — частичный положительный.

Химическая связь, возникающая между атомами с немного различной электроотрицательностью, называется ковалентной полярной связью.

### Вопросы и задания

1. Какие существуют основные типы химической связи?

2. Какая связь называется ковалентной?
3. Объясните на примерах образование ковалентной неполярной связи.
4. Объясните разницу между ковалентной полярной и неполярной связью.
5. Напишите электронные и структурные формулы следующих соединений:  $Cl_2$ ,  $HF$ ,  $H_2S$ ,  $PH_3$ .
6. Объясните причины одноатомности молекул инертных газов.

## § 73. ДОНОРНО-АКЦЕПТОРНАЯ СВЯЗЬ

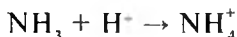
**При образовании каких соединений молекула аммиака является донором?**

У атомов, входящих в состав некоторых соединений, могут быть неподелённые электронные пары.

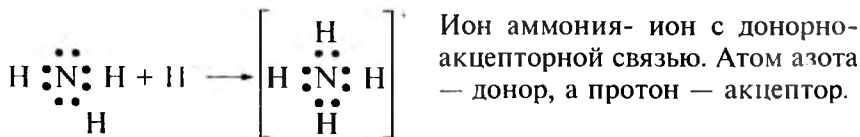
Например, в молекуле воды —  $H_2O$   $\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ H : \ddot{O} : \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \end{array}$  имеются 2, а в молекуле аммиака —  $NH_3$   $\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ H : \ddot{N} : \\ \cdot\cdot \\ H \end{array}$  — 1 неподелённая электронная пара.

У некоторых атомов и ионов или атомов, входящих в состав молекул, могут быть свободные орбитали.

Между атомами с неподелёнными электронными парами и атомами с вакантными орбиталями может возникнуть химическая связь. Эта связь, как и ковалентная, возникает за счёт обобществления электронной пары. При этом данная пара электронов относится к одному атому, называемому донором, второй же атом — акцептор — принимает её.



У атома азота в молекуле аммиака имеется неподелённая электронная пара, а у протона — свободная орбиталь:

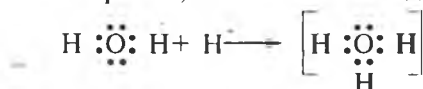


- ♦ Связь, возникающая между одним атомом с неподелённой электронной парой и другим атомом с вакантной орбиталью, называется донорно-акцепторной связью.

У атома кислорода в молекуле воды имеются неподелённые электронные пары:



Атом кислорода молекулы воды за счёт этой электронной пары может присоединить протон, имеющий свободную орбиталь.



(У протона —  $\text{H}^+$  1s-орбиталь свободна, т.е. не имеет электронов.) Атом кислорода в молекуле воды — донор, а ион водорода (протон) — акцептор.

### Вопросы и задания

1. Какая связь называется донорно-акцепторной?
2. Укажите сходства и различия между донорно-акцепторной и ковалентной связью.
3. Приведите примеры атомов, имеющих свободные орбитали на внешнем энергетическом уровне.
4. Сколько неподелённых пар электронов имеется у атома хлора в молекуле хлороводорода?

## § 74. ИОННАЯ СВЯЗЬ

*Может ли быть схожим электронное строение атома аргона и ионов калия и хлора? Если да, то почему их свойства отличаются?*

Вы уже знакомы с соединениями, образованными элементами с сильно различающейся электроотрицательностью ( $\text{NaCl}$ ,  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{SiF}_4$ ,  $\text{CaO}$  и т.д.). Какой тип химической связи реализуется в таких соединениях?

Чтобы ответить на этот вопрос, для начала давайте представим строение атомов этих элементов.

Таблица 36

Электронное строение атомов Cl, Ag и K

| Элемент | Символ | Заряд ядра | Число электронов на энергетических уровнях (n) |   |   |   |
|---------|--------|------------|------------------------------------------------|---|---|---|
|         |        |            | 1                                              | 2 | 3 | 4 |
| Хлор    | Cl     | +17        | 2                                              | 8 | 7 | — |
| Аргон   | Ar     | +18        | 2                                              | 8 | 8 | — |
| Калий   | K      | +19        | 2                                              | 8 | 8 | 1 |

Из данных, приведённых в таблице 36 видно, что у атома хлора на внешнем слое имеется 7 электронов, у аргона — 8, а у калия — 1. Атому хлора не хватает 1 электрона для завершения энергетического слоя. У калия же 1 электрон лишний.

При столкновении атомов хлора и калия, электрон калия перейдёт к атому хлора, в результате чего валентный слой хлора будет

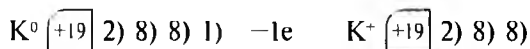
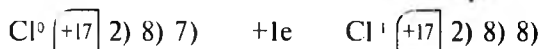
завершён, а калий будет иметь свободную 4s-орбиталь и 8 электронов на 3-м энергетическом уровне.

Таблица 37

**Электронные конфигурации атома аргона и ионов калия и хлора**

| Элемент   | Символ          | Заряд ядра | Число электронов на энергетических уровнях (n) |   |   |   |
|-----------|-----------------|------------|------------------------------------------------|---|---|---|
|           |                 |            | 1                                              | 2 | 3 | 4 |
| Ион хлора | Cl <sup>-</sup> | +17        | 2                                              | 8 | 8 | — |
| Аргон     | Ar              | +18        | 2                                              | 8 | 8 | — |
| Ион калия | K <sup>+</sup>  | +19        | 2                                              | 8 | 8 | — |

Атом хлора присоединяет 1 электрон на свой внешний уровень, образуя отрицательно заряженный ион хлора. Калий, отдавая 1 электрон, превращается в положительно заряженный ион калия.



Металлы, отдавая свои валентные электроны, легко превращаются в положительно заряженные ионы. Неметаллы же наоборот, легко присоединяя электроны, образуют отрицательно заряженные ионы.

- ♦ Ионы — заряженные атомы.
- ♦ Атомы, теряя или присоединяя электроны, превращаются в ионы.
- ♦ Число присоединённых или потерянных атомом электронов определяет численное значение заряда иона.
- ♦ Противоположно заряженные ионы притягиваются.
- ♦ Химическая связь, образованная между ионами, называется *ионной*.
- ♦ Соединения, в которых реализуется ионная связь, называются *ионными*.

К ионным соединениям относятся соединения металлов с кислородом, галогенами, серой.

Например, NaCl, KBr, CaJ<sub>2</sub>, Li<sub>2</sub>O, Na<sub>2</sub>S и т.п.

Связь между ионами металла и кислотным остатком в солях, между ионами металла и гидроксогруппами в основаниях также относится к ионному типу.

Таким образом, валентные электроны элементов имеют огромное значение в образовании химической связи, при которой может происходить либо обобществление электронов атомов, либо полный переход к одному из них.

В связи с этим различают вещества с ковалентной неполярной, ковалентной полярной, донорно-акцепторной и ионной связью.

|                 |                                    |            |                                        |                                                                            |
|-----------------|------------------------------------|------------|----------------------------------------|----------------------------------------------------------------------------|
| $\text{Cl}_2$   | $\text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:}$ | $\text{:}$ | $\text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:}$     | Ковалентная неполярная связь<br>Соединение с ковалентной неполярной связью |
| $\text{HCl}$    | $\text{H}^+$                       | $\text{:}$ | $\text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:}$     | Ковалентная полярная связь<br>Соединение с ковалентной полярной связью     |
| $\text{NH}_4^+$ | $\text{NH}_3, \text{H}^+$          |            | $[\text{NH}_4]^+$                      | Донорно-акцепторная связь<br>Соединение с донорно-акцепторной связью       |
| $\text{NaCl}$   | $\text{Na}^+$                      |            | $[\text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:}]^-$ | Ионная связь<br>Соединение с ионной связью                                 |

### Вопросы и задания

1. Какая химическая связь называется ионной?
2. В чём сходство и отличия между основными типами химической связи.
3. Напишите электронные конфигурации ионов  $\text{Mg}^{2+}$  и  $\text{F}^-$ . Сравните их с электронной конфигурацией атома неона.

## § 75. КРИСТАЛЛИЧЕСКИЕ РЕШЁТКИ

*Связаны ли физические свойства твёрдых веществ с природой связи между составляющими их частицами?*

Вы знаете о существовании веществ в 3 агрегатных состояниях. В сравнении с жидкостями и газами частицы (атомы, молекулы, ионы), составляющие твёрдые вещества, расположены очень близко друг к другу, и притяжение между ними очень сильно.

Твёрдые вещества могут быть 2 видов.

Аморфные: к ним относятся стекло, воск, различные смолы, почва, крахмал, некоторые синтетические полимеры. Частицы, составляющие такие вещества, расположены беспорядочно.



Частицы, составляющие кристаллические вещества, строго упорядочены, расстояние между ними имеет определённую величину. В кристаллических веществах высокой чистоты составляющие их частицы соединяются в определённом порядке, образуя кристаллические решётки.

Исходя из природы частиц, расположенных в узлах кристаллической решётки, различают следующие их типы:

Таблица 38

Типы кристаллических решёток

| Тип кристаллической решётки | Температура плавления          | Электропроводность                                      | Свойства веществ                                                                        | Примеры                                                                                                                                                                                                                                           |
|-----------------------------|--------------------------------|---------------------------------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Молекулярная                | Низкая                         | Диэлектрики (не проводят ток)                           | Плохо растворимы в воде, хорошо растворимы в органических растворителях, легко плавятся | $H_2$ , $Cl_2$ , $CO_2$ (сухой лёд), $C_6H_6$ , крахмал, почти все органические вещества, спирты, $NH_3$ , $J_2$ , $H_2O$ , лёд, $O_3$ , $O_2$ , $F_2$ , инертные газы, белый $P_4$ , $S$ , все газы, мочевины ( $CO(NH_2)_2$ ), $N_2$ , галогены |
| Атомная                     | Очень высокая                  | Диэлектрики или полупроводники                          | Очень прочные, высокая температура плавления, не растворяются в воде                    | Алмаз, кремний, $B$ , $SiO_2$ , $SiC$ , $B_4C_3$ , $Si$ , $Ge$ , графит, карбин, $P$ (красный), $P$ (чёрный), $TiO$ , $TiO_2$ ,                                                                                                                   |
| Ионная                      | Высокая                        | Расплавы или водные растворы проводят электрический ток | Солеобразные, хорошо растворимы в воде, сильные электролиты, твёрдые вещества           | $NaCl$ , $KOH$ , $CaO$ , $K_2O$ , Соли, оксиды, основания (щелочи)                                                                                                                                                                                |
| Металлическая               | Изменяется в широком диапазоне | Хорошо проводят электрический ток                       | Физические свойства, характерные для металлов                                           | Металлы и сплавы                                                                                                                                                                                                                                  |

**Ионные кристаллические решётки.** В узлах таких кристаллических решёток расположены ионы

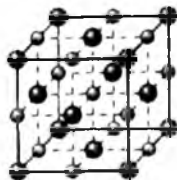


Рис. 54. Строение кристаллической решётки поваренной соли.



К твёрдым веществам с ионной кристаллической решёткой относятся соли, оксиды, основания. Вещества такого типа твёрдые, высокоплавкие, способные растворяться в полярных растворителях: их растворы и расплавы проводят электрический ток.

Обратите внимание на структуру кристаллической решётки поваренной соли. В узлах кристаллической решётки ионы натрия и хлора строго упорядочены. Каждый ион соединён с противоположно заряженными ионами по 6 направлениям под углом  $90^\circ$ .

Если Вы заметили, в структуре кристаллической решётки поваренной соли мельчайшей частицей вещества является не молекулы  $\text{NaCl}$ , а ионы  $\text{Na}^+$  и  $\text{Cl}^-$ . Следовательно, при растворении этой соли в воде она распадается на ионы.

**Атомные кристаллические решётки.** В узлах атомных кристаллических решёток расположены атомы. Связь между атомами является ковалентной.

Кристаллические решётки графита и алмаза атомные.



Рис. 55. Кристаллическая решётка алмаза.



Рис. 56. Атомная кристаллическая решётка оксида кремния (IV).

К веществам с атомной кристаллической решёткой относятся бор, магний, оксид и карбиды кремния.

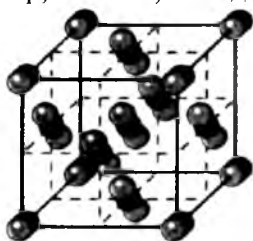


Рис. 57. Кристаллическая решётка  $\text{CO}_2$ .

**Молекулярные кристаллические решётки.** В узлах молекулярных кристаллических решёток расположены молекулы. Кристаллические решётки такого типа имеются у соединений с ковалентной полярной и неполярной связью. В силу того, что межмолекулярные взаимодействия в таких веществах гораздо слабее межатомных сил в молекуле, при их растворении или сжижении они продолжают существовать в форме молекул.

К таким веществам относятся, например, лёд, йод, «сухой лёд» —  $\text{CO}_2$ , газы, перешедшие в твёрдое состояние ( $\text{N}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{O}_3$ ,  $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ , галогеноводороды, инертные газы), белый фосфор, сера и почти все органические соединения.

**Металлические кристаллические решётки.** В узлах металлических кристаллических решёток находятся положительно заряженные ионы металлов, вокруг которых беспорядочно движутся электроны.



Рис. 58. Кристаллическая решётка железа

Такой тип кристаллической решётки характерен для металлов.

Температура плавления вещества зависит от структуры кристаллической решётки.

Температура плавления графита (атомная кристаллическая решётка) —  $t_{\text{пл}} = 3740^\circ\text{C}$ , фторида натрия (ионная кристаллическая решётка) —  $t_{\text{пл}} = 995^\circ\text{C}$ , фтороводорода (молекулярная кристаллическая решётка) —  $t_{\text{пл}} = -83^\circ\text{C}$ , фтора (молекулярная кристаллическая решётка) —  $t_{\text{пл}} = -220^\circ\text{C}$ .

### Вопросы и задания

1. Какие типы твёрдых веществ Вы знаете?
2. Чем отличаются физические свойства веществ с ионной кристаллической решёткой от свойств веществ с другим типом кристаллической решётки?
3. Какие частицы расположены в узлах кристаллической решётки льда?
4. Смастерите модель кристаллической решётки поваренной соли, используя жёлтый и зелёный пластилин, а также спички.

## § 76. СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ ЭЛЕМЕНТОВ

*Как изменяются степени окисления элементов при получении меди восстановлением оксида меди (II) водородом?*

В соединениях с ковалентной полярной и ионной связью электроны связи оттянуты в сторону более электроотрицательного атома или полностью переходят к нему. Эти атомы условно можно назвать «отдавшими электроны» или «принявшими электроны».

Число электронов, отданных или принятых атомом, называют его *степенью окисления* (условным зарядом). Так, например, если:

Атом отдаёт 1 электрон, то его степень окисления — +1, а если принимает — -1,

Атом отдаёт 2 электрона — +2, принимает — -2,

Атом отдаёт 3 электрона — +3, принимает — -3.

**Примечание:** При обозначении заряда иона сначала указывается его численное значение, а затем знак «+» или «-». Например:  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ .

В случае со степенью окисления всё наоборот. Например,  $\text{Na}^{+1}$ ,  $\text{Al}^{+3}$ ,  $\text{S}^{-2}$  и т.д.

В молекулах простых веществ (с неполярной ковалентной связью) степень окисления элемента равна 0, потому что общая электронная пара не смещена в сторону какого-либо из атомов.

Например:  $\text{H}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{I}_2$ ,  $\text{F}_2$ ,  $\text{O}_2$

Чтобы определить степень окисления элемента в соединении, выполним следующее.

Определим степени окисления элементов в сульфиде алюминия.

1) Обычно символ элемента, отдающего электроны (электроположительный элемент), пишется сначала, а за ним следует элемент, принимающий электроны (электроотрицательный элемент).  $\text{Al}_2\text{S}_3$ . Таким образом, алюминий отдаёт электроны, а сера принимает.

2) У алюминия имеются 3 валентных электрона, а у серы — 6. Сера более электроотрицательна, чем алюминий. Ей не хватает 2 электронов для завершения внешнего слоя, поэтому она имеет степень окисления  $-2$ . Алюминий же, отдав 3 электрона на внешнем энергетическом уровне, образует степень окисления  $+3$ . 2 атома алюминия отдают 6 электронов (каждый по 3), по 2 из которых приходится на каждый из 3 атомов серы:  $\text{Al}^{+3}_2\text{S}^{-2}_3$

Суммарная степень окисления всех атомов в соединении равна 0:

$$\text{Al}^{+3}_2\text{O}^{-2}_3; 2(+3) + 3(-2) = 0$$

Допустим, необходимо определить степень окисления фосфора в ортофосфорной кислоте  $\text{H}_3\text{PO}_4$ . Для этого выполним следующие действия:

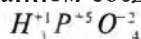
1) В ортофосфорной кислоте самый электроотрицательный элемент — кислород.

Кислород, принимая 2 электрона, образует степень окисления  $-2$ . Водород имеет степень окисления  $+1$ .

2) Знаем, что суммарная степень окисления всех элементов в ортофосфорной кислоте  $\text{H}^{+1}_3\text{P}^x\text{O}^{-2}_4$  равна 0.

$$3(+1) + x + 4(-2) = 0; \quad 3 + x - 8 = 0; \quad x = +8 - 3 = +5$$

Решив это уравнение, находим, что степень окисления фосфора в данном соединении равна  $+5$ .



При определении степеней окисления химических элементов помните, что:

- ◆ Степень окисления элементов в простых веществах равна 0. ( $\text{N}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{O}_3$ ,  $\text{P}$ ,  $\text{S}$ ,  $\text{C}$ ,  $\text{Na}$ ,  $\text{Mg}$ ,  $\text{Al}$ ,  $\text{Fe}$  ...)
- ◆ Атомы металла всегда имеют положительную степень окисления.
- ◆ Из неметаллов фтор всегда имеет степень окисления  $-1$ . Остальные неметаллы могут иметь как положительную, так и отрицательную степень окисления.

Например, водород в гидридах, образованных с металлами, имеет степень окисления  $-1$ , а в остальных соединениях  $+1$ . Кис-

лород только в соединении со фтором имеет степень окисления +2, в большинстве остальных его соединений его степень окисления -2. Лишь в пероксидах его степень окисления равна -1.

Например,  $\text{H}_2\text{O}_2$                        $\text{H}^{+1} - \text{O}^{-1} - \text{O}^{-1} - \text{H}^{+1}$

♦ Высшая степень окисления элементов главных и побочных подгрупп численно равна номеру их группы.  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Mg}^{+2}$ ,  $\text{Al}^{+3}$ ,  $\text{Si}^{+4}$ ,  $\text{P}^{+5}$ ,  $\text{S}^{+6}$ ,  $\text{Cl}^{+7}$ .

♦ Например, марганец —  $\text{Mn}$ .  $\overset{1}{(+25)} \overset{2}{2} \overset{3}{8} \overset{4}{8+5} \overset{5}{2}$  Высшая степень окисления марганца - +7, потому что он расположен в VII группе.

♦ Низшая степень окисления элемента определяется вычитанием из числа его валентных электронов числа 8.

Например, сера — элемент VI группы, т.е. имеет 6 валентных электронов. Следовательно, низшая степень окисления серы равна:  $6-8=-2$

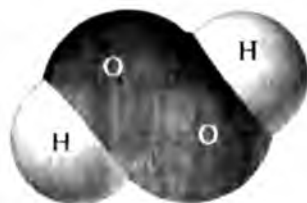


Рис. 59. Молекула пероксида водорода.

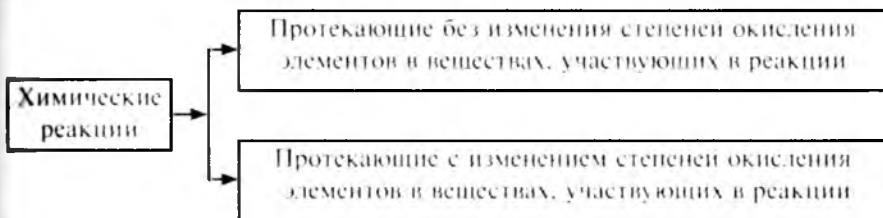
### Вопросы и задания

1. Что Вы понимаете под степенью окисления элемента?
2. Как определяется степень окисления элемента?
3. Определите степени окисления элементов в следующих соединениях:  $\text{BeCl}_2$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{XeO}_4$ ,  $\text{ClF}_3$ ,  $\text{HMnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ .

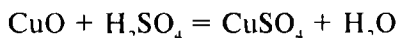
## § 77. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

**Как Вы объясните восстановление атомов хлора при образовании поваренной соли из элементов?**

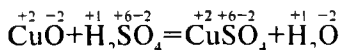
В зависимости от того, происходит ли изменение степеней окисления элементов в химической реакции или нет, различают 2 типа реакций.



1. Рассмотрим взаимодействие оксида меди (II) с серной кислотой.

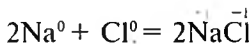


Степени окисления соответствующих элементов в составе реагирующих веществ и продуктов реакции не изменяются (одинаковы):

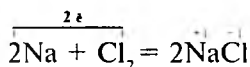


Такие реакции не относятся к окислительно-восстановительным.

2. Рассмотрим реакцию натрия с хлором:

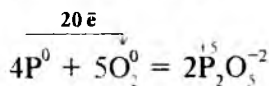
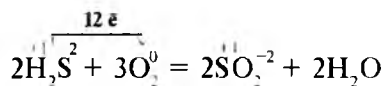
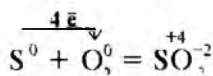
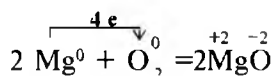


При этой реакции атомы натрия отдают свои валентные электроны атомам хлора:

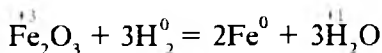
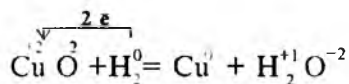


В результате этого взаимодействия натрий теряет один электрон, образуя степень окисления +1, а хлор, принимая 1 электрон, приобретает степень окисления -1.

При изучении химических свойств кислорода Вы узнали, что кислород — окислитель. Если рассматривать это с точки зрения электронного строения атома, то кислород, взаимодействуя с металлами, неметаллами и сложными веществами для завершения своего валентного слоя принимает 2 электрона, приобретая степень окисления -2:



При изучении химических свойств водорода Вы узнали, что водород вступает во взаимодействие следующего типа:



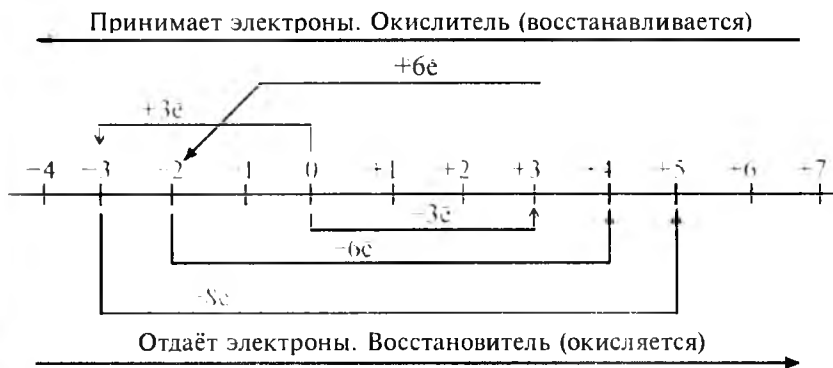
Металлы с положительной степенью окисления забирают электроны у атомов водорода, становятся электронейтральными (степень окисления 0): водород при этом приобретает степень окисления +1.

- ♦ Реакции, протекающие с изменением степеней окисления элементов, называются *окислительно-восстановительными* реакциями.
- ♦ В окислительно-восстановительных реакциях атом или ион, присоединяющий электрон, называется окислителем, а частица, отдающая электрон — восстановителем.
- ♦ Окислитель, принимая электроны, восстанавливается.
- ♦ Восстановитель, отдавая электроны, окисляется.

В химических реакциях металлы обычно отдают электроны. Следовательно, металлы — типичные восстановители. Неметаллы (кроме фтора) в химических реакциях могут быть и окислителями, и восстановителями.

В химических процессах степень окисления элемента изменяется в зависимости от числа принятых или отданных электронов.

### Изменение степеней окисления элементов



Если степень окисления элемента изменяется от  $-3$  до  $+5$ , то:

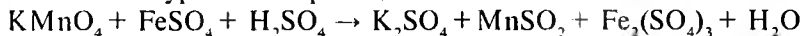
1. Элемент отдаёт 8 электронов; 2. Является восстановителем; 3. Окисляется.

Если степень окисления элемента изменяется от  $+4$  до  $-2$ , то:

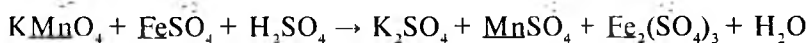
1. Принимает 6 электронов; 2. Является окислителем; 3. Восстанавливается.

**Пример 1.** Подберите коэффициенты для уравнения реакции перманганата калия с сульфатом железа (II) в кислой среде.

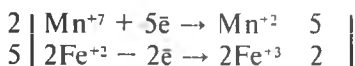
1. Запишем уравнения реакции.



2. Подчеркнём элементы, степени окисления которых изменяются.



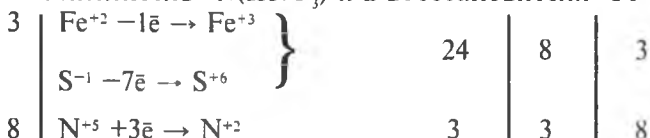
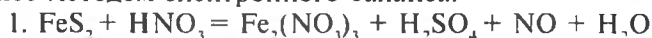
3. Составим схемы перехода электронов для окислителя  $\text{Mn}^{+7}$  ( $\text{KMnO}_4$ ) и восстановителя  $\text{Fe}^{+2}$  ( $\text{FeSO}_4$ ).



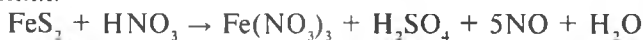
4. Поставим перед веществом-окислителем коэффициент 2, а перед восстановленным веществом- коэффициент 5, уравнивая остальное методом подбора.



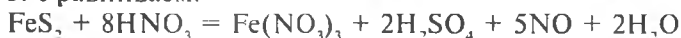
**Пример 2.** Продолжите уранение реакции  $\text{FeS}_2 + \text{HNO}_3$  и уравнийте методом электронного баланса.



4. Поставим коэффициенты, основываясь на полученных значениях:



5. Уравниваем:



Окислительно-восстановительные реакции можно разделить на 4 вида.

Таблица 39

Окислительно-восстановительные реакции

| № | Виды                         | Примеры                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                             |
|---|------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| 1 | Межатомные и межмолекулярные | $\text{S} + \text{Na} \rightarrow \text{Na}_2\text{S}$<br>$3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$<br>$\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$<br>$\text{P}_2\text{S}_5 + 62\text{HNO}_3 \rightarrow 4\text{H}_3\text{PO}_4 + 7\text{H}_2\text{SO}_4 + 62\text{NO}_2\uparrow + 18\text{H}_2\text{O}$<br>$5\text{KClO}_3 + 6\text{P} \rightarrow 5\text{KCl} + 3\text{P}_2\text{O}_5$ |
| 2 | Внутримолекулярные           | $2\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$<br>$2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2\uparrow$                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                   |
| 3 | Диспропорционирования        | $2\text{Na}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Na}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow$<br>$\text{Cl}_2 + 2\text{KOH} = \text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$<br>$3\text{K}_2\text{MnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{KMnO}_4 + \text{MnO}_2 + 4\text{KOH}$<br>$3\text{HNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + 2\text{NO}\uparrow + \text{H}_2\text{O}$<br>$\text{HClO} \rightarrow \text{HCl}\uparrow + \text{HClO}_2$                                                                                      |
| 4 | Синпропорции                 | $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$<br>$\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$<br>$2\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \rightarrow 3\text{S}\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$                                                                                                                                                                                                                                                         |

### Вопросы и задания

1. Обратите внимание на следующие уравнения реакции. Обоснуйте, какая из реакций является окислительно-восстановительной.  
1)  $KCl + AgNO_3 = KNO_3 + AgCl$  2)  $FeO + CO = Fe + CO_2$
2. Какие реакции называются окислительно-восстановительными?
3. В какой из реакций водород — окислитель, а в какой — восстановитель?  
 $2Li + H_2 = 2LiH$ ;  $HgO + H_2 = Hg + H_2O$
4. Сколько электронов отдаёт сера при переходе степени окисления от  $-2$  до  $+4$  ( $S^{-2} \rightarrow S^{+4}$ )? Является ли в этом случае сера окислителем или восстановителем?
5. Завершите, при необходимости, следующие молекулярные уравнения реакций. Определите вещества-окислители и восстановители.  
1)  $Al + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2$   
2)  $I_2 + HNO_3 \rightarrow HIO_3 + NO$   
3)  $CaH_2 + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$   
4)  $FeS_2 + HNO_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3 + NO + H_2SO_4 + H_2O$   
5)  $(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow N_2 + Cr_2O_3 + H_2O$   
6)  $H_2S + H_2O_2 \rightarrow H_2SO_4 + H_2O$   
7)  $KMnO_4 + HNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + HNO_3 + K_2SO_4$   
8)  $Cu + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + SO_2 + H_2O$   
9)  $Zn + HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + H_2O$   
10)  $K_2Cr_2O_7 + CrCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + KCl + HCl + H_2O$   
11)  $HNO_3 + As_2S_3 \rightarrow H_3AsO_4 + H_2SO_4 + NO + H_2O$

## § 78. СОСТАВЛЕНИЕ УРАВНЕНИЙ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ

*На что нужно обратить внимание при составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций и подборе коэффициентов для уравнивания?*

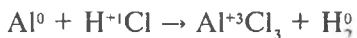
Число электронов, отданных при химической реакции восстановителем, должно быть равно суммарному числу электронов, принятых окислителем.

Рассмотрим на конкретных примерах написание уравнений окислительно-восстановительных реакций, их уравнивание и определение окислителей и восстановителей.

**Пример 1.** При реакции металлического алюминия с соляной кислотой образуется соль — хлорид алюминия, и выделяется газ — водород. Зная, что данная реакция является окислительно-восстановительной, подберите коэффициенты для данного уравнения методом электронного баланса.

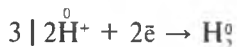
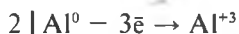
Подчеркнём символы элементов, меняющих свои степени окисления.



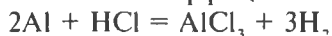


Степень окисления хлора до и после реакции не изменится.

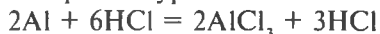
Запишем схемы, которые отражают присоединение электронов к окислителю и потерю электронов восстановителем:



Число электронов, принятых окислителем, соответствует коэффициенту перед восстановителем, число электронов, отданных восстановителем — коэффициентом перед восстановленным веществом:

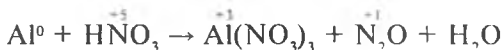


Завершаем уравнивание обычным подбором коэффициентов:

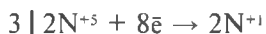
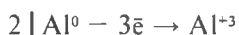


**Пример 2.** При взаимодействии алюминия с разбавленной азотной кислотой образуются нитрат алюминия, оксид азота (I) и вода. Уравняйте данную реакцию методом электронного баланса:

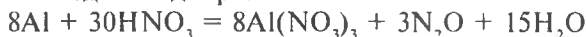
**Решение.** Напишем уравнение реакции и определим элементы, степени окисления которых изменились.



В этой реакции алюминий теряет 3 электрона, приобретая степень окисления +3, а азот изменяет свою исходную степень окисления +5 на +1. Для этого каждый из 2 атомов азота принимает по 4 электрона (всего 8 электронов).

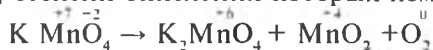


Поставив в уравнение коэффициенты 3 и 8, продолжим уравнивать методом подбора:



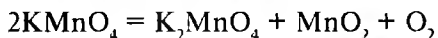
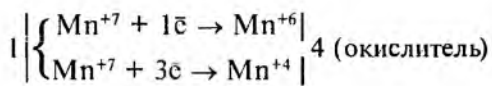
**Пример 3.** При нагревании перманганата калия образуется манганат калия, оксид марганца (IV), и выделяется кислород. Напишите уравнение этой реакции и уравняйте. Определите сумму всех коэффициентов.

**Решение.** 1) Напишем уравнение реакции и определим элементы, степени окисления которых изменились.



В данной реакции марганец изменил степень окисления +7 (в составе перманганата калия) на +6 (в составе манганата калия) и на +4 (в составе оксида марганца (IV)), проявив себя в обоих случаях, как окислитель. А кислород изменил степень окисления -2 (в сос-

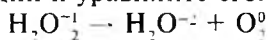
таве перманганата калия) на 0 (в составе молекулярного кислорода), проявив свои восстановительные свойства.



**Ответ:** Сумма коэффициентов равна 5.

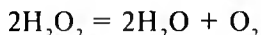
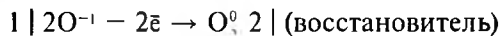
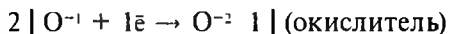
Если окислителем и восстановителем является одно и то же вещество, то обмен электронами происходит между частицами этого вещества. Такие окислительно-восстановительные реакции называются *внутримолекулярными*.

**Пример 4.** Пероксид водорода разлагается в присутствии катализатора ( $\text{MnO}_2$ ), образуя воду и кислород. Составьте уравнение реакции и уравняйте его.



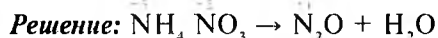
Степень окисления атомов кислорода в пероксиде водорода равна  $-1$ :  $[\text{H}-\text{O}^{-1} - \text{O}^{-1}-\text{H}]$

Часть атомов кислорода со степенью окисления  $-1$  приобретают степень окисления  $-2$ , а другая часть  $0$ .

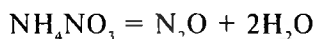
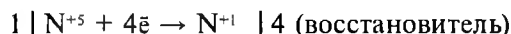
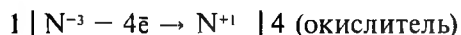


Окислительно-восстановительные реакции, при которых часть атомов одной молекулы, имеющих промежуточную степень окисления, приобретает более низкую, а другая их часть — более высокую степень окисления, называются *реакциями диспропорционирования*.

**Пример 5.** При нагревании нитрата аммония образуются оксид азота (I) и вода. Напишите уравнение данной реакции и уравняйте его.



В этой молекуле один и тот же элемент имеет разные степени окисления: тот, что с низшей степенью окисления, отдаёт электроны тому, что с высшей.



Такой тип окислительно-восстановительных реакций называется *реакциями синпропорции*.

## Решение типовых задач

**Пример 1.** Зная, что сумма степеней окисления всех элементов в составе любого вещества равна 0, определите степень окисления марганца и хрома в  $\text{KMnO}_4$  и  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ .

**Решение.** Сумма степеней окисления всех элементов в составе любого вещества равна 0.

Степень окисления калия — +1.

Степень окисления кислорода в этом соединении — -2.

Степени окисления хрома и марганца необходимо определить.

$$\text{Для } \text{KMnO}_4 \quad +1 + x + (-2) \cdot 4 = 0$$

$$+1 + x - 8 = 0$$

$$x = +8 - 1 = +7$$

Значит, степень окисления Mn в  $\text{KMnO}_4$  равна +7.

$$\text{Для } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \quad +2 + 2x + (-2) \cdot 7 = 0$$

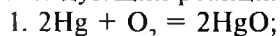
$$+2 + 2x - 14 = 0$$

$$2x = +14 - 2 = +12$$

$$x = +12 : 2 = +6$$

Значит, степень окисления Cr в  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  равна +6.

**Пример 2.** Какой элемент окисляется, а какой восстанавливается в следующих реакциях между простыми веществами?



**Решение.** Элемент, отдающий электроны, называется восстановителем, и он окисляется. Элемент, принимающий электроны, называется окислителем, и он восстанавливается.

1.  $2\text{Hg}^0 + \text{O}_2 = 2\text{HgO}^{+2-2}$ . В этой реакции кислород восстанавливается. Ртуть окисляется.

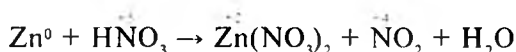
2.  $\text{N}_2^0 + 3\text{H}_2^0 = 2\text{NH}_3^{+1-3}$ . В этой реакции азот, принимая электроны, восстанавливается. Водород, отдавая электроны, окисляется.

3.  $\text{Ca}^0 + \text{Cl}_2^0 = \text{CaCl}_2^{+2-1}$ . В этой реакции кальций, отдавая электроны, окисляется. Хлор, принимая электроны, восстанавливается.

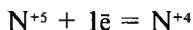
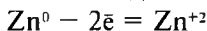
4.  $\text{Cl}_2^0 + \text{H}_2^0 = 2\text{HCl}^{+1-1}$ . В этой реакции хлор, принимая электрон, восстанавливается. Водород, отдавая электрон, окисляется.

**Пример 3.** Концентрированная азотная кислота является сильным окислителем и реагирует с цинком по следующему уравнению:  
 $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ . Уравняйте эту реакцию методом электронного баланса.

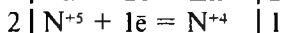
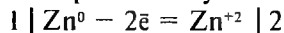
**Решение.** 1. Определим элементы, степени окисления которых изменяются.:



2. Определим, сколько электронов было потеряно, а сколько принято каждым атомом элемента.



3. Общее число электронов, потерянных восстановителем, должно быть равно числу электронов, принятых окислителем.



4. Начинаем расстановку коэффициентов. Поставим коэффициент 2 перед  $\text{NO}_2$ .



5. Продолжим уравнивание методом подбора.



### Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1. Напишите по 3 формулы веществ с ковалентной неполярной, ковалентной полярной и ионной связью. Приведите их молекулярные и электронные формулы.

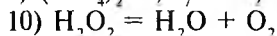
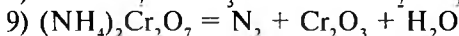
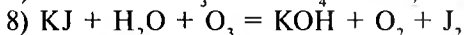
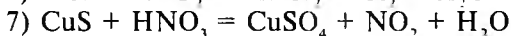
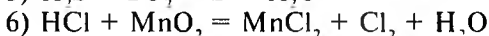
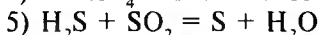
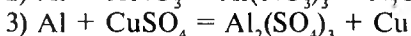
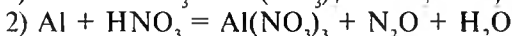
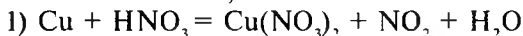
2. Связана ли электроотрицательность элемента с его положением в Периодической системе? Дайте обоснованный ответ.

3. Что Вы понимаете под степенью окисления элемента? Определите степени окисления элементов в следующих соединениях:  $\text{LiF}$ ;  $\text{NH}_3$ ;  $\text{O}_2$ ;  $\text{P}_2\text{O}_5$ ;  $\text{MgJ}_2$ ;  $\text{P}_4$ .

4. Определите степени окисления хрома в следующих соединениях:  $\text{CrO}$ ;  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ;  $\text{CrO}_3$ ;  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ .

5. Определите степени окисления водорода в следующих соединениях:  $\text{H}_2\text{S}$ ;  $\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{PH}_3$ ;  $\text{H}_2\text{O}_2$ ;  $\text{NaH}$ ;  $\text{CaH}_2$ .

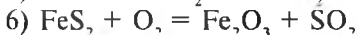
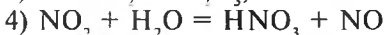
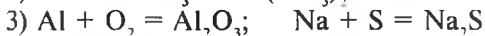
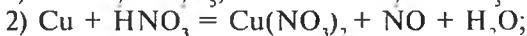
6. Уравняйте следующие окислительно-восстановительные реакции методом электронного баланса. Определите, какие вещества являются окислителями, а какие восстановителями.



8. При восстановлении оксида меди (II) водородом образовалось 0,1 моль меди. Рассчитайте массу, количество вещества израсходованного оксида меди (II) и объём затраченного водорода (н.у.).

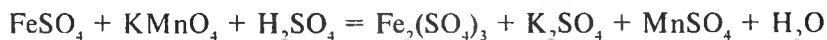
9. Для окисления железа было израсходовано 5,6 л кислорода (н.у.). Сколько г железной окалины образовалось в результате реакции? Определите количества вещества железа, затраченного при этом.

10. Расставьте коэффициенты в следующих уравнениях окислительно-восстановительных реакций:



11. При восстановлении оксида меди (II) водородом образовалось 0,25 моль меди. Напишите уравнение этой реакции, расставьте коэффициенты, определите окислитель и восстановитель. Какой объём водорода, измеренный при н.у., потребуется для этой реакции?

12. Сульфат железа (II) реагирует с перманганатом калия в кислой среде согласно следующему уравнению:



Расставьте коэффициенты в этом уравнении. Сколько г или моль окислителя необходимо для реакции с 1 моль  $FeSO_4$ ?

## ГЛАВА VIII ГАЛОГЕНЫ

### § 79. ПОЛОЖЕНИЕ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ И СТРОЕНИЕ АТОМОВ ГАЛОГЕНОВ

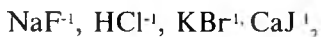
*Перечислите галогены, широко распространённые в земной коре.*

Элементы VII группы главной подгруппы Периодической системы химических элементов составляют семейство галогенов.

Слово «галоген» (от греч. хальс — соль и генез — рождающий) означает «солеобразующий»: этот термин ввёл в науку в 1811 году немецкий химик И. Швейгер.

Термин «галогены» сохранился, как общее название для фтора, хлора, брома, йода и астата.

На валентном слое у атомов галогенов имеется по 7 электронов, значит для завершения своего внешнего электронного слоя им не хватает 1 электрона. По этой причине в соединениях с водородом и металлами галогены имеют степень окисления —1.



Фтор будучи самым электроотрицательным элементом, в своих соединениях всегда проявляет степень окисления —1. Хлор, бром и йод в своих кислородосодержащих соединениях могут иметь степени окисления от +1 до +7.

#### Строение атомов галогенов

|                 |                                                                                                                   |
|-----------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| ${}^{+9}_F$     | $1s^2 2s^2 2p^5$ или $[\text{He}] 2s^2 2p^5$                                                                      |
| ${}^{+17}_{Cl}$ | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 3d^0$ или $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5 3d^0$                                                  |
| ${}^{+35}_{Br}$ | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5 4d^0$ или $[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5 4d^0$                        |
| ${}^{+53}_J$    | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5 5d^0 4d^0$ или $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^5 5d^0$ |

**Распространённость в природе.** Галогены — типичные неметаллы. В силу того, что они являются сильными окислителями, в природе они в свободном виде не встречаются, а встречаются в составе соединений.

## Распространённость галогенов в природе

| Химический элемент | Содержание в земной коре | Природные соединения                                                                                                                                                |
|--------------------|--------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Фтор               | 0,027%                   | Плавиковый шпат – $\text{CaF}_2$ , апатит, фосфорит                                                                                                                 |
| Хлор               | 0,045%                   | 1. Хлориды: $\text{KCl}$ , $\text{NaCl}$<br>2. Сильвинит: $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$<br>3. Карналит: $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ |
| Бром               | 0,00016%                 | 1. Бромиды: $\text{NaBr}$ , $\text{KBr}$ , $\text{MgBr}_2$                                                                                                          |
| Йод                | 0,00003%                 | 1. Иодиды: $\text{NaI}$ , $\text{KI}$                                                                                                                               |

**Получение.** Если Вы обратили внимание, то в соединениях, приведённых в таблице 40, галогены имеют степень окисления -1.

Значит, чтобы получить галогены в свободном виде из их природных соединений, нужно окислять галогенид-ионы.

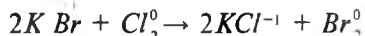
В общем виде это можно записать следующим образом:

1. Для получения фтора из фторид-ионов можно воспользоваться только электролизом.

2. Для получения хлора из хлоридов можно провести электролиз их растворов или подействовать на них сильным окислителем.



3. Для получения брома из бромидов можно провести электролиз их растворов или подействовать на них сильным окислителем. Так, бром получают при воздействии хлора на растворы бромидов, потому что хлор является более сильным окислителем, чем бром.



4. Для получения йода проводят электролиз растворов йодидов или воздействуют на них сильными окислителями (например, хлором или бромом).



**Физические свойства.** С некоторыми свойствами галогенов Вы познакомились при изучении темы «Семейства химических элементов».

С увеличением относительных атомных масс галогенов в изменении их физических свойств прослеживается определённая закономерность. Агрегатное состояние при обычных условиях переходит от газообразного (у фтора и хлора) к жидкому (у брома) и твёрдому (у йода), а цвет становится всё более насыщенным. Фтор – светло-зелёный газ, хлор – тяжёлый жёлто-зелёный газ, бром – тёмно-красная жидкость, а йод – серое кристаллическое вещество.

Растворимость галогенов в воде относительно низкая. Например в 1 объёме воды при обычных условиях растворяются 2,5 объёма хлора, растворимость йода равна 0,02 г на 100 г воды. В орга-

нических растворителях галогены растворяются хорошо (органические растворители — бензин, керосин, ацетон, различные спирты, бензол и т.п.).

Йод сублимируется: при нагревании его кристаллов образуются фиолетовые пары.

- **Переход твёрдых веществ в газообразное состояние, минуя жидкое и обратно, называется сублимацией.**

**Химические свойства.** От фтора к йоду (в ряду F, Cl, Br, J) радиус атомов галогенов увеличивается. Это приводит к тому, что валентные электроны фтора сильнее притягиваются его ядром, чем в случае с йодом.

В ряду  $F^0 \rightarrow Cl^0 \rightarrow Br^0 \rightarrow J^0$ :

- снижается окислительная способность;
- снижается химическая активность;
- возрастает восстанавливающая способность.

А в ряду  $F^- \rightarrow Cl^- \rightarrow Br^- \rightarrow J^-$  химическая активность возрастает. Валентный слой галогенид-ионов заполнен 8 электронами; они не в состоянии принимать электроны, но могут их отдавать, окисляясь при этом.

Фтор — самый активный галоген. Даже кислород окисляется под воздействием фтора. Вода же горит в струе фтора.

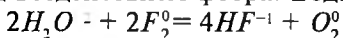


Таблица 41

**Некоторые свойства элементов VII группы главной подгруппы**

| Элемент \ Свойство                | F                                   | Cl                                  | Br                                                   | J                                                    |
|-----------------------------------|-------------------------------------|-------------------------------------|------------------------------------------------------|------------------------------------------------------|
| Число протонов в ядре             | 9                                   | 17                                  | 35                                                   | 53                                                   |
| Электронная конфигурация          | (He)2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup> | (Ne)3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup> | (Ar)3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>5</sup> | (Kr)4d <sup>10</sup> 5s <sup>2</sup> 5p <sup>5</sup> |
| $r_{\text{атома}}$ , нм           | 0,064                               | 0,099                               | 0,114                                                | 0,133                                                |
| $r_{\text{иона}} (\Sigma^-)$ , нм | 0,133                               | 0,181                               | 0,195                                                | 0,220                                                |
| Энергия ионизации, еВ             | 17,42                               | 13,01                               | 11,87                                                | 10,45                                                |
| Сродство к электрону, еВ          | 3,61                                | 3,45                                | 3,37                                                 | 3,08                                                 |
| Электроотрицательность            | 4                                   | 3                                   | 2,8                                                  | 2,5                                                  |
| Формула простого вещества         | F <sub>2</sub>                      | Cl <sub>2</sub>                     | Br <sub>2</sub>                                      | J <sub>2</sub>                                       |
| Плотность, г/см <sup>3</sup>      | 1,51                                | 1,57                                | 3,14                                                 | 4,94                                                 |
| $t_{\text{пл.}}$ , °C             | −220                                | −101                                | −7,3                                                 | (114)                                                |
| $t_{\text{кип}}$ , °C             | −188                                | −34                                 | 59                                                   | 185                                                  |



|                                  |                               |                            |                          |                               |
|----------------------------------|-------------------------------|----------------------------|--------------------------|-------------------------------|
| Цвет (при комнатной температуре) | Светло-зелёный (газ)          | Жёлто-зелёный (газ)        | Тёмно-красный (жидкость) | Серый, фиолетовый (кристаллы) |
| Степени окисления в соединениях  | 0, -1                         | -1, 0, +1, +3, +5, +7      | -1, 0, +1, +5            | -1, 0, +1, +5, +7             |
| Взаимодействие с металлами       | Затрудняется →                |                            |                          |                               |
| Взаимодействие с кислородом      | Облегчается →                 |                            |                          |                               |
| Растворимость в воде             | Вступает в химическую реакцию | в 1 объёме воды 2,5 объёма | в 100 г воды 3,5 л       | в 100 г воды 0,02 г           |
| Распространённость в природе     | 0,027%                        | 0,045%                     | 0,00016%                 | 0,00003%                      |

### Вопросы и задания

1. Приведите строение атомов галогенов и объясните их сходства и различия.
2. Какие степени окисления могут иметь галогены?
3. Что Вы знаете о распространённости галогенов в земной коре?
4. Как связано изменение физических свойств галогенов с увеличением их атомной массы?
5. Каково процентное содержание хлора в составе минерала сильвинита?

## § 80. ХЛОР

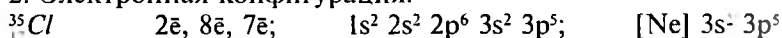
**Хлор — ядовитый газ, натрий — щелочной металл. Вы каждый день употребляете поваренную соль. Почему, несмотря на то, что в составе поваренной соли имеются хлор и натрий, она неядовита и неедка?**

Галогены и их соединения имеют большое значение для народного хозяйства. Хлор и его соединения среди всех галогенов занимают особое место. В связи с этим давайте рассмотрим свойства хлора более подробно.

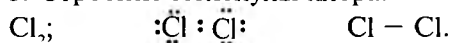
Основываясь на знаниях, полученных при изучении предыдущих глав, можем сказать о хлоре следующее:

1. Хлор расположен в 3-м периоде, VII группе, главной подгруппе, имеет порядковый номер 17.

2. Электронная конфигурация:



3. Строение молекулы хлора:



## Молекула с ковалентной неполярной связью

|    |    |     |     |                 |                 |                 |                 |                 |                 |     |                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                  |
|----|----|-----|-----|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Cl | 17 | +17 | -17 | 1s <sup>2</sup> | 2s <sup>2</sup> | 2p <sup>6</sup> | 3s <sup>2</sup> | 3p <sup>5</sup> | 3d <sup>0</sup> | ... | <div style="display: flex; align-items: center;"> <div style="margin-right: 10px;"> <math>3s^2</math><br/> <div style="border: 1px solid black; padding: 2px; display: inline-block;">↑↓</div> </div> <div style="margin-right: 10px;"> <math>3p</math><br/> <div style="display: flex;"> <div style="border: 1px solid black; padding: 2px; display: inline-block;">↑↓</div> <div style="border: 1px solid black; padding: 2px; display: inline-block;">↑↓</div> <div style="border: 1px solid black; padding: 2px; display: inline-block;">↑</div> </div> </div> <div> <math>3d^0</math><br/> <div style="display: flex;"> <div style="border: 1px solid black; width: 15px; height: 15px; margin-right: 2px;"></div> <div style="border: 1px solid black; width: 15px; height: 15px; margin-right: 2px;"></div> <div style="border: 1px solid black; width: 15px; height: 15px; margin-right: 2px;"></div> <div style="border: 1px solid black; width: 15px; height: 15px; margin-right: 2px;"></div> <div style="border: 1px solid black; width: 15px; height: 15px; margin-right: 2px;"></div> <div style="border: 1px solid black; width: 15px; height: 15px;"></div> </div> </div> </div> |
|----|----|-----|-----|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|

**Распространённость в природе.** В природе встречается только в виде соединений.

Галит (каменная соль) ————— NaCl

Сильвинит ————— KCl · NaCl

Сильвин ————— KCl

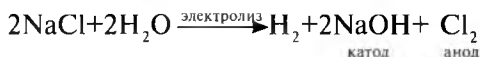
Бишофит ————— MgCl<sub>2</sub> · 6H<sub>2</sub>O

Карналлит ————— KCl · MgCl<sub>2</sub> · 6H<sub>2</sub>O

Каинит ————— KCl · MgSO<sub>4</sub> · 3H<sub>2</sub>O

**Получение.** Для получения хлора в промышленности используют метод электролиза.

Для этого используют раствор или расплав поваренной соли.



Для получения хлора в лаборатории используют MnO<sub>2</sub>, HCl и оборудование, показанное на рис. 60.



При этом MnO<sub>2</sub> можно заменить на KMnO<sub>4</sub>. Напишите уравнение реакции и уравняйте его.

**Физические свойства.** Хлор — жёлто-зелёный, удушающий, ядовитый газ с резким запахом. Его нельзя вдыхать. Человек, вдохнувший большое количество хлора, может умереть. Хлор в 2,5 раза тяжелее воздуха.

При 20°C в 1 объёме воды растворяется 2,5 объёма хлора, при этом образуется хлорная вода.

**Пример.** Определите массовую долю хлора в хлорной воде?

**Решение:** В 1 объёме воды растворяется 2,5 объёма хлора, значит в 1 л воды растворяется 2,5 л Cl<sub>2</sub>.

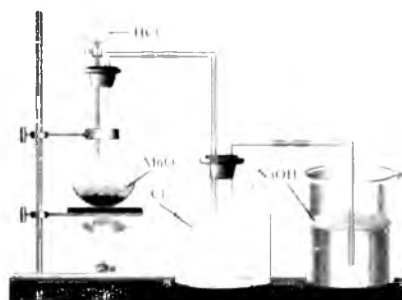


Рис. 60. Получение хлора в лаборатории.

Масса 1 л воды:  $m=1000\text{мл}$   $1\text{ г/мл} = 1000\text{ г}$ .

Масса 2,5 л  $\text{Cl}_2$  :

$22,4\text{ л } \text{Cl}_2 \rightarrow 71\text{ г}$

$2\text{ л } \text{Cl}_2 \rightarrow x$   $\text{г } x=6,3\text{ г}$ .

Масса раствора:

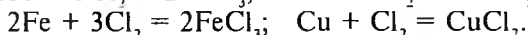
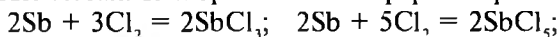
$1000 + 6,3 = 1006,3\text{ г}$ .

Массовая доля хлора в растворе:

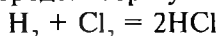
$$\omega = \frac{6,3}{1006,3} = 0,00626 \text{ или } 0,626\%$$

### Химические свойства

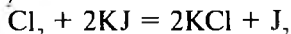
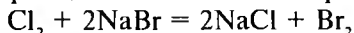
1. Нагретые металлы сгорают в атмосфере хлора:



2. При реакции с водородом образует хлороводород:



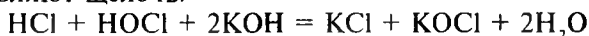
3. При реакции с бромидами и йодидами хлор вытесняет бром и йод:



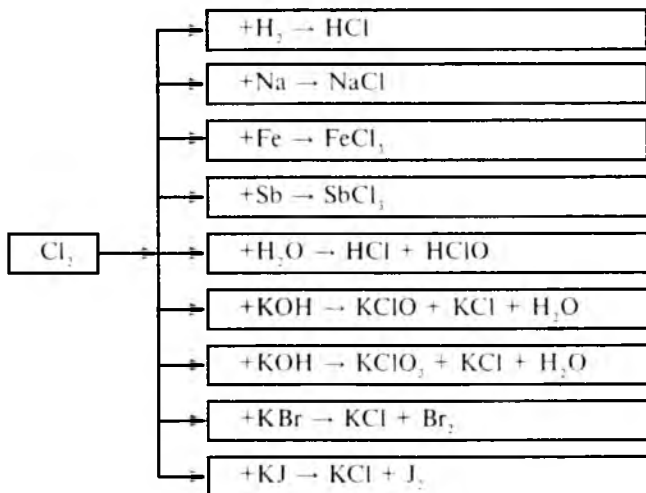
4. Хлор реагирует с водой:



Для смещения равновесия в правую сторону в реакционную смесь добавляют щелочь:



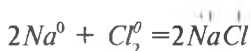
Если реакцию проводить в горячем щелочном растворе, то образуется хлорат калия (бертолетова соль):





**Рис. 61.** Химические свойства хлора: а) реакция с натрием; б) реакция с медью; в) реакция с железом; г) реакция с сурьмой.

Реагируя с водородом, металлами, бромидами и йодидами, хлор выступает в роли окислителя. Реакцию хлора с натрием выражает следующее уравнение:



Хлор будучи сильным окислителем вступает в реакцию с железом, окисляя его до степени окисления +3:

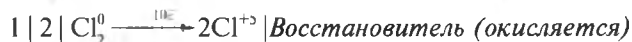
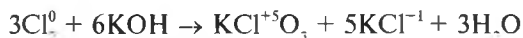


Хлор вступает в реакцию с водой и щелочами: при этом один атом хлора в молекуле является окислителем, а второй - восстановителем:



Хлор при взаимодействии с едким калием в зависимости от условий может давать различные продукты реакции.

Когда хлор взаимодействует с горячим раствором едкого кали, то в результате реакции образуется хлорид калия, бертолетовая соль и вода. В составе хлорида калия хлор имеет степень окисления -1, а в составе бертолетовой соли — +5.

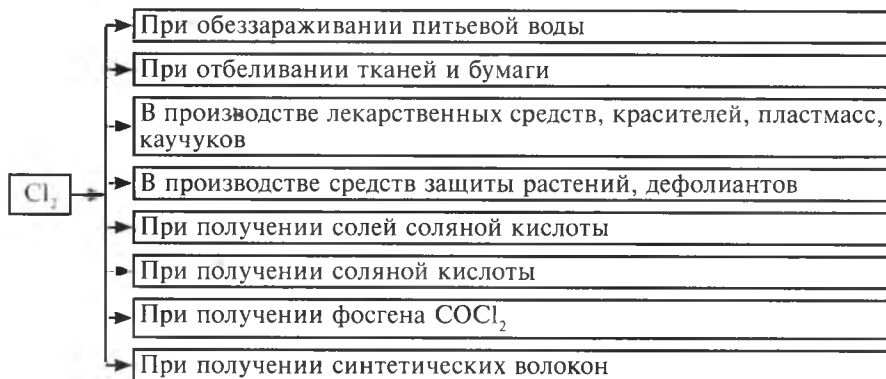


При взаимодействии с холодным раствором едкого калия образуются  $KClO$ ,  $KCl$  и вода.



Расставьте коэффициенты, используя метод электронного баланса.

## Применение:



## Вопросы и задания

1. Какие сходства и различия имеются в электронных конфигурациях атома и иона хлора Cl?
2. Определите плотность хлора по водороду и по гелию.
3. Сколько г железа вступит в реакцию с 3,36 л хлора (н.у.)? Определите состав и количество вещества образовавшейся соли.
4. Каково воздействие хлора на холодный и горячий растворы едкого кали? Определите степени окисления у хлора во всех продуктах этих реакций.
5. Какой объём хлора (н.у.) необходим для полного вытеснения брома из 5,95 г бромида калия?
6. Расскажите об использовании хлора в народном хозяйстве.

## § 81. ХЛОРОВОДОРОД

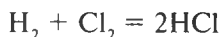
**Как Вы объясните, что водный раствор хлороводорода проявляет кислотные свойства?**

Одним из самых важных соединений хлора является хлороводород. Его химическая формула — HCl. Относительная молекулярная масса — 36,5. Структурная формула: H—Cl, ковалентная полярная молекула с электронной формулой — H:Cl:

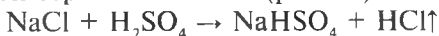
**Получение в промышленности.** Для получения хлороводорода в промышленности используют реакцию между водородом и хлором. Полученный хлороводород растворяется в воде поглоительной башни (рис. 62).



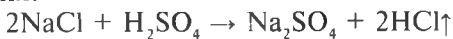
**Рис. 62.** Получение HCl в промышленности.



**Получение в лаборатории.** Для получения хлороводорода в лаборатории на сухой хлорид натрия воздействуют концентрированной серной кислотой (рис. 63).



Если реакционную смесь нагреть, то реакция завершается образованием сульфата натрия.



**Физические свойства.** Хлороводород — бесцветный, удушающий газ с резким запахом, немного тяжелее воздуха ( $D = \frac{36,5}{29} =$

$1,256$ ). Хорошо растворим в воде: в 1 объёме воды растворяются 500 объёмов  $\text{HCl}$  (рис. 64).

**Химические свойства.** Свойства хлороводорода схожи со свойствами соляной кислоты. Её свойства мы подробно разберём в следующей теме. Сухой хлороводород в отличие от соляной кислоты не вступает в реакцию с металлами их оксидами.

**Применение.** Хлороводород в основном используется для получения соляной кислоты (см. применение соляной кислоты).

### Соляная кислота

Соляная кислота — раствор хлороводорода в воде.

**Получение.** Получение соляной кислоты в лаборатории показано на рис. 63.

Выделяющийся в результате реакции газ ( $\text{HCl}$ ) пропускается через воду. Газ, растворяясь в воде, образует соляную кислоту.

В промышленности для получения соляной кислоты проводят реакции между хлором и водородом, а образованный хлороводород растворяют в воде.

**Физические свойства.** Концентрированная соляная кислота — бесцветная жидкость с резким запахом (обусловленным выделением хлороводорода). Дымит во влажном воздухе. Плотность концентрированной соляной кислоты равна приблизительно  $1,19 \text{ г/см}^3$ , что соответствует 37% раствору (такая кислота называется «дымящей»).

**Химические свойства**

**1. Вступает во все реакции, общие для кислот**

1) Изменяет окраску индикатора:

а) Окраска лакмуса меняется с фиолетового на красный;

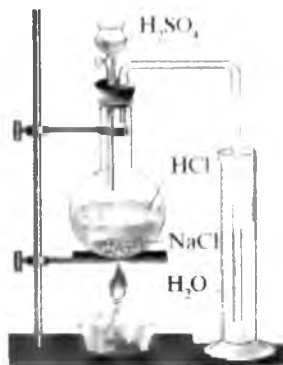


Рис. 63. Получение  $\text{HCl}$  в лаборатории.

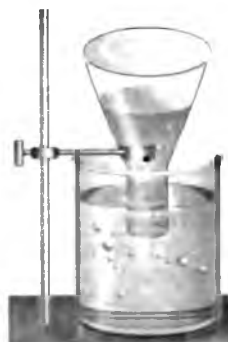


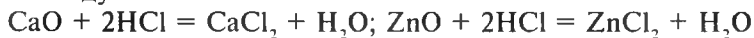
Рис. 64. Растворимость  $\text{HCl}$  в воде.

б) окраска метилового оранжевого меняется с оранжевой на красную.

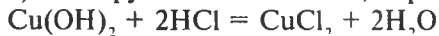
2) Реагируя с металлами, стоящими в ряду активности левее водорода, образует соль и водород:



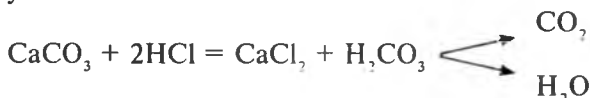
3) Реагируя с основными и амфотерными оксидами, образует соль и воду:



4) Реагируя с основаниями, образует соль и воду

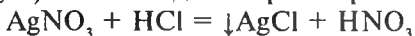


5) Реагируя с солью слабой кислоты, вытесняет её и образует новую соль:



## 2. Специфические реакции соляной кислоты

1) Взаимодействуя с нитратом серебра, образует белый осадок ( $\text{AgCl}$ ). Этот осадок не растворяется ни в воде, ни в кислоте.



$\text{AgNO}_3$  — реактив для определения содержания хлорид-ионов в растворе.

2) Вступая в реакцию с окислителями, образует свободный хлор.



## Применение



## Соли соляной кислоты

Соли соляной кислоты — *хлориды*.

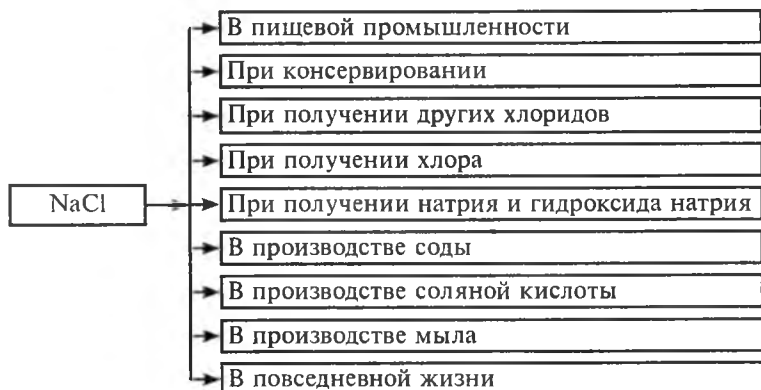
Хлориды — вещества, имеющие огромное значение для народного хозяйства.

**Хлорид натрия** (поваренная соль) —  $\text{NaCl}$ . Поваренная соль широко распространена в природе. Основная её масса находится в растворённом состоянии в морях и океанах. Поваренная соль встреча-

ется также и в твёрдом кристаллическом состоянии. Каменная соль добывается на территории Узбекистана в месторождениях Ходжайкан, Тубокат, Барсакельмес, Байбичикан и Аккала.

Температура кипения поваренной соли —  $1413^{\circ}\text{C}$ , температура плавления —  $800,4^{\circ}\text{C}$ , плотность —  $2,16 \text{ г/см}^3$ . Растворимость при  $0^{\circ}\text{C}$  равна  $35,6 \text{ г}$ .

Вы хорошо знаете о важности поваренной соли для жизни. Она также широко используется в народном хозяйстве



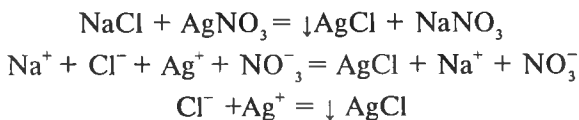
Человек в день употребляет около  $10 \text{ г}$ , а в год —  $3,6 \text{ кг}$  поваренной соли. Таким образом, в Узбекистане всё население страны употребляет около  $90000 \text{ т}$  поваренной соли в год. А население всего мира —  $25 \text{ млн. т}$ .

**Хлорид калия —  $\text{KCl}$ .** Хлорид калия в природе встречается в составе таких минералов, как карналит —  $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , сильвинит —  $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$ , сильвин —  $\text{KCl}$ , каинит —  $\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ . Хлорид калия добывается в месторождении Тубокат Кашкадарьинской области и Ходжайкан — Сурхандарьинской области.

Хлорид калия имеет огромное значение для сельскохозяйственных посевов, как калийное удобрение. Едкое кали, хлор и соединения хлора также получают из хлорида калия.

Почти все хлориды хорошо растворимы в воде.  $\text{AgCl}$ ,  $\text{PbCl}_2$ ,  $\text{CuCl}$ ,  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$  в воде не растворяются.

Для определения соляной кислоты и хлоридов используют раствор  $\text{AgNO}_3$ .



$\text{AgNO}_3$  — качественный реактив на хлорид-ион ( $\text{Cl}^-$ ).  $\text{AgCl}$  — белый хлопьевидный осадок.



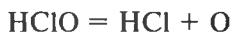
## Кислородные соединения хлора

Галогены, в том числе и хлор, образуют кислородные соединения. Но эти соединения нельзя получить из простых веществ.

Хлор в своих кислородных соединениях проявляет степени окисления +1, +3, +5 и +7.

**Хлорноватистая кислота** —  $\text{HClO}$  является неустойчивым соединением и существует только в разбавленных растворах.

$\text{HClO}$  — сильный окислитель. Она медленно разлагаясь, выделяет атомарный кислород:



Хлорноватистая кислота — очень слабая кислота.

Её соли образуются при взаимодействии хлора со щелочами:



При взаимодействии гашёной извести с хлором получают хлорную известь (отбеливающую известь):



$\text{CaOCl}_2$  — хлорная известь. Её графическая формула  $\text{Ca} \begin{array}{l} \swarrow \text{ClO} \\ \searrow \text{Cl} \end{array}$

Она представляет собой смешанную соль, т.е. кальциевую соль соляной и хлорноватистой кислот.

$\text{HClO}_2$  — хлористая кислота, очень неустойчива, существует только в разбавленных растворах. Сильный окислитель. Соли этой кислоты нестабильны, взрываются при ударе.

$\text{HClO}_3$  — хлорноватая кислота, неустойчива, существует только в растворах. Если концентрация кислоты в растворе превышает 40%, то она разлагается со взрывом. Хлорноватая кислота и её соли — хлораты — окислители.

При пропускании хлора через горячий раствор гидроксида калия образуется хлорат калия (бертолетова соль).



Бертолетова соль —  $\text{KClO}_3$ , являясь нестабильным веществом, используется, как окислитель, при изготовлении спичек и взрывчатых веществ. В лаборатории её используют при получении кислорода.

$\text{HClO}_4$  — **хлорная кислота**. Самая сильная из всех кислородосодержащих кислот хлора.



В данном ряду увеличивается сила кислот и их устойчивость. Окислительная способность увеличивается.

### Вопросы и задания

1. Определите плотность хлороводорода по водороду и гелию.
2. Электролизом водного раствора поваренной соли в промышленности получают водород, хлор и едкий натр. Рассчитайте сколько поваренной соли нужно для получения  $11,2 \text{ м}^3$  хлора.

3. С какими из следующих веществ реагирует соляная кислота:  $Zn$ ;  $Si$ ;  $CuO$ ;  $Cu(OH)_2$ ;  $P_2O_5$ ;  $Na_2S$ ? Напишите уравнения соответствующих реакций.
4. Какой объём хлора (н.у.) необходим для получения 245 г бертолетовой соли?
5. Уравняйте методом электронного баланса следующее уравнение окислительно-восстановительной реакции:  $HCl + MnO_2 \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$
6. Сколько хлороводорода образуется из 11,2 л (н.у.) хлора?

## § 82. ФТОР, БРОМ, ЙОД

**Какие соединения галогенов Вы использовали и в каких целях?**

Фтор, бром и йод, являясь представителями семейства галогенов, широко распространены в природе в виде различных соединений.

Все галогены ядовиты, имеют резкий запах. Из молекулы двухатомны —  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $I_2$ . С увеличением порядкового номера элемента возрастают радиусы их атомов, увеличивается поляризуемость молекул. В результате усиления межмолекулярного дисперсионного взаимодействия бром существует в жидком, а йод — в твёрдом состоянии. Это в свою очередь, приводит к увеличению температур плавления и кипения.

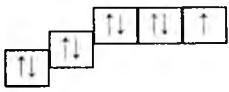
Фтор в природе встречается в основном в виде плавикового шпата —  $CaF_2$ , а также в виде криолита —  $Na_3AlF_6$ , фторапатита —  $Ca_5F(PO_4)_3$ . Его содержание в земной коре составляет  $6,25 \cdot 10^{-2}\%$ .

В 1886 году французский химик А. Пуассон получил газообразный фтор, а в 1887 году выделил его в жидком состоянии.

В 1771 году шведский химик К. Шееле получил фтороводородную кислоту (с примесями). В чистом виде фтороводородная (плавиковая) кислота была выделена в 1809 году Дж. Гей-Люссаком и Л. Тенором.

Фтор расположен во II периоде, VII группе, главной подгруппе Периодической системы химических элементов; он принадлежит к семейству галогенов. В его атомном ядре имеются 9 протонов и 10 нейтронов. Вокруг ядра вращаются 9 электронов.

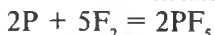
### Строение атома

|   |   |    |    |                                                                                     |        |        |        |                                                                                     |
|---|---|----|----|-------------------------------------------------------------------------------------|--------|--------|--------|-------------------------------------------------------------------------------------|
| F | + | +9 | -9 |  | $1s^2$ | $2s^2$ | $2p^5$ |  |
|---|---|----|----|-------------------------------------------------------------------------------------|--------|--------|--------|-------------------------------------------------------------------------------------|

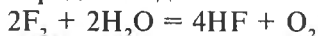
**Физические свойства.** Фтор — светло-зелёный, ядовитый, едкий газ с резким запахом. Плотность — 1,693 г/л.  $T_{пл} = -219,6^\circ C$ ,  $t_{кип} = -188,13^\circ C$ .

Фтор — самый электроотрицательный элемент. Он сильный окислитель. Во всех соединениях он проявляет степень окисления  $-1$ .

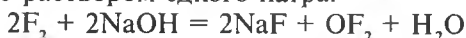
**Химические свойства.** Фтор при обычных условиях не реагирует с инертными газами, азотом и алмазом. Со всеми остальными веществами он с лёгкостью взаимодействует. Реагирующие со фтором элементы, проявляют свою максимальную степень окисления:



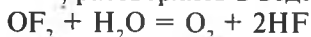
Фтор вытесняет кислород из воды:



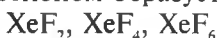
Реагирует с 2% раствором едкого натра:



Фторид кислорода —  $OF_2$  растворяясь в воде, образует кислород:



С инертным газом — ксеноном образует ряд соединений:

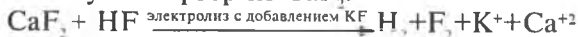


**Получение.** Для получения фтора в настоящее время используют электролиз  $KHF_2$ , плавящегося при  $217^\circ C$ , или  $2KF \cdot 2HF$ , плавящегося при  $72^\circ C$ :



Образующиеся при электролизе водород и фтор разделяются специальной диафрагмой. Полученный фтор хранится в таре, изготовленной из никеля и его сплавов.

Аналогично получают фтор из  $CaF_2$ .



Водород выделяется на катоде, а фтор- на аноде.

Фтор широко используется в народном хозяйстве. Вы все знаете о зубной пасте со фтором. Фтор способствует профилактике многих зубных заболеваний. Недостаток фтора в организме приводит к нарушению обмена простых веществ.

В промышленности для получения алюминия огромное значение имеет фторсодержащее соединение —  $Na_3AlF_6$ .

**Фреон** —  $CF_2Cl_2$  используется, как хладагент в холодильных установках.

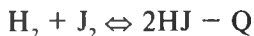
На основе фтора получают многие полимеры. Фторопласт-3, фторокаучук, тефлон- фторсодержащие полимеры.

**Бром** — содержится в грунтовых водах, морской воде и в виде минералов, сопутствующих хлорсодержащим соединениям.

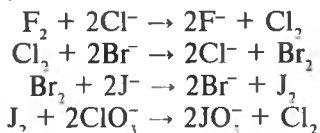
**Йод** — содержится в морских водорослях и животных, грунтовых водах, встречается в виде йодатов ( $NaJO_3$ ,  $KJO_3$ ), сопутствующих чилийской селитре.

Химическая активность брома и йода выражена слабее, чем у фтора и хлора, однако при обычных условиях они способны реагировать с большинством металлов и неметаллов.

Бром реагирует с водородом при нагревании, а йод — при очень сильном нагревании. При очень высоких температурах  $\text{HJ}$  начинает распадаться, т.е. протекает обратная реакция. Эта реакция не протекает до конца.



Химическая активность галогенов снижается от фтора к астату, постепенно уменьшается и их окислительная способность. Это позволяет понять, почему лёгкие галогены, как простые вещества, без труда окисляют тяжёлые галогенид-ионы, а оксиды лёгких галогенов без труда восстанавливают тяжёлые галогенид-ионы:



Фтор, бром и йод встречаются в природе в связанном виде в форме отрицательно заряженных ионов. Поэтому получают галогены посредством окисления их ионов. Воздействием окислителей или электрического тока можно получить галогены в свободном виде.

Фтор используется при изготовлении устойчивых к высоким температурам смазочных средств, химически устойчивых пластмасс (тефлона), охлаждающих жидкостей (фреона, хладона).

Фтор имеет огромное значение для здоровья зубов. Недостаток или чрезмерный избыток фтора приводит к потере зубов. Поэтому суточное потребление фтора взрослым человеком не должно превышать 8—10 мг.

Бром используют в производстве различных лекарств, некоторых красителей, бромида серебра. Недостаток брома в организме приводит к развитию ряда нервных заболеваний. При нервных расстройствах и бессоннице пациентам рекомендуют препараты, содержащие бром.

5% спиртовой раствор йода используется широко как антисептик.

Недостаток йода в организме приводит к зобу — воспалению щитовидной железы. Для профилактики данного заболевания в сутки необходимо принимать с пищей не менее 2 мкг йода. Йодированная поваренная соль удовлетворяет потребности человека в йоде. В 100 г йодированной поваренной соли содержится 1 мг йодида калия.

Кормление кур йодированным кукурузным зерном увеличивает их яйценоскость на 60%. Содержание жировой ткани у скота, поедающего йодированный корм, значительно увеличивается.

### **Вопросы и задания**

1. Встречаются ли фтор, бром и йод в природе в свободном виде? Почему?

2. Напишите уравнения реакций взаимодействия брома с металлами.
3. Как изменяются физические и химические свойства галлогенов с увеличением их относительной атомной массы?
4. Напишите уравнения химических реакций, необходимых для осуществления следующих превращений:
  - a)  $\text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}$
  - b)  $\text{KBr} \rightarrow \text{Br}_2 \rightarrow \text{HBr} \rightarrow \text{AgBr}$
  - d)  $\text{NaBr} \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{J}_2 \rightarrow \text{HJ} \rightarrow \text{AgJ}$
5. Какой степенью окисления обладает йод, когда его электронная конфигурация соответствует таковой для ксенона?
6. Подберите коэффициенты для следующего уравнения окислительно-восстановительной реакции методом электронного баланса:
  - a)  $\text{J}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HJO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
  - b)  $\text{NaJ} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{J}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
7. Какие соединения фтора, брома и йода используются в повседневной жизни?

### Решение типовых задач

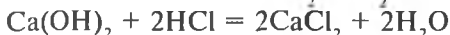
**Пример 1.** Как можно получить хлорид кальция, используя поваренную соль? Напишите уравнения соответствующих реакций.

**Решение:** 1) Получим  $\text{HCl}$  или  $\text{Cl}_2$  из поваренной соли.

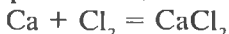
Получение  $\text{HCl}$ :  $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}$

Получение  $\text{Cl}_2$ :  $10\text{NaCl} + 2\text{KMnO}_4 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + 5\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 5\text{Cl}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$

2) Реакцией между  $\text{HCl}$  и  $\text{CaO}$  или  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  получим  $\text{CaCl}_2$ :

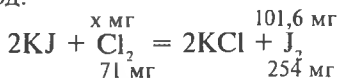


3) Взаимодействием хлора с кальцием получим  $\text{CaCl}_2$ :



**Пример 2.** Через раствор йодида калия пропустили 2 л (н.у.) воздуха, содержащего хлор. В результате было получено 101,6 мг йода. Сколько хлора содержится в каждом литре такого воздуха?

**Решение:** 1) Йодид калия реагирует с хлором, при этом выделяется йод.



2) Сколько хлора вытесняет 91,6 мг йода?

254 мг  $\text{J}_2$  вытесняется 71 мг хлора

101,6 мг  $\text{J}_2$  вытесняется х мг хлора

$$x = \frac{101,6 \cdot 71}{254} = 28,4 \text{ мг хлора}$$

3) Если в 2 л воздуха 28,4 мг хлора, то в 1 л воздуха будет вдвое меньше  $28,4/2=14,2$  мг

**Ответ:** в 1 л такого воздуха 14,2 мг  $\text{Cl}_2$ .

## Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1. Хлор можно получить несколькими способами, используя  $\text{NaCl}$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KMnO}_4$ . Напишите соответствующие уравнения реакций.

2. Выдана неизвестная соль. Как можно определить, является ли она бромидом или йодидом?

3. Выданы  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  и необходимое оборудование. Как, используя всё это можно получить бертолетовую соль? Напишите необходимые уравнения реакций.

4. Определите плотность паров брома по водороду и по воздуху.

5. При обычных условиях в 100 г воды растворяется 3,6 г брома. Такой раствор называют бромной водой. Сколько г бромной воды нужно для окисления 30,4 г  $\text{FeSO}_4$  в присутствии серной кислоты?

6. Сколько г йода можно получить при взаимодействии йодида калия с 0,6 л ( $\rho=1,04 \text{ г/см}^3$ ) 6% раствора  $\text{KMnO}_4$  в сернокислой среде?

7. Какой объём хлора, измеренного при н.у., необходим для полного вытеснения йода из 2 кг 2% раствора йодида калия?

8. Сколько ионов хлора образуются в воде при растворении в ней 22,2 г хлорида кальция?

9. Напишите уравнения реакций, необходимых для осуществления следующего превращения:



10. Определите массу и количество вещества осадка, образованного при добавлении к раствору, содержащему 19 г хлорида магния, достаточного количества нитрата серебра.

11. При растворении галогенов в воде образуются их водные растворы. Правильно ли такое утверждение для фтора?

12. Что образуется при пропускании сероводорода через бромную воду? Напишите уравнение реакции.

13. Какой объём хлороводорода, измеренный при н.у., образуется при взаимодействии  $3 \cdot 10^{23}$  молекул водорода с достаточным количеством хлора?

14. Какому галогену соответствует электронная конфигурация  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ ?

15. 11,2 л (н.у.) хлороводорода растворили в 100 г воды. В полученный раствор добавили 13 г цинка. Какой объём газа (н.у.) образовался в результате реакции?

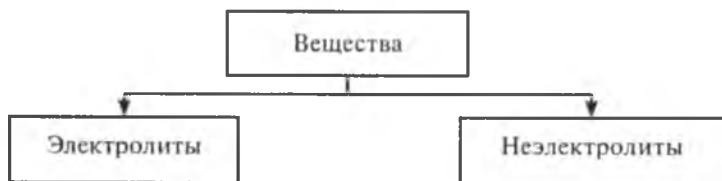
16. Каково число атомов хлора в 2,24 л молекулярного хлора?

## ГЛАВА IX ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

### § 83. ЭЛЕКТРОЛИТЫ И НЕЭЛЕКТРОЛИТЫ

*Все ли вещества проводят электрический ток?*

Вещества в зависимости от способности или неспособности проводить электрический ток можно разделить на 2 группы:



Вещества, водные растворы или расплавы которых проводят электрический ток, называются *электролитами*. К электролитам относят растворимые в воде основания, кислоты и соли.

Вещества, водные растворы или расплавы которых не проводят электрический ток, называют *неэлектролитами*.

К неэлектролитам относят ковалентные неполярные вещества, метан, углекислый газ, сахар, спирты, дистиллированную воду.

Электролиты проводят электрический ток только при растворении в воде или в расплавленном виде. В кристаллическом состоянии они проводят ток либо очень плохо, либо вообще не проводят.

Температура замерзания растворов электролитов существенно понижаются, а их температуры кипения- значительно увеличиваются.

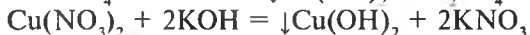
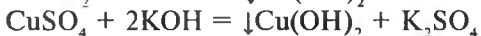
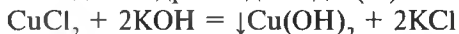
Известно, что чистая вода при нормальном давлении замерзает при  $0^{\circ}\text{C}$ , а кипит- при  $100^{\circ}\text{C}$ .

Если в 1 л воды растворить 1 моль глюкозы или сахарозы, температуры замерзания и кипения такого раствора примут, соответственно значения:  $t_{\text{зам}} = -1,86^{\circ}\text{C}$ ,  $t_{\text{кип}} = 100,53^{\circ}\text{C}$ .

Поваренная соль- электролит. Если в 1 л воды растворить 1 моль (58,5 г) поваренной соли, то температура замерзания и кипения такого раствора примут, соответственно, значения:  $t_{\text{зам}} = -3,36^{\circ}\text{C}$ ,  $t_{\text{кип}} = 100,95^{\circ}\text{C}$ .

Значит, содержание в воде электролита существенно меняет значения её температур замерзания и кипения.

Если к любой водорастворимой соли меди добавить раствор щелочи, то образуется осадок гидроксида меди (II):



Если заменить KOH на NaOH, то образуется также  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ .

- *Водные растворы электролитов проводят электрический ток.*
- *Электролиты существенно изменяют температуры замерзания и кипения воды.*
- *Для кислот, щелочей и солей характерны реакции ионного обмена. При этом, одно и то же вещество можно получить из веществ, относящихся к различным классам соединений.*

#### **Вопросы и задания**

1. *Определите, какие из следующих веществ являются электролитами, а какие — неэлектролитами: спирт, раствор серной кислоты, соляная кислота, раствор едкого натра, сухой нитрат натрия, спиртовой раствор йода, раствор сахара в дистиллированной воде.*
2. *Какие вещества называют электролитами? А какие — неэлектролитами?*
3. *Что нужно сделать, чтобы увеличить электропроводность 98% серной кислоты?*
4. *В чём причина электропроводности металлического натрия?*

## **§ 84. ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ**

*Сухая поваренная соль не проводит электрический ток, а её водный раствор проводит. Почему?*

Почему водные растворы и расплавы электролитов проводят электрический ток, а растворы и расплавы неэлектролитов — нет?

На этот вопрос в 1887 году ответил шведский химик Сванте Аррениус в предложенной им теории электролитической диссоциации.

Электролиты при растворении в воде или расплавлении распадаются на ионы.



Ионы бывают положительно заряженные (катионы) и отрицательно заряженные (анионы). Они могут состоять из одного и нескольких элементов. Атомы сильно отличаются от ионов. Например, атомарный натрий обладает едкими свойствами, является сильным восстановителем. Атомарный хлор — сильный яд, окислитель. Свойства поваренной соли, состоящей из ионов натрия и хлора хорошо известны.



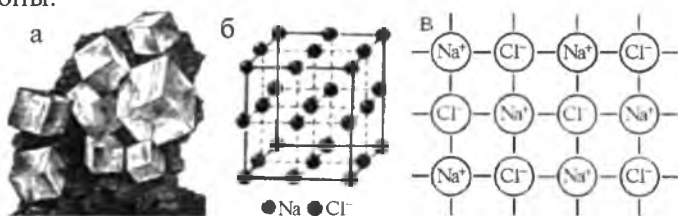
## Электронная конфигурация атомов и ионов

| Атом натрия                                                          | Ион натрия                                                               |
|----------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------|
| $\text{Na}^0 \ 11 \ 2) \ 8) \ 1) \ 1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ 3s^1$        | $\text{Na}^{+1} \ 10 \ 2) \ 8) \ 1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6$                     |
| Атом хлора                                                           | Ион хлора                                                                |
| $\text{Cl}^0 \ 17 \ 2) \ 8) \ 7) \ 1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ 3s^2 \ 3p^5$ | $\text{Cl}^{-1} \ 18) \ 2) \ 8) \ 8) \ 1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ 3s^2 \ 3p^6$ |

Распад на ионы соединений с ионной связью при растворении в воде можно объяснить так.

Известно, что поваренная соль в твёрдом виде не проводит электрический ток. При растворении в воде она распадается на ионы. Причиной тому является то, что:

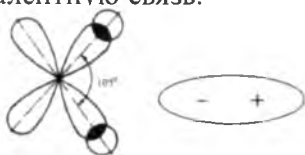
1. В узлах кристаллической решётки поваренной соли расположены ионы.



**Рис. 65.:** Поваренная соль: а) природные кристаллы; б) структура кристаллической решётки; в) узлы кристаллической решётки.

- Решётки таких соединений называются **ионными кристаллическими решётками**.

2. Молекула воды, как показано на рис. 66, имеет полярную ковалентную связь.



**Рис. 66.** Изображение диполя молекулы воды.

3. Поваренная соль при растворении в воде диссоциирует по схеме, представленной на рис. 67.

Таким образом, кристаллы поваренной соли под действием полярных молекул воды разрушаются, образуя гидратированные ионы.

Водород и металлы превращаются в катионы, отдавая свои валентные электроны, а аммиак — образует катион за счёт присоединения протона по неподелённой электронной паре атома азота ( $\text{H}^+$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{NH}_4^+$ ).

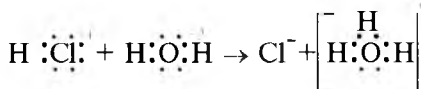
Кислотные остатки и гидроксогруппы являются анионами. Ионы движутся в электрическом поле согласно схеме, показанной на рис. 68.

Положительно заряженные ионы движутся в сторону катода (поэтому мы их называем *катионами*).

Отрицательно заряженные ионы движутся в сторону анода (поэтому мы их называем *анионами*).

Электролиты (соли и щелочи) при растворении тоже распадаются на ионы. Причиной тому служит то, что усиливаются колебательные силы частиц вещества, связь между ними ослабевает и происходит распад на ионы.

Кислоты — сильно поляризованные молекулы, они также распадаются на ионы при растворении в воде, однако для них этот процесс несколько отличается от щелочей и солей.

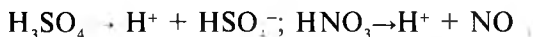


При растворении в воде хлороводорода протон, оставив свой электрон, присоединяется к молекуле воды. В результате в растворе имеются хлорид-анион и новообразованный ион гидроксония-  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Таким образом,  $\text{H}_3\text{O}^+$  (ион гидроксония) образуется при растворении в воде  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и других кислот:



При изучении донорно-акцепторной связи Вы узнали, что она реализуется в этом ионе.

Запишем уравнения диссоциации некоторых кислот:



### Вопросы и задания

1. Какие ионы в водных растворах образуют следующие соединения:  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{HPO}_3$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ?
2. Напишите уравнения диссоциации хлорида аммония, нитрата меди (II), гидроксида калия и азотной кислоты.
3. В чём различие процессов растворения в воде  $\text{KCl}$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?
4. В чём разница между атомом калия и ионом калия?
5. Атомарный и молекулярный хлор ядовиты. Почему ионы хлора неядовиты?
6. 0,1 моль  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  растворили в воде. Сколько в этом растворе ионов алюминия и сульфат-ионов?

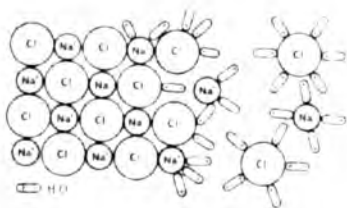


Рис. 67. Растворение поваренной соли в воде.



Рис. 68. Движение ионов к электродам.

## § 85. ДИССОЦИАЦИЯ КИСЛОТ, ЩЕЛОЧЕЙ И СОЛЕЙ

*Какие вещества при диссоциации образуют ионы водорода?*

**1. Кислоты.** Все водорастворимые кислоты хоть в незначительной степени, но диссоциируют. При этом образуются ионы водорода и кислотного остатка:



Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато:



Такие общие свойства кислот, как кислый вкус, изменение окраски индикаторов, взаимодействие с основаниями, основными оксидами и солями, объясняются образованием ионов водорода при их диссоциации. В связи с этим кислотам дают следующее определение:

- **Кислотами** называют сложные вещества, при диссоциации которых образуются катионы водорода и анионы кислотного остатка.

**2. Основания.** Все водорастворимые основания при диссоциации образуют катион металла (в случае гидроксида аммония —  $\text{NH}_4^+$ -ион) и гидроксид-анионы ( $\text{OH}^-$ ).



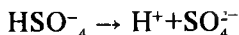
Все общие свойства водорастворимых оснований, такие как изменение окраски индикаторов, взаимодействие с кислотами, кислотными оксидами и солями, объясняются образованием  $\text{OH}^-$  ионов при их диссоциации.

- **Основаниями** называют сложные вещества, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы ( $\text{OH}^-$ ).

**3. Соли.** Соли при диссоциации образуют катионы металла (в случае солей аммония образуется  $\text{NH}_4^+$ -ион) и анионы кислотного остатка:



При диссоциации кислых солей наряду с катионом металла могут образовываться также ионы водорода:



При диссоциации солей не происходит образование характерного общего иона, что объясняется отсутствием у них общих свойств.

- **Солями** называют сложные вещества, при диссоциации которых образуются катионы металла (в случае кислых солей возможно также образование ионов водорода) и анионов кислотного остатка.

### **Вопросы и задания**

1. Что называют ионом гидроксония и как он образуется? Какой тип химической связи реализуется в этом ионе?
2. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации ортофосфорной кислоты.
3. Объясните общность свойств кислот, с точки зрения теории электролитической диссоциации.
4. Дайте определение основаниям и солям, с точки зрения теории электролитической диссоциации.
5. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации для мышьяковой кислоты  $\text{H}_3\text{AsO}_4$  и гидроксида кальция  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .
6. Сколько ионов водорода образуется при полной диссоциации 4,9 г серной кислоты?

## **§ 86. СИЛЬНЫЕ И СЛАБЫЕ ЭЛЕКТРОЛИТЫ. СТЕПЕНЬ ДИССОЦИАЦИИ**

*Определите степень диссоциации электролита, если из  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул продиссоциировало  $1,505 \cdot 10^{23}$ .*

Отношение числа продиссоциированных молекул растворённого вещества к их общему числу называют степенью диссоциации, которую обозначают, как  $\alpha$ :

$$\alpha = \frac{\text{число продиссоциированных молекул}}{\text{исходное число молекул растворённого вещества}}$$

Степень диссоциации выражается в численных значениях от 0 до 1 или в %.

Если степень диссоциации равна 0,5, значит, каждая вторая молекула распалась на ионы. Если  $\alpha = 1$ , то все молекулы вещества продиссоциировали.

Если степень диссоциации выражается в %, то, к примеру, если из 100 молекул 85 распались на ионы, то  $\alpha = 85\%$ .

- Степень диссоциации зависит от природы электролита и растворителя, концентрации и температуры раствора.

Поэтому степень диссоциации указывается вместе со значениями концентрации и температуры. Например: 0,05 М раствор серной кислоты при 18°C имеет степень диссоциации, равную 58%.

Электролиты с относительно высокой степенью диссоциации называются *сильными электролитами*. Они практически при любой концентрации раствора полностью диссоциируют на ионы. Многие соли ( $\text{NaCl}$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{FeSO}_4$ ), кислоты ( $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ) и щелочи ( $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ) являются сильными электролитами.

Электролиты, степень диссоциации которых даже в разбавленных растворах очень мала, называют *слабыми электролитами*. Все органические и некоторые неорганические кислоты ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{HClO}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{HClO}_2$  и др.), гидроксид аммония, нерастворимые гидроксиды металлов, вода являются слабыми электролитами.

На основе общей формулы кислородосодержащих кислот —  $\text{E}(\text{OH})_m\text{O}_n$  можно определить их силу. Если  $n < 2$ , кислота слабая, если  $n \geq 2$ , то кислота сильная.

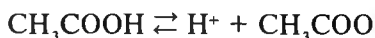
Таблица 43

Сила кислот, определяемая по количеству атомов кислорода

| Кислота        | Формула                     |                                   | Значение $n$ | Тип электролита |
|----------------|-----------------------------|-----------------------------------|--------------|-----------------|
|                | $\text{H}_m\text{EO}_{n+m}$ | $\text{E}(\text{OH})_m\text{O}_n$ |              |                 |
| Серная         | $\text{H}_2\text{SO}_4$     | $\text{S}(\text{OH})_2\text{O}_2$ | 2            | Сильный         |
| Сернистая      | $\text{H}_2\text{SO}_3$     | $\text{S}(\text{OH})_2\text{O}$   | 1            | Слабый          |
| Азотная        | $\text{HNO}_3$              | $\text{N}(\text{OH})\text{O}_2$   | 2            | Сильный         |
| Азотистая      | $\text{HNO}_2$              | $\text{N}(\text{OH})\text{O}$     | 1            | Слабый          |
| Угольная       | $\text{H}_2\text{CO}_3$     | $\text{C}(\text{OH})_2\text{O}$   | 1            | Слабый          |
| Ортофосфорная  | $\text{H}_3\text{PO}_4$     | $\text{P}(\text{OH})_3\text{O}$   | 1            | Слабый          |
| Хлорноватистая | $\text{HClO}$               | $\text{Cl}(\text{OH})$            | 0            | Слабый          |
| Хлористая      | $\text{HClO}_2$             | $\text{Cl}(\text{OH})\text{O}$    | 1            | Слабый          |
| Хлорноватая    | $\text{HClO}_3$             | $\text{Cl}(\text{OH})\text{O}_2$  | 2            | Сильный         |
| Хлорная        | $\text{HClO}_4$             | $\text{Cl}(\text{OH})\text{O}_3$  | 3            | Сильный         |

Силы электролитов можно сравнить по степени их диссоциации только, когда речь идёт о растворах одинаковой концентрации. В остальных случаях такое сравнение будет неверным. Для этого сравнивают константы диссоциации слабых электролитов.

Слабые электролиты диссоциируют в воде частично. При этом возникает равновесие в растворе между молекулами слабого электролита и его ионами. Например:



Соотношение произведения концентраций ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  в момент равновесия к концентрации уксусной кислоты называется константой равновесия диссоциации уксусной кислоты или константой её диссоциации.

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$K$  — константа диссоциации.

$[\text{H}^+]$  — концентрация ионов водорода.

$[\text{CH}_3\text{COO}^-]$  — концентрация ацетат-ионов.

$[\text{CH}_3\text{COOH}]$  — концентрация уксусной кислоты.

Константа диссоциации электролита зависит от природы растворителя и температуры, но не зависит от концентрации. Она является количественной характеристикой диссоциации веществ. Чем больше константа диссоциации, тем сильнее электролит.

### **Вопросы и задания**

1. Что такое степень диссоциации?
2. От чего зависит степень диссоциации электролитов?
3. Как можно повысить степень диссоциации электролита в растворе?
4. Как можно повысить степень диссоциации слабого электролита в растворе?
5. Что выражает константа диссоциации?

## **§ 87. РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА**

### **Какие химические реакции протекают до конца?**

Химические реакции, протекающие в растворах электролитов, осуществляются при участии ионов, образованных в результате диссоциации веществ — электролитов. Реакции, протекающие между ионами, называют ионными. При написании уравнений,

протекающих между ионами, сильные электролиты записываются в диссоциированном виде, а слабые электролиты, нерастворимые в воде осадки, выделяющиеся из реакционной среды газы записываются в молекулярном виде.

Реакции, протекающие между растворами электролитов, будем изучать по отдельности, предварительно разделив их на следующие группы.

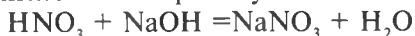
### Реакции нейтрализации

Вы уже знаете о том, что индикаторы меняют свою окраску в зависимости от среды раствора.

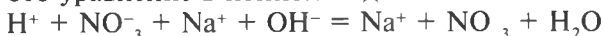


Рис. 69. Изменение окраски индикаторов в зависимости от среды раствора

Если в раствор кислоты, в который был добавлен лакмус (раствор красного цвета) осторожно прилить раствор щелочи, то цвет раствора станет фиолетовым. Причиной этому является переход среды раствора из кислой в нейтральную.

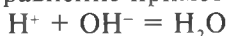


Запишем это уравнение в ионном виде:



Вода — неэлектролит, она не распадается на ионы.

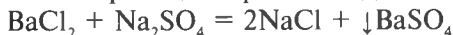
Сокращённое ионное уравнение примет следующий вид:



Таким образом, суть реакции нейтрализации состоит во взаимодействии  $\text{H}^+$  - ионов кислой среды с  $\text{OH}^-$  -ионами щелочного раствора и образовании воды.

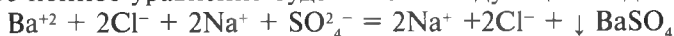
### Реакции, протекающие с образованием осадка

Если одним из продуктов реакции является вещество, не растворимое в воде, то такая реакция протекает до конца. Например:

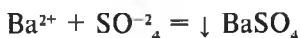


Образующийся при этом сульфат бария не растворим в воде и на ионы не распадается.

Полное ионное уравнение будет иметь следующий вид:

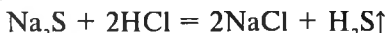


Образующиеся в результате диссоциации электролитов ионы бария и сульфат — ионы, соединяясь, образуют осадок ( $\text{BaSO}_4$ ).

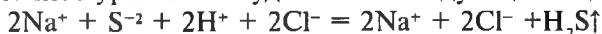


### Реакции, протекающие с выделением газообразных веществ

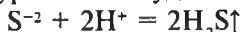
Если одним из продуктов реакции между растворами электролитов является газообразное вещество, то такие реакции протекают до конца. Например:



Полное ионное уравнение будет иметь следующий вид:



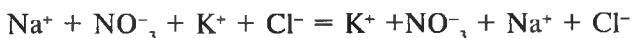
Сокращённое ионное уравнение будет иметь следующий вид:



Таким образом, суть этой реакции заключается в образовании нерастворимого в воде газа, образованного при присоединении ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{S}^{2-}$ .

Напишите уравнение химической реакции между растворами хлорида аммония и едкого натра в молекулярном, полном ионном и сокращённом ионном виде. Сравните сокращённое ионное уравнение с таковым для вышеприведённой реакции.

А что же делать, если все продукты реакции между растворами электролитов распадаются на ионы?



Обратите внимание на левую и правую стороны этого уравнения. Они имеют одинаковые ионы. Эта реакция не протекает.

Таким образом реакции между электролитами протекают до конца в следующих случаях:

- 1) При образовании малодиссоциирующего вещества - воды.
- 2) При образовании осадка.
- 3) При выделении газа.

Для того чтобы определить, протекают ли реакции ионного обмена до конца, необходимо знать:

- 1) Вещество — электролит или неэлектролит.
- 2) Сведения о нём в таблице растворимости кислот, оснований и солей.
- 3) Специфические свойства ионов.

Таблица 44

### Специфические свойства ионов

| Ион, имеющийся в растворе | Ион в составе реактива | Наблюдаемый процесс      |
|---------------------------|------------------------|--------------------------|
| $\text{H}^+$              | Индикатор              | Меняется цвет            |
| $\text{OH}^-$             | Индикатор              | Меняется цвет индикатора |



|                    |                    |                                                                 |
|--------------------|--------------------|-----------------------------------------------------------------|
| $\text{Na}^+$      | —                  | Окрашивает пламя в жёлтый цвет                                  |
| $\text{K}^+$       | —                  | Окрашивает пламя в фиолетовый цвет                              |
| $\text{Ca}^{2+}$   | $\text{CO}_3^{2-}$ | Белый осадок                                                    |
| $\text{Ba}^{2+}$   | $\text{SO}_4^{2-}$ | Белый осадок                                                    |
| $\text{NH}_4^+$    | $\text{OH}^-$      | Газ с резким запахом. Запах аммиака                             |
| $\text{Cu}^{2+}$   | $\text{OH}^-$      | Голубой осадок                                                  |
| $\text{Zn}^{2+}$   | $\text{OH}^-$      | Белый осадок. Растворяется при избытке $\text{OH}^-$            |
| $\text{Fe}^{2+}$   | $\text{OH}^-$      | Светло-зелёный осадок. Буреет со временем                       |
| $\text{Fe}^{3+}$   | $\text{OH}^-$      | Бурий (кирпично-красный) осадок                                 |
| $\text{Al}^{3+}$   | $\text{OH}^-$      | Белый осадок. Растворяется при избытке $\text{OH}^-$            |
| $\text{Cl}^-$      | $\text{Ag}^+$      | Белый осадок                                                    |
| $\text{Br}^-$      | $\text{Ag}^+$      | Светло-жёлтый осадок                                            |
| $\text{I}^-$       | $\text{Ag}^+$      | Ярко-жёлтый осадок                                              |
| $\text{SO}_3^{2-}$ | $\text{H}^+$       | Выделяется $\text{SO}_2$ с резким запахом                       |
| $\text{CO}_3^{2-}$ | $\text{H}^+$       | Выделяется $\text{CO}_2$ , от которого мутнеет известковая вода |
| $\text{SO}_4^{2-}$ | $\text{Ba}^{2+}$   | Белый осадок                                                    |
| $\text{PO}_4^{3-}$ | $\text{Ag}^+$      | Жёлтый осадок                                                   |

### Вопросы и задания

1. В чём причина протекания реакций нейтрализации до конца? Объясните на примерах.
2. Приведите пример реакций, протекающих с образованием осадка. Приведите уравнения реакций в молекулярном, полном ионном и сокращённом ионном виде.
3. Одной из причин протекания реакций между растворами электролитов до конца является образование газа. Приведите примеры реакций ионного обмена, при которых образуются газообразные вещества. Напишите соответствующие уравнения реакций.
4. Напишите молекулярные, полные ионные и сокращённые ионные уравнения для следующих реакций. Объясните их протекание до конца.
  - A.  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaCl} \rightarrow$
  - B.  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
  - D.  $\text{KOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
  - E.  $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$
5. Используя таблицу растворимости, напишите молекулярные, полные ионные и сокращённые ионные уравнения для следующих реакций.

- А.  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow$   
 В.  $\text{Ag}(\text{NO}_3)_3 + \text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow$   
 Д.  $\text{HNO}_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$
6. В 1 л воды растворили 4 моль  $\text{KCl}$  и 2 моль  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Используя какие другие вещества, можно приготовить раствор такого состава? В каком молярном соотношении их следует брать?
7. Сколько ионов  $\text{Fe}^{+3}$  и  $\text{Cl}^-$  содержится в 0,1 моль  $\text{FeCl}_3$ ?

## § 88. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

*Происходит ли химическая реакция при растворении солей в воде?*

Чистую воду мы принимаем за неэлектролит. Однако степень диссоциации воды  $\alpha = 10^{-9}$ , она в очень незначительной степени распадается на ионы:  $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ . В чистой воде концентрации  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ -ионов одинаковы ( $\text{H}^+ = \text{OH}^-$ ). Поэтому в этом случае вода при обычных условиях имеет нейтральную реакцию. Раствор с повышенным содержанием  $\text{H}^+$ -ионов имеет кислую реакцию, а с повышенным содержанием  $\text{OH}^-$ -ионов - щелочную реакцию.

Водные растворы некоторых солей изменяют окраску индикаторов. Значит, при этом происходит химическая реакция.

Таблица 45

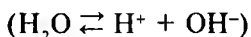
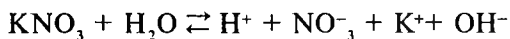
**Отношение водных растворов некоторых солей к индикаторам**

| Растворы солей  | Действие растворов солей на индикаторы |                         |                        |
|-----------------|----------------------------------------|-------------------------|------------------------|
|                 | Лакмус                                 | Фенолфталеин            | Метиловый<br>оранжевый |
| Нитрат калия    | Не меняет цвета                        | Не меняет цвета         | Не меняет цвета        |
| Нитрат алюминия | Краснеет                               | Не меняет цвета         | Краснеет               |
| Карбонат натрия | Синеет                                 | Становится<br>малиновым | Желтеет                |

Рассматривая материал по «Реакциям ионного обмена», Вы узнали о том, что причинами протекания реакций между растворами электролитов до конца являются образование малодиссоциирующего вещества.

Рассмотрим причины изменения цвета индикаторов под действием растворов солей, приведённых в таблице 45.

1. Раствор нитрата калия не изменяет окраску индикаторов:



$K^+$  ион может образовывать с  $OH^-$ -ионом, появляющимся в незначительных количествах при диссоциации воды, КОН. КОН будучи сильным электролитом полностью распадается на ионы:  $KOH \rightleftharpoons K^+ + OH^-$ .  $NO_3^-$  ион с  $H^+$  ионом, образованным при диссоциации воды, даёт  $HNO_3$ , которая является сильным электролитом, полностью распадающимся на ионы:  $HNO_3 \rightleftharpoons H^+ + NO_3^-$ .

Таким образом, раствор соли, образованной сильным основанием и сильной кислотой, имеет нейтральную реакцию. Т.е. такие соли не гидролизуются.

- Слово «гидролиз» происходит от греч. «гидро» — вода и «лизис» — разлагаю и означает разложение под действием воды.

2. Нитрат алюминия образован слабым основанием и сильной кислотой. Такие соли гидролизуются. Это можно узнать по изменению окраски индикатора.



$OH^-$ -ионы, образованные при диссоциации молекул воды, соединяются с ионами  $Al^{3+}$ . В результате в растворе появляется избыток  $H^+$ -ионов, что определяет кислую среду раствора.

В ходе этого процесса образованный при соединении  $Al^{3+}$  и  $OH^-$ -ионов  $AlOH^{2+}$  может присоединить ещё 1  $OH^-$ -ион, образуя  $Al(OH)_3$ . Однако причиной того, что при этом не образуется  $Al(OH)_3$ , заключается в том, что накапливаемые в растворе  $H^+$ -ионы подавляют диссоциацию воды.

Для достижения конечного продукта, представленного в данной схеме:  $Al^{3+} \rightarrow Al(OH)^{2+} \rightarrow Al(OH)_2^+ \rightarrow Al(OH)_3$ , необходимо постоянно убирать из раствора  $H^+$ -ионы.

- При растворении в воде соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой, наблюдается кислая реакция.

3. Карбонат натрия образован сильным основанием и слабой кислотой. В водных растворах таких солей также происходит химический процесс. По изменению окраски индикатора мы узнаём, что реакция раствора щелочная.

Вот, что происходит при растворении соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой:

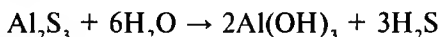


Анион слабой кислоты, соединяясь с протонами, образованными в результате незначительной диссоциации воды, образуют  $HCO_3^-$ -ион.  $HCO_3^-$ -ион, принимая следующий протон, может об-

разовать  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , но этого не происходит. Причиной тому является повышенная концентрация  $\text{OH}^-$ -ионов, подавляющая диссоциацию воды. Чтобы довести гидролиз до конца, необходимо убирать из раствора  $\text{OH}^-$ -ионы.

- Соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой, при растворении в воде дают щелочную реакцию.

4. Соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой, претерпевают полный гидролиз с образованием слабого основания и слабой кислоты.



Среда раствора определяется относительной силой образованной кислоты и основания. Если образованное основание сильнее кислоты, то среда будет слабощелочной, а если наоборот — слабокислой.

- Реакция, протекающая между солями и водой, называется *гидролизом солей*.

*Вопросы и задания*

1. Какие соли гидролизуются? Почему?
2. Можно ли назвать гидролиз солей химическим процессом? Почему?
3. Напишите уравнения гидролиза следующих солей и определите среду их водных растворов:  
 $\text{ZnCl}_2$ ;  $\text{K}_2\text{SO}_3$ ;  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .
4. 200 г 10% раствора едкого натра поглотили 11,2 л  $\text{CO}_2$ . Какая соль и в каком количестве при этом образовалась? Какова среда полученного раствора?
5. Какова будет среда растворов  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  и  $\text{FeSO}_4$  при гидролизе?

## § 89. ЗАВИСИМОСТЬ ГИДРОЛИЗА СОЛЕЙ ОТ РАЗЛИЧНЫХ ФАКТОРОВ

*Как влияет увеличение концентрации соли в растворе на её гидролиз?*

Гидролиз солей зависит от природы соли, концентрации раствора и температуры.

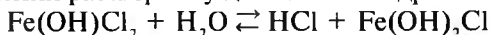
Соли, образованные слабыми основаниями и кислотами, претерпевают полный гидролиз.

При повышении температуры степень гидролиза увеличивается за счёт смещения равновесия диссоциации воды  $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$  вправо. Иногда ступени гидролиза солей, не протекающие при обычных условиях, происходят при повышении температуры.

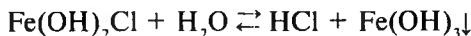
Например,  $\text{FeCl}_3$  гидролизруется в 3 этапа. При обычных условиях гидролиз этой соли происходит только по I ступени:



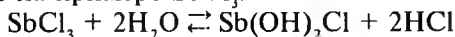
Но при кипячении раствора осуществляется гидролиз по II ступени:



При продолжительном нагревании гидролиз протекает и по III ступени:



При разбавлении растворов степень гидролиза увеличивается. Это можно видеть на примере  $\text{SbCl}_3$ :



Если к раствору этой соли добавить немного воды, то равновесие сместится вправо и образуется осадок  $\text{Sb(OH)}_2\text{Cl}$  (или  $\text{SbOCl}$ -хлористый антимонил).

Таким образом, для того чтобы ослабить процесс гидролиза, растворы высокой концентрации нужно хранить при низких температурах. Кроме того, кислая реакция растворов солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой, и щелочная реакция растворов солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой, могут подавлять протекание гидролиза по следующим ступеням.

### **Вопросы и задания**

1. Что Вы понимаете под природой соли?
2. Какие соли претерпевают ступенчатый гидролиз?
3. При гидролизе теплота выделяется или поглощается?
4. Как влияет повышение температуры на ход гидролиза раствора  $\text{AlCl}_3$ ?

### **Решение типовых задач**

**Пример.** Смешали 104 г 5% раствора хлорида бария и 71 г 10% раствора сульфата натрия. Определите массу осадка- сульфата бария.

**Решение:** 1. Определим массу и количество вещества хлорида бария в растворе:

$$m/\text{BaCl}_2/ = 104 \cdot 0,05 = 5,2 \text{ г}$$

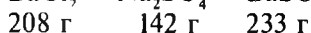
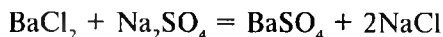
$$n = \frac{m/\text{BaCl}_2/}{M/\text{BaCl}_2/} = \frac{5,2}{208} = 0,025 \text{ моль}$$

2. Определим массу и количество вещества сульфата натрия в растворе:

$$m/\text{Na}_2\text{SO}_4/ = 71 \cdot 0,1 = 7,1 \text{ г.}$$

$$n = \frac{m/\text{Na}_2\text{SO}_4/}{M/\text{Na}_2\text{SO}_4/} = \frac{7,1}{142} = 0,05 \text{ моль}$$

3. Запишем уравнение реакции между растворами  $\text{BaCl}_2$  и  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  и продолжим расчёт:



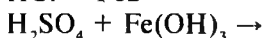
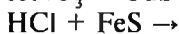
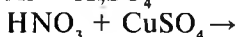
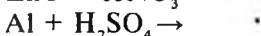
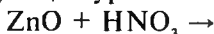
Согласно уравнению реакции 1 моль хлорида бария реагирует с 1 моль сульфата натрия, при этом образуется 1 моль сульфата бария.

Мольные значения веществ, приведённых в условии, следующие: 0,025 моль  $\text{BaCl}_2$ , 0,05 моль  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . Значит, 0,025 моль сульфата натрия вступает в реакцию, а остальное количество (избыток) - нет. В результате реакции должно образоваться 0,025 моль  $\text{BaSO}_4$ .

$m/\text{BaSO}_4/ = 233 \cdot 0,025 = 5,825 \text{ г}$ . Ответ: 5,825 г осадка образуется.

### Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1. Закончите следующие уравнения реакций:



Если реакции протекают до конца, напишите их полные ионные и сокращённые ионные уравнения. Если реакции не протекают, объясните почему.

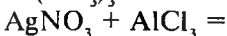
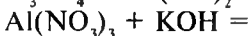
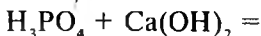
2. Какие ионы присутствуют в растворах хлорида железа (III), сульфата цинка, гидроксида бария и ортофосфорной кислоты?

3. Раствор хлороводорода в органических растворителях не проводит электрический ток, не реагирует с цинком. Как это можно объяснить?

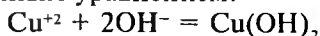
4. Какие ионы присутствуют в водном растворе минерала карналита ( $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ )?

5. Сколько ионов алюминия и сульфат-анионов образуется при растворении в воде 1 моль сульфата алюминия?

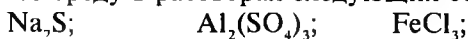
6. Напишите молекулярные, полные ионные и сокращённые ионные уравнения для следующих реакций:



7. Как можно осуществить процесс, представленный следующим сокращённым ионным уравнением?



8. Определите среду в растворах следующих солей:



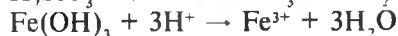
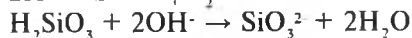
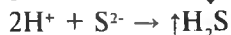
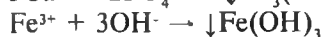
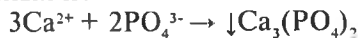
9. К раствору, содержащему 16 г  $\text{CuSO}_4$ , добавили железные опилки. В результате было получено 3,2 г меди. Определите массы ионов меди и железа после реакции.

10. К раствору сульфата алюминия добавили раствор, содержащий эквивалентное количество  $\text{Na}_2\text{S}$ . Напишите молекулярное полное ионное и сокращённое ионное уравнения этой реакции.

11. Определите число нитрат-ионов, образованных при растворении в воде 4 г аммиачной селитры ( $\text{NH}_4\text{NO}_3$ )- минерального удобрения, используемого в сельском хозяйстве для повышения урожайности посевов.

12. Какой объём водорода (н.у.) образуется при добавлении избытка соляной кислоты к 30 г металлического магния, содержащего 25% примесей?

13. Напишите по 2 молекулярных уравнения для каждого из следующих сокращённых ионных:



14. Напишите формулы 5 соединений, при растворении в воде которых образуются  $\text{SO}_4^{2-}$ -ионы.

## ГЛАВА X НЕМЕТАЛЛЫ

### § 90. ПОЛОЖЕНИЕ НЕМЕТАЛЛОВ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ И СТРОЕНИЕ ИХ АТОМОВ

*Чем отличаются неметаллы от металлов по строению атомов?*

Неметаллы — электроотрицательные элементы, расположенные в Периодической системе химических элементов в больших и малых периодах, главных подгруппах.

Большинство из них принадлежат к семейству *p*-элементов (водород и гелий — *s*-элементы), в химических реакциях проявляют окислительные свойства, т.е. они в химических реакциях склонны присоединять электроны. Способность присоединять электроны у неметаллов, расположенных в одном периоде, увеличивается с возрастанием их порядкового номера, в одной группе уменьшается с увеличением порядкового номера.

Вообще, способность присоединять электроны уменьшается в следующем ряду:



Фтор является самым электроотрицательным элементом.

Неметаллы встречаются в природе как в свободном виде, так и в виде соединений. Если в космосе водород и гелий являются самыми распространёнными элементами, то в земной коре — это кислород (47%) и кремний (29,5%).

Неметаллы подгруппы кислорода называются халькогены;

Неметаллы подгруппы фтора — галогены;

Неметаллы подгруппы гелия — инертные газы.

*Таблица 46*

**Положение неметаллов в Периодической систем химических элементов**

| Группы<br>Периоды | III A | IV A | V A | VI A | VII A | VIII A |
|-------------------|-------|------|-----|------|-------|--------|
| 1                 |       |      |     |      | (H)   | He     |
| 2                 | B     | C    | N   | O    | F     | Ne     |



|                                       |          |        |          |        |          |        |
|---------------------------------------|----------|--------|----------|--------|----------|--------|
| 3                                     |          | Si     | P        | S      | Cl       | Ar     |
| 4                                     |          |        | As       | Se     | Br       | Kr     |
| 5                                     |          |        |          | Te     | J        | Xe     |
| 6                                     |          |        |          |        | At       | Rn     |
| Формула высших оксидов                | $R_2O_3$ | $RO_2$ | $R_2O_5$ | $RO_3$ | $R_2O_7$ | $RO_4$ |
| Формула летучих водородных соединений |          |        | $RH_4$   | $RH_3$ | $RH_2$   | $RH$   |

### Вопросы и задания

1. Где расположены неметаллы в Периодической системе?
2. В чём сходство между строением атомов неметаллов?
3. Как изменяется электроотрицательность неметаллов?
4. Какой неметалл легче присоединяет электроны: а) углерод или азот; б) сера или фосфор; в) селен или теллур; г) йод или азот; д) кислород или хлор; е) азот или сера? Почему?

## § 91. ОБЩИЕ СВОЙСТВА НЕМЕТАЛЛОВ

### *В чём отличие между строением атомов натрия и хлора?*

При нормальных условиях неметаллы могут встречаться в газообразном (водород, азот, кислород, хлор, фтор), жидком (бром) и твёрдом (сера, углерод, фосфор и др.) состоянии. Многие неметаллы способны растворяться в органических растворителях. Они плохо проводят тепло и электрический ток.

Типичные неметаллы с металлами образуют ионные соединения ( $NaCl$ ,  $MgO$ ,  $Na_2S$ ).

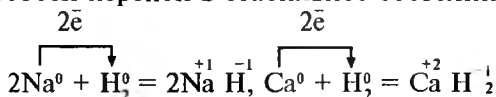
При взаимодействии неметаллов друг с другом образуются вещества с ковалентной связью. Например, вода —  $H_2O$ , аммиак —  $NH_3$  имеют полярную ковалентную связь между атомами, а метан —  $CH_4$  — ковалентную неполярную.

Неметаллы с кислородом могут образовывать кислотные оксиды ( $SO_2$ ,  $CO_2$ ,  $P_2O_5$ ), а с водородом — летучие водородные соединения ( $HCl$ ,  $H_2S$ ,  $CH_4$ ).

Водород имеет 1 валентный электрон, поэтому в Периодической системе он расположен вместе со щелочными металлами.

Однако он схож с галогенами в том, что при обычных условиях он газ, его молекула двухатомна, а связь между атомами в ней ковалентна неполярная. В связи с этим водород может быть помещён и среди элементов VII группы.

Водород, присоединяя 1 электрон (окислительные свойства), способен перейти в стабильное состояние подобно атому гелия.



Элементы восьмой группы главной подгруппы: гелий, неон, аргон, криптон, ксенон и радон- относятся к неметаллам и составляют отдельное семейство, называемое **инертными газами**.

Валентный слой атомов инертных газов содержит по 8 электронов (у гелия их 2). Завершённый энергетический слой придаёт им стабильность. Поэтому инертные газы находятся в атомарном состоянии, они очень стабильны. Они не соединяются друг с другом, не взаимодействуют с водородом и металлами. После того, как в 1962 году был получен тетрафторид ксенона -  $\text{XeF}_4$ , появилась возможность синтезировать некоторые их кислородные и фтористые соединения.

Все неметаллы (кроме водорода и гелия) относятся к семейству р-элементов. Но не все р-элементы являются неметаллами.

Электроотрицательность неметаллов изменяется в промежутке от 2,00 до 4,00. Таким образом, неметаллы - сильные электроотрицательные элементы. Самый электроотрицательный элемент - фтор.

Водородные соединения неметаллов являются летучими веществами ( $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CH}_4$ ).

Высшие оксиды неметаллов - кислотные оксиды ( $\text{SO}_3$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ).

Неметаллы при взаимодействии друг с другом образуют ковалентные соединения, а при их взаимодействии с металлами образуются ионные соединения.

### Вопросы и задания

1. Что можно сказать об агрегатном состоянии неметаллов?
2. С какими соединениями реагируют неметаллы? Какие типы химических связей при этом образуются?
3. Чем отличаются атомы инертных газов от атомов других неметаллов?

# ГЛАВА XI

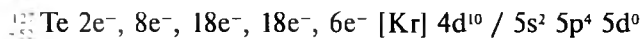
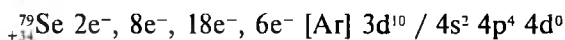
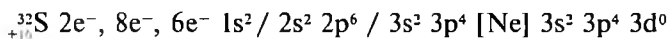
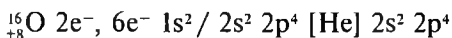
## ЭЛЕМЕНТЫ ГЛАВНОЙ ПОДГРУППЫ ШЕСТОЙ ГРУППЫ

### § 92. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ЭЛЕМЕНТОВ ПОДГРУППЫ КИСЛОРОДА

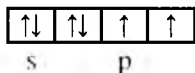
*Почему O, S, Se, Te расположены в одной группе?*

В главной подгруппе шестой группы Периодической системы химических элементов (подгруппе кислорода) расположены кислород, сера, селен, теллур и полоний (полоний и его свойства подробно изучает радиохимия, потому что этот элемент радиоактивен).

Строение атомов элементов подгруппы кислорода следующее:



На внешнем электронном слое у атомов элементов подгруппы кислорода имеется по 6 электронов:

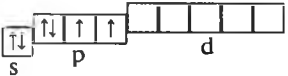
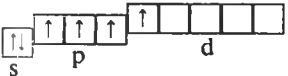
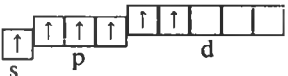


По этой причине для завершения своего валентного слоя (приобретения устойчивого октета электронов) атомы этих элементов присоединяют по 2 электрона, проявляя степень окисления  $-2$ .

Во фториде кислорода  $\text{OF}_2$  степень окисления кислорода —  $+2$ , а в пероксидах —  $-1$ . Во всех остальных соединениях кислород имеет степень окисления  $-2$ .

У атомов серы, селена и теллура на внешнем энергетическом уровне имеются вакантные d-орбитали. Спаренные валентные p- и s-электроны могут по-одному переходить на d-орбитали.

Таблица 47

| Состояние атомов S, Se и Te | Распределение валентных электронов по орбиталям                                   | Степень окисления |
|-----------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------|-------------------|
| Нормальное состояние        |  | +2<br>-2          |
| Возбуждённое состояние      |  | +4                |
|                             |  | +6                |

S, Se, Te, принимая электроны, образуют степень окисления -2, а, теряя электроны - степени окисления +4, +6.



Кислород — элемент второго периода, на его внешнем энергетическом уровне отсутствуют *d*-орбитали. Поэтому он не может проявлять степени окисления +4, +6.

Таблица 48

### Некоторые свойства элементов главной подгруппы VI группы

| Элемент \ Свойство           | O                                    | S                                    | Se                                                    | Te                                                    |
|------------------------------|--------------------------------------|--------------------------------------|-------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------|
| Число протонов в ядре        | 8                                    | 16                                   | 34                                                    | 52                                                    |
| Электронная конфигурация     | [He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup> | [Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup> | [Ar] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>4</sup> | [Xe] 5d <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup> 6p <sup>4</sup> |
| Радиус атома, нм             | 0,066                                | 0,104                                | 0,117                                                 | 0,137                                                 |
| Радиус E <sup>-2</sup> , нм  | 0,136                                | 0,152                                | 0,193                                                 | 0,221                                                 |
| Энергия ионизации, еВ        | 13,6                                 | 10,152                               | 9,75                                                  | 9,01                                                  |
| Формула простого вещества    | O <sub>2</sub>                       | S                                    | Se                                                    | Te                                                    |
| Плотность, г/см <sup>3</sup> | 0,0014                               | Ромбическая 2,06                     | Металлический 4,82<br>неметаллический 4,47            | Металлический 6,25<br>неметаллический 6               |
| T <sub>пл</sub> , °C         | 219                                  | Ромбическая 113                      | 220                                                   | 452                                                   |

| $T_{\text{кип}}, ^\circ\text{C}$               | -183                 | 445                     | 685                      | 1390                     |
|------------------------------------------------|----------------------|-------------------------|--------------------------|--------------------------|
| Степень окисления в соединениях                | 0, -2                | -2, 0, +4, +6           | -2, 0, +4, +6            | -2, 0, +4, +6            |
| Оксид (диоксид)                                |                      | $\text{SO}_2$           | $\text{SeO}_2$           | $\text{TeO}_2$           |
| Кислота                                        | —                    | $\text{H}_2\text{SO}_3$ | $\text{H}_2\text{SeO}_3$ | $\text{H}_2\text{TeO}_3$ |
| <i>Кислотные свойства уменьшаются</i><br>→     |                      |                         |                          |                          |
| Высший оксид (триоксид)                        |                      | $\text{SO}_3$           | $\text{SeO}_3$           | $\text{TeO}_3$           |
| Кислота                                        | -                    | $\text{H}_2\text{SO}_4$ | $\text{H}_2\text{SeO}_4$ | $\text{H}_2\text{TeO}_4$ |
| Водородное соединение                          | $\text{H}_2\text{O}$ | $\text{H}_2\text{S}$    | $\text{H}_2\text{Se}$    | $\text{H}_2\text{Te}$    |
| Устойчивость водородных соединений уменьшается |                      |                         |                          |                          |
| Распространённость в природе                   | 47%                  | 0,1%                    | 0,00006%                 | 0,000001%                |

## § 93. СЕРА

*В каких целях используют серу?*

**Распространённость в природе.** Сера довольно широко распространена в природе, она составляет  $4,7 \cdot 10^{-2} \%$  от общей массы земной коры. Она встречается как в свободном, так и в связанном виде.

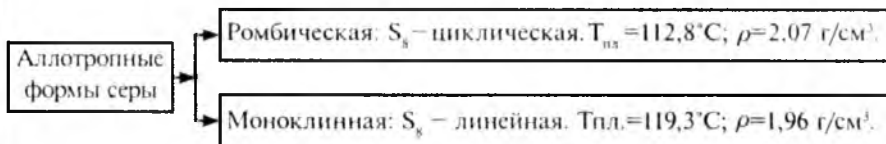


На территории Узбекистана имеются природные месторождения серы.

Сейчас в нашей республике налажено получение серы и её соединений на предприятиях, перерабатывающих природный газ и газ-конденсат. В составе добываемых в Узбекистане медных руд также имеются сера, селен и теллур.

Селен и теллур служат основным сырьём в производстве полупроводников, солнечных батарей, терморегуляторов, особых сортов стали и стекла.

**Физические свойства.** Сера имеет 3 аллотропных модификации.



В природе встречается ромбическая сера. Она представляет собой кристаллическое твёрдое вещество жёлтого цвета, не растворимое в воде. Несмотря на свою плотность  $2 \text{ г/см}^3$ , сера плавает на поверхности воды, потому что она не смачивается водой.

На этом основан процесс флотации. Очистка серных руд от пустой породы в промышленности осуществляется методом флотации.

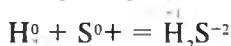
Сера растворяется в сероуглероде —  $CS_2$  и в органических растворителях.

Сера плохо проводит тепло и электрический ток. Она плавится при  $112,8^\circ\text{C}$ , а кипит при  $444,5^\circ\text{C}$ . Если поместить нагретую до температуры кипения серу в воду, то образуется пластическая сера. Пластическая сера может растягиваться.

**Химические свойства.** Сера в химических реакциях ведёт себя в основном, как окислитель, а при реакции с кислородом и галогенами — как восстановитель.

Сера, участвуя в химических реакциях в качестве окислителя, принимает электроны, приобретая степень окисления  $-2$ .

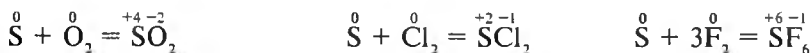
1) Реагируя с водородом, сера образует сероводород:



2) Сера, реагируя с металлами, образует сульфиды:

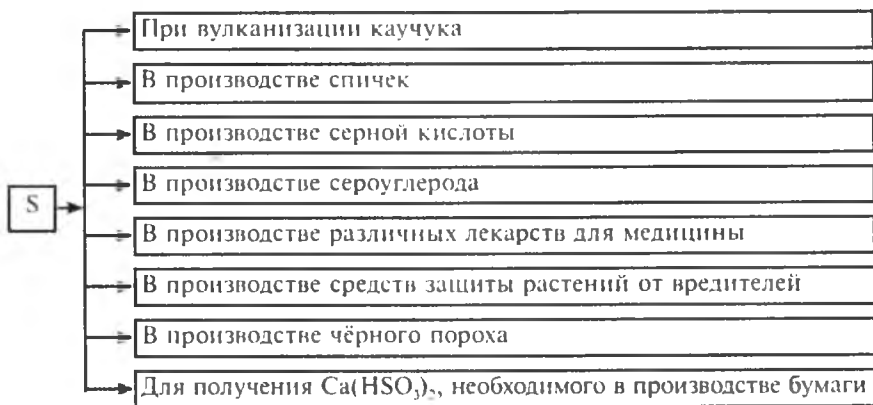


Сера, как восстановитель, вступает в реакцию с кислородом, фтором и хлором, теряя электроны:



**Применение.** Сера широко используется в сельском хозяйстве.

Человек знаком с серой с давних времён. Люди широко использовали серу и продукт её горения — оксид серы (IV) при отбеливании тканей, изготовлении лекарств, для получения белого пороха, чернения различных предметов. Сейчас сферы применения серы и её соединений значительно расширились.



### Вопросы и задания

1. Напишите формулы важнейших природных соединений кислорода.
2. Напишите формулы природных соединений серы. Каковы степени окисления серы в этих соединениях?
3. Используя простые вещества, получите следующие соединения:  $\text{Li}_2\text{S}$ ,  $\text{ZnS}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{CS}_2$ ,  $\text{SF}_6$ . Напишите уравнения реакций. Какие свойства (окислительные или восстановительные) проявляет сера при образовании этих соединений?
4. Определите формулу соединения, в составе которого имеется 36% алюминия и 64% серы.

## § 94. ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ СЕРЫ. СЕРОВОДОРОД. СЕРОВОДОРОДНАЯ КИСЛОТА

### Какими свойствами обладает сероводород?

**Физические свойства.** Сероводород — бесцветный газ с резким запахом (тухлых яиц), ядовит. Сжижается при  $-60^\circ\text{C}$ , а затвердевает при  $-61,8^\circ\text{C}$ . В 1 л воды растворяется 3,85 г  $\text{H}_2\text{S}$  (в 1 объёме воды 2,5 объёма).

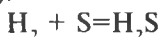
Молекулярная формула сероводорода —  $\text{H}_2\text{S}$ , структурная формула —  $\text{H}-\text{S}-\text{H}$ , электронная формула —  $\text{H}:\ddot{\text{S}}:\text{H}$

Водный раствор сероводорода называется *сероводородной кислотой*.

**Получение.** В силу того, что сероводородная кислота является слабой кислотой, её получают воздействием соляной кислоты на её соли (сульфиды):

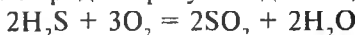


Сероводород можно получить пропусканием водорода через расплавленную серу (200–350°C):

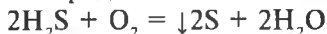


**Химические свойства.** Сероводород горит в атмосфере кислорода.

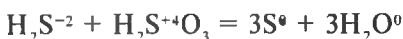
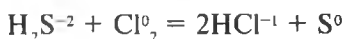
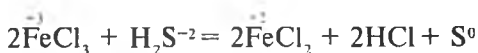
А) при избытке кислорода образуется диоксид серы:



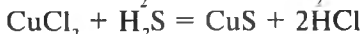
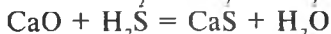
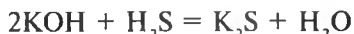
В) при недостатке кислорода — элементарная сера:



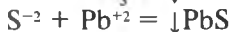
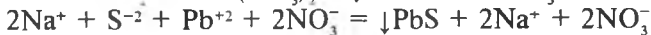
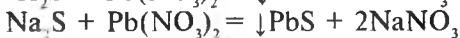
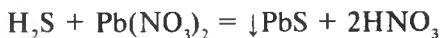
Сероводород и сероводородная кислота — сильные восстановители:



Сероводородная кислота вступает в реакции, характерные для всех кислот:



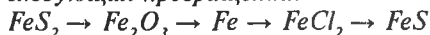
Для сероводорода, сероводородной кислоты и водорастворимых сульфидов качественным реактивом является  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ :



При добавлении к раствору, содержащему сульфид-ионы, водорастворимую соль свинца образуется чёрный осадок  $\text{PbS}$ . Таким образом экспериментально определяют сульфид-ион.

### Вопросы и задания

1. Определите плотность сероводорода по водороду и по воздуху?
2. Как экспериментально можно определить наличие сероводорода в газовой смеси?
3. Напишите уравнения реакций полного и неполного сгорания сероводорода. Определите изменение степеней окисления серы в каждой реакции.
4. Какой объём воздуха (н.у.) необходим для окисления 80 г серы?
5. Что произойдёт при пропускании сероводорода через раствор сульфата меди? Напишите уравнение реакции.
6. Напишите уравнения реакций, необходимых для осуществления следующих превращений:





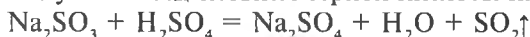
## § 95. КИСЛОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ СЕРЫ

*Какие степени окисления проявляет сера в своих кислородных соединениях? Почему?*

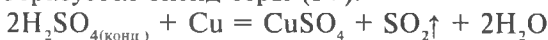
**Оксиды серы.** Практическое значение имеют 2 оксида серы: оксид серы (IV)  $\text{SO}_2$  и оксид серы (VI)  $\text{SO}_3$ .

**Оксид серы (IV) —  $\text{SO}_2$**  входит в состав газов, образующихся при извержениях вулканов и горении природного угля.

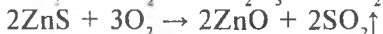
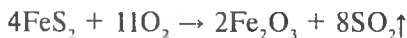
$\text{SO}_2$  — газ, молекулы которого имеют полярные ковалентные связи, в лаборатории его получают воздействием серной кислоты на сульфиты.



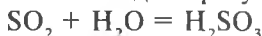
При взаимодействии медных стружек с концентрированной серной кислотой образуется оксид серы (IV).



В промышленности оксид серы (IV) получают обжигом сульфидов металлов.



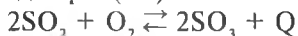
Оксид серы (IV) — бесцветный газ с резким запахом, который сжигается при  $-10^\circ\text{C}$ , а затвердевает при  $-73^\circ\text{C}$ . Это кислотный оксид, который при растворении в воде образует сернистую кислоту.



Он, реагируя с основными оксидами и щелочами, образует сульфиты.



Оксид серы (IV) в присутствии катализатора при  $420-650^\circ\text{C}$  окисляется, образуя оксид серы (VI).

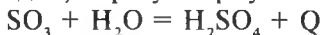


Он окисляет сероводород. В результате, восстанавливаясь, он образует серу.

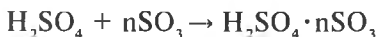


$\text{SO}_2$  обесцвечивает органические красители, убивает микроорганизмы, применяется при изготовлении кураги, для ускорения созревания фруктов. Жидкий  $\text{SO}_2$  используется при очистке нефти.

**Оксид серы (VI) —  $\text{SO}_3$**  — высший оксид серы, кипящий при  $45^\circ\text{C}$  и превращающийся в белую кристаллическую массу при  $17^\circ\text{C}$ . Он проявляет свойства, характерные для кислотных оксидов. Легко вступает в реакцию с водой, образуя серную кислоту.



$\text{SO}_3$  сам хорошо растворяется в серной кислоте. При этом образуется олеум:



В промышленности  $\text{SO}_3$  получают каталитическим окислением  $\text{SO}_2$ .

Оксид серы (VI) используется в основном для получения серной кислоты.

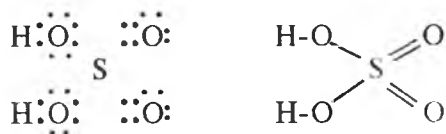
### Вопросы и задания

1. Вещество, в составе которого содержится 50% серы и 50% кислорода, имеет плотность по водороду 32. Определите плотность этого вещества по воздуху.
2. Напишите уравнения реакций, необходимых для осуществления следующих превращений:  
 $S \rightarrow \text{ZnS} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow S$
3. Определите массу пирита, необходимую для получения 5,6 л оксида серы (IV) (н.у.).
4. Определите объём оксида серы (IV) (н.у.), необходимый для окисления 2,8 л сероводорода.
5. Напишите уравнения реакций, протекающих по следующей схеме:  
 $S \rightarrow \text{HgS} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$

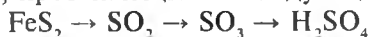
## § 96. СЕРНАЯ КИСЛОТА

*С какими металлами не взаимодействует концентрированная серная кислота?*

Молекулярная формула серной кислоты —  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Её электронная и структурная формулы имеют следующий вид:



**Получение.** Для получения серной кислоты нужно осуществить химический реакции, протекающие по следующей схеме:



**Физические свойства.** Серная кислота — тяжёлая маслянистая жидкость без цвета и запаха. Плотность 96% серной кислоты равна 1,84 г/см<sup>3</sup>. При её растворении в воде выделяется много тепла. Поэтому при растворении серной кислоты в воде нужно быть крайне осторожным.

*Растворение серной кислоты в воде производится в следующем порядке:*

1. Измеряется необходимый объём воды.
2. Вода наливается в большую посуду (термоустойчивый химический стакан).

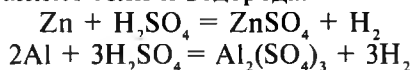
3. Необходимое количество серной кислоты понемногу добавляется к воде (не приливайте воду к кислоте!).

4. При добавлении кислоты необходимо постоянно помешивать образующийся раствор стеклянной палочкой.

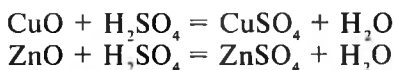
**Химические свойства.** Свойства разбавленной и концентрированной серной кислоты отличаются.

**Разбавленная серная кислота** проявляет общие для всех кислот свойства.

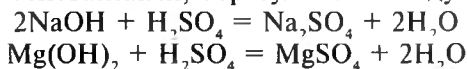
1) С металлами, стоящими в ряду активности левее водорода, реагирует с образованием соли и водорода:



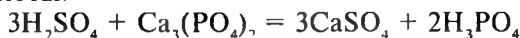
2) Реагирует с основными и амфотерными оксидами, образуя соль и воду:



3) Реагирует с основаниями, образуя соль и воду



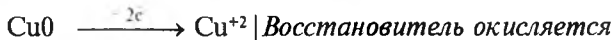
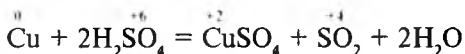
4) Реагируя с солями слабых или летучих кислот, образует новые соли и кислоты:



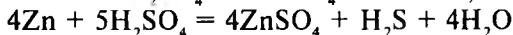
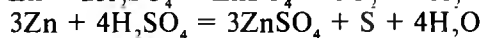
**Концентрированная серная кислота** будучи сильным окислителем вступает в реакцию почти со всеми металлами.

Она не реагирует с серебром (Ag), золотом (Au) и платиной (Pt), а при концентрации, близкой к 100%, - и с железом Fe.

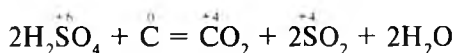
В зависимости от активности металла, концентрации кислоты и условий протекания реакции могут образовываться такие продукты, как  $\text{SO}_2$ , S или  $\text{H}_2\text{S}$ .



В зависимости от своей концентрации серная кислота по-разному реагирует с цинком:

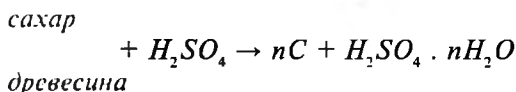


Концентрированная серная кислота при кипячении взаимодействует и с неметаллами:

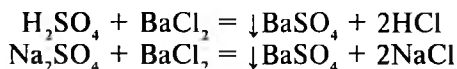


| Простое вещество | Разбавленная<br>$H_2SO_4$ | Концентрированная<br>$H_2SO_4$ |
|------------------|---------------------------|--------------------------------|
| Zn               | $ZnSO_4 + H_2$            | $ZnSO_4 + SO_2 (S, H_2S)$      |
| Cu               | -                         | $CuSO_4 + SO_2 + H_2O$         |
| Hg               | -                         | $HgSO_4 + SO_2 + H_2O$         |
| C                | -                         | $CO_2 + SO_2 + H_2O$           |
| S                | -                         | $SO_2 + H_2O$                  |
| Fe               | $FeSO_4 + H_2$            | -                              |
| Al               | $Al_2(SO_4)_3 + H_2$      | -                              |
| Ag               | -                         | $Ag_2SO_4 + SO_2 + H_2O$       |

Концентрированная серная кислота, отнимая воду у сахара, бу-  
маги, древесины и тканей, обугливает их:



Для определения серной кислоты и сульфатов используются во-  
дорастворимые соли бария (хлорид бария). В результате реакции об-  
разуется белый осадок, не растворимый в воде и азотной кислоте:



**Сульфаты.** Сульфат натрия —  $Na_2SO_4$ . Безводный сульфат натрия  
используется в производстве стекла, соды и различных лекарств  
для медицины и ветеринарии.  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$  — *глауберова соль*.

**Сульфат кальция** —  $CaSO_4$ . В природе встречается в виде гипса —  
 $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ . Природный гипс при нагревании до 150–170°C теряет  
3/4 своей воды, превращаясь в алебастр  $CaSO_4 \cdot 1/2H_2O$ . Алебастр  
является важным строительным материалом, который Вы могли  
видеть на стройплощадках.

В медицине гипс используется, как перевязочный материал.

**Сульфат меди (II)** —  $CuSO_4$ . Вода образует с сульфатом меди  
кристаллогидрат  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ . Медный купорос для нанесения ме-  
ди на поверхность металлов, а также в борьбе с вредителями рас-  
тений в сельском хозяйстве.

**Железный купорос** —  $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ . Кристаллы тёмно-зелёного  
цвета, используемые в борьбе с вредителями растений и для изго-  
товлении различных красителей.

## Применение серной кислоты



### Вопросы и задания

- Каково различие между действием на металлы концентрированной и разбавленной серной кислоты? Напишите уравнения соответствующих реакций.
- Выполните задание, используя данные таблицы 50.

Таблица 50

|                                    | Cu | Zn | MgO | KOH | $\text{Cu}(\text{OH})_2$ | $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ | $\text{CaCO}_3$ |
|------------------------------------|----|----|-----|-----|--------------------------|----------------------------|-----------------|
| $\text{H}_2\text{SO}_4$<br>(разб.) | 1  | 2  | 3   | 4   | 5                        | 6                          | 7               |
| $\text{H}_2\text{SO}_4$<br>(конц.) | 8  | 9  | 10  | 11  | 12                       | 13                         | 14              |
| $\text{H}_2\text{S}$               | 15 | 16 | 17  | 18  | 19                       | 20                         | 21              |

Напишите уравнения реакций, протекающих между веществами в случаях 1, 2, 8, 9.

- Определите, в какой из двух пробирок находится серная, а в какой соляная кислота.
- Сколько г 20% серной кислоты нужно для реакции с 5,4 г алюминия?
- Какой объём сероводорода (н.у.) можно получить из 240 кг пирита, если выход продукта составляет 80%?
- Определите выход продукта от теоретического, если из 128 т серы получено 333,2 т серной кислоты.

## § 97. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

*Некоторые химические реакции протекают годами. Можно ли их ускорить?*

Химические реакции протекают с различной скоростью. Некоторые реакции протекают очень быстро (за доли секунды), а некоторые очень медленно (в течение нескольких дней). Есть даже такие реакции, для завершения которых требуются годы.

На химических производствах некоторые реакции необходимо ускорить, а некоторые — замедлить. Например, ржавление железных изделий нужно замедлять.

- **Изменение концентраций реагирующих веществ за единицу времени называют скоростью химической реакции.**

К примеру, исходная концентрация вступающего в реакцию вещества равна 1 моль/л. После протекания реакции в течение 10 секунд было определено, что концентрация этого вещества стала равной 0,4 моль/л. Для определения скорости этой реакции выполним следующее:

Скорость химической реакции —  $v$ . В течение реакции концентрация вещества уменьшилась на: (1 моль/л — 0,4 моль/л = 0,6 моль/л) 0,6 моль/л. Реакция длилась 10 секунд.

$$v = \frac{c_1 - c_2}{t} = \frac{1 \text{ моль/л} - 0,4 \text{ моль/л}}{10 \text{ с}} = \frac{0,6 \text{ моль}}{10 \text{ с}} = 0,06 \text{ с}$$

Таким образом, скорость этой реакции равна 0,06 моль/л с.

Факторы, влияющие на скорость химической реакции:

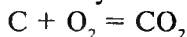
**1. Концентрация реагирующих веществ.** При изучении химических свойств кислорода Вы узнали, что сера медленно горит в воздухе, а в чистом кислороде быстро и с ярким пламенем. При горении серы в чистом кислороде число его молекул, сталкивающихся с серой, больше, чем в воздухе, потому что в воздухе кислорода 21% по объёму.

Скорость химической реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ.

Например, для реакции  $A + B = C$   $v = k[A] \cdot [B]$

$[A]$  и  $[B]$  — концентрации веществ A и B,  $k$  — коэффициент пропорциональности.

Если одно из реагирующих веществ находится не в газообразном состоянии, например, как в случае горения углерода:



То выражение для скорости такой реакции будет записано так:  
 $v=k[O_2]$

Если в химических реакциях участвуют твёрдые вещества, то только молекулы на их поверхности вступают во взаимодействие. При этом концентрация твердого вещества практически не меняется.

## 2. Температура.

- При повышении температуры на каждые 10°C скорость реакции возрастает в 2–4 раза.

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

$v_{t_2}$  – скорость реакции при температуре  $t_2$

$v_{t_1}$  – скорость реакции при температуре  $t_1$

$\gamma$  – температурный коэффициент скорости

Например, если температурный коэффициент скорости реакции  $\gamma=2$  и температура в реакционной среде возросла на 40°C, то скорость такой реакции возрастёт в 16 раз, при повышении температуры на 50°C в 32 раза, а на 70°C в 128 раз. Столь резкое увеличение скорости реакции можно объяснить ускорением движения молекул, увеличением числа столкновений и доли активных молекул.

Скорость реакции также зависит от природы реагирующих веществ, степени измельчения твёрдых веществ и катализатора.

## 3. Природа реагирующих веществ.

В 7-м классе Вы изучали, как проявляет себя вода в отношении калия, натрия, железа и меди.

А.  $2K + 2H_2O = 2KOH + H_2$ . Реакция протекает очень быстро, даже сопровождается горением выделяющегося водорода.

В.  $2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2$  реакция протекает быстро, но в сравнении с калием медленнее.

Д. Взаимодействие железа с водой протекает очень медленно в присутствии атмосферного кислорода.

Е. Медь с водой не взаимодействует.

## 4. Поверхность соприкосновения твёрдого вещества.

Рассмотрим зависимость скорости реакции от поверхности соприкосновения веществ на примере реакции между железом и серой.

В реакции  $Fe + S = FeS$  чем мельче кусочки железа, тем она быстрее протекает. При возрастании степени измельчения вплоть до пыли происходит снижение скорости реакции. Причиной тому является возросшая уплотнённость частиц, снижающая число их столкновений с реагентом.

## 5. Катализатор.

$MnO_2$  ускоряет реакцию разложения пероксида водорода.

При получении оксида серы (VI) в качестве катализатора используется оксид ванадия (V).

- Вещества, ускоряющие химические реакции, но сами при этом не расходующиеся, называются катализаторами.

Ингибиторы же замедляют химические реакции.

### Вопросы и задания

1. Что называют средней скоростью движущегося тела?
2. Что называют скоростью химической реакции?
3. От каких факторов зависит скорость химической реакции?
4. Если температурный коэффициент реакции равен 2, а температура реакции возросла от  $10^\circ C$  до  $60^\circ C$ , во сколько раз увеличится скорость химической реакции?
5. Как изменится скорость реакции  $2\dot{N}O + O_2 \leftrightarrow 2NO_2$ , если объём реакционного сосуда:  
а) уменьшит в 3 раза; б) увеличить в 3 раза?

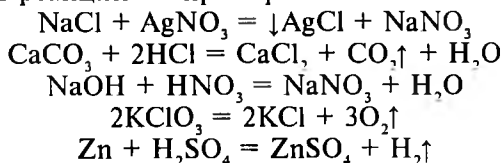
## § 98. ОБРАТИМЫЕ И НЕОБРАТИМЫЕ РЕАКЦИИ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

*Почему реакция разложения известняка считается необратимой?*

Химические реакции в зависимости от направления протекания подразделяются на обратимые и необратимые.

**Необратимые реакции.** Реакции продолжаются до тех пор, пока исходные вещества полностью не израсходуются. Они протекают до конца.

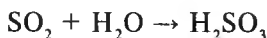
Необратимые реакции протекают только в направлении образования продуктов реакции. Например:



Рассмотрим реакцию металлического цинка с концентрированной азотной кислотой. В этом случае реакция продолжается до тех пор, пока хотя бы один из реагентов полностью не израсходуется. Но если к образованному нитрату цинка в присутствии воды добавить оксид азота (IV), реакция не будет протекать в направлении образования исходных веществ цинка и кислоты.



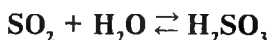
Обратимые реакции протекают в противоположных направлениях, т.е. образование продуктов протекает одновременно с образованием исходных веществ. Например, оксид серы (IV), взаимодействуя с водой, образует сернистую кислоту:



С увеличением содержания сернистой кислоты в растворе начинает протекать и обратная реакция:



- Реакции, протекающие при определённых условиях в обоих (противоположных) направлениях, называются обратимыми.



В уравнениях обратимых реакций вместо знака «=» используют знак « $\rightleftharpoons$ ».

Реакции, протекающие слева направо, называют **прямыми**, а справа налево — **обратными**.

В обратимых химических реакциях исходные вещества расходуются, их концентрация уменьшается, в результате чего снижается скорость прямой реакции. Напротив, концентрация вещества, образующегося в результате реакции возрастает, за счёт чего скорость обратной реакции возрастает.

- Состояние, при котором скорость прямой и обратной реакции равны, называется химическим равновесием.  $v_1$  — скорость прямой реакции,  $v_2$  — скорость обратной реакции ( $v_1 = v_2$ ).

Выражение для скорости прямой реакции в случае  $\text{H}_2 + \text{J}_2 \rightleftharpoons 2\text{HJ}$  можно представить так:

$$v = k [\text{H}_2] \cdot [\text{J}_2]$$

А скорость обратной реакции:

$$v_2 = k [\text{HJ}]^2.$$

Поскольку при химическом равновесии  $v_1 = v_2$ ,  $k_1 [\text{H}_2] \cdot [\text{J}_2] = k_2 [\text{HJ}]^2$

или 
$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{HJ}]^2}{[\text{H}_2] [\text{J}_2]}.$$

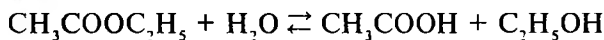
Соотношение констант скоростей прямой и обратной реакции называется константой равновесия ( $K_p$ ):  $\frac{k_1}{k_2} = K_p$ ,

Таким образом, константа равновесия определяется, как 
$$K_m = \frac{[\text{HJ}]^2}{[\text{H}_2] [\text{J}_2]}.$$

Если  $K_p > 1$ , то концентрация продуктов реакции будет выше концентрации исходных веществ, т.е.  $[HJ] > [H_2] \cdot [J_2]$ . Это значит, что выход продуктов реакции высок.

Если  $K_p < 1$ , то концентрация продуктов реакции будет ниже концентрации исходных веществ, т.е.  $[H_2] \cdot [J_2] > [HJ]$ . Это значит, что выход продуктов реакции низок.

Например, константа реакции гидролиза этилацетата при 20°C равна 0,28 [ $K_p = 0,28$ ], т.е. меньше единицы.



$$K_p = \frac{[CH_3COOH] \cdot [C_2H_5OH]}{[CH_3COOC_2H_5] \cdot [H_2O]}$$

В этом случае гидролизуемость эфира незначительна, очень малое число молекул гидролизировано.

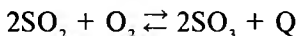
Если в химической реакции принимает участие твёрдое вещество, его концентрация не влияет на изменение константы равновесия.

Например: математическое выражение константы равновесия для реакции  $CO_2 + C \rightleftharpoons 2CO$  следующее:

$$K_p = \frac{[CO]^2}{[CO_2]}$$

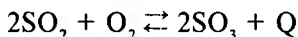
При химическом равновесии сколько молекул продуктов реакции образуется, столько же молекул и разлагается.

Изменяя давление, температуру и концентрацию веществ, можно сместить химическое равновесие. Катализатор не влияет на смещение химического равновесия. Он просто способствует более быстрому его установлению. Повышение температуры ускоряет протекание реакций. Реакция окисления оксида серы (IV)- обратимая экзотермическая реакция:



Повышение температуры приведёт к ускорению обратной реакции, а снижение температуры- к ускорению прямой реакции.

Повышение давления приводит к смещению равновесия в сторону реакции, приводящей к уменьшению объёма.



$$2 \quad 22,4 \text{ л} + 22,4 \text{ л} > 2 \quad 22,4 \text{ л} \text{ или } 67,2 > 44,8 \text{ или } 3 > 2$$

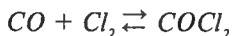
На основе расчётов по уравнению реакции видно, что при прямой реакции происходит уменьшение объёма. Таким образом, повышение давления в этом случае способствует ускорению прямой реакции.

Повышение концентрации одного из веществ приводит к смещению равновесия в сторону реакции, при которой происходит её уменьшение.

Например, если в реакционной системе  $\text{CO}_2 + \text{H}_2 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{CO}$ , находящейся в состоянии равновесия, увеличить концентрацию  $\text{CO}_2$ , то равновесие сместится вправо, если же увеличить концентрацию  $\text{CO}$ , то равновесие сместится влево.

### **Вопросы и задания**

1. Какие реакции называются необратимыми?
2. Какие реакции называются обратимыми?
3. Что называют химическим равновесием? Перечислите возможные способы его смещения.
4. В какую сторону сместится равновесие реакций  $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2 + Q$ ;  $\text{CO}_2 + \text{C} \rightleftharpoons 2\text{CO} - Q$  при понижении температуры?
5. В какую сторону сместится равновесие в следующих реакциях при повышении температуры и давления?  
 $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3 + Q$   
 $3\text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{O}_3 - Q$   
 $\text{H}_2 + \text{Br}_2 \rightleftharpoons 2\text{HBr} + Q$   
 $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2 - Q$
6. В какую сторону смещается равновесие под действием катализатора?
7. В следующей реакционной системе концентрация угарного газа увеличена в 4, а хлора- в 3 раза. Во сколько раз при этом увеличится скорость реакции?



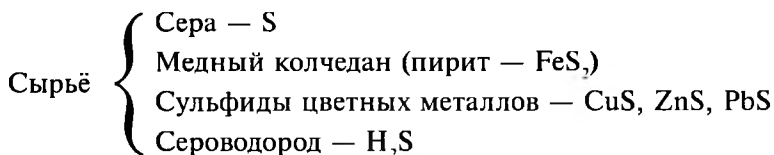
8. Во сколько раз увеличится скорость химической реакции общего вида  $2A + B \rightarrow A_2B$ , если концентрацию вещества «А» повысили от 0,03 до 0,12 моль/л, а концентрацию вещества «В» - от 0,02 до 0,04 моль/л?
9. В жидком состоянии керосин или бензин горят медленно, а в газообразном состоянии их горение протекает со взрывом. Объясните, почему.
10. Равновесные концентрации веществ в реакции  $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$  имеют следующие значения:  
 $[\text{N}_2] = 0,025$  моль/л,  $[\text{O}_2] = 0,005$  моль/л,  $[\text{NO}] = 0,09$  моль/л.  
Определите исходные концентрации  $\text{N}_2$  и  $\text{O}_2$ .
11. При определённых условиях установилось равновесие следующей химической реакции:  
 $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} + \text{O}_2$   
Определите исходную концентрацию  $\text{NO}_2$ , если равновесные концентрации веществ следующие:  $[\text{NO}_2] = 0,006$  моль/л,  $[\text{NO}] = 0,024$  моль/л,  $[\text{O}_2] = 0,012$  моль/л.

## **§ 99. ПРОМЫШЛЕННОЕ ПРОИЗВОДСТВО СЕРНОЙ КИСЛОТЫ**

**Какие экологические проблемы могут быть связаны с производством серной кислоты?**

Важнейшим неорганическим веществом для химической промышленности является серная кислота.

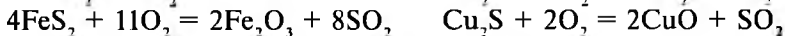
Сырьём для производства серной кислоты в промышленности является сера, железный колчедан (пирит), сульфиды цветных металлов и сероводород.



Производство серной кислоты в промышленности из сырья происходит в несколько этапов:

1. получение оксида серы (IV).
2. очистка оксида серы (IV).
3. получение оксида серы (VI) окислением оксида серы (IV).
4. Получение серной кислоты гидратацией оксида серы (VI).

**1) Получение оксида серы (IV).** Для получения оксида серы (IV) на основе имеющегося сырья необходимо осуществить следующие химические реакции.



В промышленности для получения  $\text{H}_2\text{SO}_4$  используют пирит.

Для проведения обжига (окисления) пирита с высоким выходом в промышленности необходимо выполнить следующее:

1) Обжиг необходимо проводить не в воздухе, а в чистом кислороде. При замене воздуха на кислород увеличивается его концентрация, в результате чего реакция протекает быстрее.

2) Необходимо измельчить кусочки пирита. При этом увеличивается поверхность столкновения с молекулами кислорода. Однако чрезмерное измельчение пирита приводит к замедлению реакции, потому что происходит уплотнение частиц. Кислород не проходит через уплотнённый слой пирита. Однако сильно измельчённый пирит тоже даёт хорошие результаты при использовании принципа противотока.

Порошкообразный пирит загружается в печь для обжига (окисления  $\text{FeS}_2$ ) сверху, а воздух подаётся снизу. Смесь мелких частиц пирита с воздухом называется *кипящим слоем*. В этих условиях окисление пирита происходит очень быстро.

**2) Очистка оксида серы (IV).** Получение оксида серы (VI) является каталитическим процессом; при этом используется оксид ванадия (V) —  $\text{V}_2\text{O}_5$ .

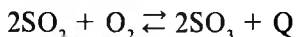
Пыль и примеси, имеющиеся в  $\text{SO}_2$ , отравляют катализатор, подавляя его каталитические свойства.

Поэтому выделяемый из печи для обжига пирита  $\text{SO}_2$  сначала очищают, а затем подают в контактный аппарат.

Выходящий из печи для обжига  $\text{SO}_2$  очищается в устройствах, снабженных циклоном и электрофильтром. Затем он высушивается в сушильной печи. Для этого используется концентрированная  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

### 3) Получение оксида серы (VI) окислением оксида серы (IV).

Оксид серы (IV) окисляется в оксид серы (VI) в присутствии катализатора:



В этой экзотермической реакции при  $400^\circ\text{C}$  образуется оксид серы (VI) с выходом 99,2%. Дальнейшее повышение температуры приводит к снижению выхода продукта, например, при  $600^\circ\text{C}$  он составляет 73%.

Теплота, выделяющаяся при реакциях, используется для подогрева  $\text{SO}_2$  в теплообменниках.

Для подбора оптимальных условий окисления оксида серы (IV) используют факторы, смещающие химическое равновесие вправо.

**1. Температура.** Для повышения выхода образования оксида серы (VI) температуру реакции постепенно снижают от  $600^\circ\text{C}$  до  $400\text{--}450^\circ\text{C}$ .

**2. Катализатор.** Катализаторами могут быть железо, платина и оксид ванадия (V). Катализаторы должны быть дешёвыми, устойчивыми к действию ядов и годными в течение длительного срока. Сейчас в качестве катализатора на серноокислотном производстве используется оксид ванадия.

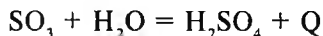
**3. Контактный аппарат** не должен содержать паров воды, частички пыли и примеси, отравляющие катализатор.

Очищенный от примесей и водяного пара  $\text{SO}_2$  после смешивания с горячим воздухом подаётся в контактный аппарат, где, уже обладая достаточным количеством тепла, он окисляется. Окисление  $\text{SO}_2$  — экзотермическая реакция. Выделяющееся при этом тепло подаётся в теплообменник. Полученный в контактном аппарате оксид серы (VI) охлаждается в теплообменнике и подаётся в поглотительную башню.

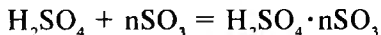
### 4) Гидратация оксида серы (VI), получение серной кислоты.

В поглотительной башне из оксида серы (VI) получают серную кислоту. Для этого  $\text{SO}_3$  должен вступить в реакцию с водой. Однако при реакции  $\text{SO}_3$  с водой в поглотительной башне образуется туман из мелких капель  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Этот серноокислотный туман очень трудно конденсируется. Поэтому  $\text{SO}_3$  поглощается 98% серной кислотой.

Сначала, присутствующая в концентрированной серной кислоте вода гидратирует  $\text{SO}_3$ :



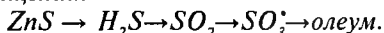
Затем, безводная серная кислота присоединяет  $\text{SO}_3$ , образуя олеум:



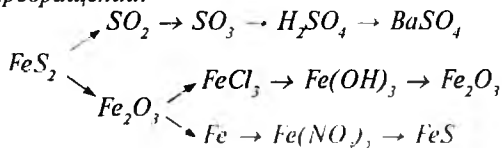
Промышленное производство серной кислоты является необратимым процессом.

### Вопросы и задания

1. Какие вещества могут быть сырьём для производства серной кислоты?
2. Какие этапы включает производство серной кислоты в промышленности?
3. Как производится обжиг пирита в промышленности?
4. Что необходимо для увеличения выхода продукта окисления оксида серы (IV)?
5. Напишите уравнения реакций, необходимых для осуществления следующих превращений:



6. Какой объём сероводорода (н.у.) можно получить при взаимодействии с соляной кислотой 180 г смеси ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$  и  $\text{FeS}$ ), содержащей 60% сульфида железа (II)? Сколько г серной кислоты можно получить из этого количества сероводорода?
7. Сколько цинка и серной кислоты можно получить из 1 кг цинка, содержащего 30% сульфида цинка?
8. Какой объём оксида серы (IV) (н.у.) можно получить при взаимодействии концентрированной серной кислоты со смесью, содержащей 20% меди?
9. К 200 г раствора серной кислоты добавили хлорид бария. В результате было получено 4,66 г осадка. Определите процентную концентрацию раствора серной кислоты взятого для реакции.
10. Напишите уравнения реакций, необходимых для осуществления следующих превращений:



11. Напишите уравнения реакций, необходимых для идентификации серной кислоты.
12. Напишите уравнения химических реакций, необходимых для доказательства различия взаимодействий разбавленной и концентрированной серной кислоты с металлическим цинком.
13. Вам выданы бесцветные растворы 3 веществ. Как можно определить, что одно из выданных Вам веществ — серная кислота, другое — серная кислота, а третье — едкий натр?
14. Напишите уравнения реакций, необходимых для определения наличия или отсутствия сульфатов в выданном Вам образце поваренной соли.

15. В пронумерованных пробирках выданы растворы солей: хлорида кальция, сульфида натрия и сульфата калия. Напишите порядок проведения эксперимента по определению солей в пробирках.
16. Можно ли получить хлорид алюминия из сульфата алюминия? Напишите уравнения соответствующих реакций.
17. Какими способами можно получить сульфат алюминия? Напишите уравнения соответствующих реакций.
18. Докажите, что выданное Вам вещество является медным купоросом.
19. Можно ли, используя необходимые реактивы, получить сульфат железа (III) из сульфата железа (II)? Напишите уравнения соответствующих реакций.

### Решение типовых задач

**Пример 1.** Во сколько раз увеличится скорость реакции, если температурный коэффициент равен 3, а температура возросла с 50°C до 70°C? Если при первоначальной температуре реакция протекает за 2 минуты 15 секунд, то за какое время она завершится при 70°C?

**Решение:** 1) Найдём, во сколько раз увеличилась скорость реакции (при повышении температуры от 50°C до 70°C), согласно уравнению Вант-Гоффа:

$$v = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} = 3^{\frac{70 - 50}{10}} = 3^2 = 9$$

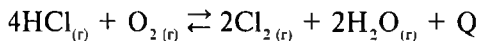
Скорость химической реакции возрастает в 9 раз.

2) Реакция при  $t_1$  завершается за 2 минуты 15 секунд (135 секунд). При  $t_2$  для завершения реакции потребуется в 9 раз меньшее время:

$$v = (t_2) = \frac{135}{9} = 15 \text{ с}$$

**Ответ:** за 15 с.

**Пример 2.** Реакция взаимодействия хлороводорода с кислородом обратима:



Как повлияет : А) повышение давления; В) повышение температуры; Д) катализатор на состояние равновесия в этой реакционной системе?

**Решение:** 1) Все участвующие в реакции вещества – газы. Согласно принципу Ле-Шателье при повышении давления равновесие смещается в сторону реакции, при которой происходит уменьшение объёма. В этой реакции уменьшение объёма происходит при образовании продуктов. Значит, равновесие в этой реакции сместится вправо, т.е. в сторону образования  $\text{Cl}_2$  и  $\text{H}_2\text{O}$ .

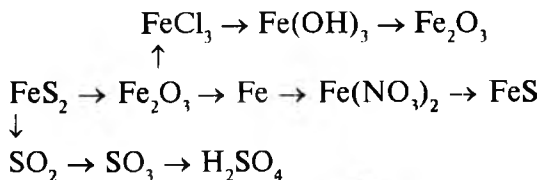
2) Поскольку прямая реакция является экзотермичной, повышение температуры приведёт к смещению равновесия влево, т.е. в сторону образования  $\text{HCl}$  и  $\text{O}_2$ .

3) Катализатор одинаково влияет на скорость прямой и обратной реакции приводит к сдвигу равновесия в какую-либо сторону.

Ответ: А) Повышени даления способствует смещению равновесия вправо; В) Повышение температуры способствует смещению равновесия влево; D) Катализатор не смещает равновесие в какую-либо сторону.

### Задачи и упражнения для самостоятельного решения

Напишите уравнения химических реакций, необходимых для осуществления следующих превращений:



2. Какой объём сероводорода (н.у.) можно получить при взаимодействии с соляной кислотой 180 г смеси ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$  и  $\text{FeS}$ ), содержащей 60% сульфида железа (II)? Сколько г серной кислоты можно получить из этого количества сероводорода??

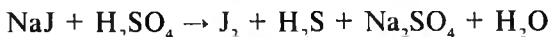
3. К 80 г раствора серной кислоты добавили хлорид бария. В результате было получено 11,665 г осадка. Определите процентную концентрацию раствора серной кислоты взятого для реакции.

4. Какой объём воздуха (н.у.) необходим для окисления 16 г серы, если воздух содержит 21% кислорода по объёму?

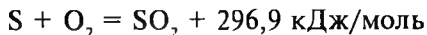
5. Сколько г соли и какой объём оксида серы (IV) (н.у.) можно получить при взаимодействии концентрированной серной кислоты с 120 г смеси, содержащей 20% меди и 80% оксида меди (II)?

6. Определите массовую долю кристаллизационной воды в медном купоросе.

7. Подберите коэффициенты для следующего уравнения окислительно-восстановительной реакции. Определите окислитель и восстановитель:



8. Термохимическое уравнение горения серы в кислороде имеет следующий вид:



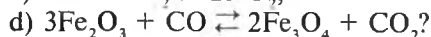
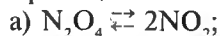
Сколько тепла выделится при сгорании 8 г серы?

9. Какой объём  $\text{H}_2\text{S}$  (н.у.) можно получить из 3 кг технического сульфида железа, содержащего 95%  $\text{FeS}$  ?

10. Скорость реакции при  $0^\circ\text{C}$  равна 1 моль/л с. Если температурный коэффициент реакции равен 3, рассчитайте скорость этой реакции при  $30^\circ\text{C}$ ?



11. Как влияет уменьшение давления на равновесие в следующих реакциях:



12. Напишите уравнения реакций, позволяющих получить сульфат железа (II) 4 различными способами.

13. Сколько атомов содержится в 16 г серы?

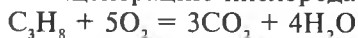
14. Какой объём воздуха (н.у.) необходим для сжигания 3,2 г серы?

15. При пропускании какого газа через раствор нитрата свинца образуется чёрный осадок?

16. Сколько неспаренных электронов имеется у атомов элементов шестой группы главной подгруппы?

17. При обжиге железного колчедана образуются 2 вещества. Напишите уравнение этой реакции и уравняйте. Чему равна сумма всех коэффициентов?

18. Во сколько раз увеличится скорость следующей реакции горения, если увеличить концентрацию кислорода в 4 раза?



19. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 25°C до 45°C, если температурный коэффициент равен 2,5?

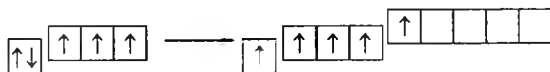
## ГЛАВА XII

### ЭЛЕМЕНТЫ ПОДГРУППЫ АЗОТА

*В чём причина расположения азота, фосфора, мышьяка, сурьмы и висмута в одной группе?*

**Общая характеристика элементов подгруппы азота.** Элементами главной подгруппы V группы являются азот N, фосфор P, мышьяк As, сурьма Sb и висмут Bi. У атомов этих элементов на внешнем слое имеется по 5 электронов, которые имеют следующую электронную конфигурацию  $ns^2np^3nd^0$ . Для завершения валентного слоя всем этим элементам не хватает по 3 электрона. Поэтому атомы этих элементов, принимая 3 электрона, проявляют степень окисления -3.

В возбуждённом состоянии электронная конфигурация валентного слоя этих элементов (кроме азота) имеет вид  $s^1p^3d^1$ .



В возбуждённом состоянии атомы этих элементов взаимодействуют с относительно более электроотрицательными элементами и, отдавая эти 5 неспаренных электронов, проявляют степень окисления +5.

У атома азота на внешнем слое отсутствует d-орбиталь, поэтому его валентный слой имеет конфигурацию  $2s^22p^3$ .

Таблица 51

**Некоторые свойства элементов главной подгруппы V группы**

| Элемент                      | N               | P                | As                       | Sb                       | Bi                               |
|------------------------------|-----------------|------------------|--------------------------|--------------------------|----------------------------------|
| Число протонов в ядре        | 7               | 15               | 33                       | 51                       | 83                               |
| Электронная конфигурация     | (He) $2s^22p^3$ | (Ne) $3s^2 3p^3$ | (Ar) $3d^{10} 4s^2 4p^3$ | (Kr) $4d^{10} 5s^2 5p^3$ | (Xe) $4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^3$ |
| $r$ (атома)<br>нм (ковалент) | 0,071           | 0,130            | 0,148                    | 0,161                    | 0,182                            |
| $R_{\text{иона}} E^{+5}$     | 0,015           | 0,035            | 0,047                    | 0,062                    | 0,074                            |

|                                          |                                 |                                |                                 |                                |                                |
|------------------------------------------|---------------------------------|--------------------------------|---------------------------------|--------------------------------|--------------------------------|
| Относительная ЭО                         | 3,07                            | 2,2                            | 2,1                             | 1,8                            | 1,7                            |
| Энергия ионизации, еВ                    | 14,53                           | 10,49                          | 9,82                            | 8,64                           | 7,3                            |
| Формула простого вещества N <sub>x</sub> | P                               | As                             | Sb                              | Bi                             |                                |
| Плотность ρ, г/см <sup>3</sup>           | 1,25 г/л                        | 1,82 (бел.)<br>2,3 (кр.)       | 5,72                            | 6,68                           | 9,80                           |
| T <sub>пл.</sub> , °C                    | -195,8                          | 280 (бел.)<br>416 (кр.)        | 633                             | 1635                           | 1560                           |
| T <sub>кип.</sub> , °C                   | -210                            | 44,1 (бел.)<br>590 (кр.)       | 817                             | 630,5                          | 271,3                          |
| Степени окисления в соединениях          | -3, 0, +1,<br>+2, +3,<br>+4, +5 | -3, 0, +3,<br>+5               | -3, 0, +3,<br>+5                | -3, 0, +3,<br>+5               | -3, 0, +3,<br>+5               |
| Высшие оксиды E <sup>+5</sup>            | N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>   | P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>  | As <sub>2</sub> O <sub>5</sub>  | Sb <sub>2</sub> O <sub>5</sub> | Bi <sub>2</sub> O <sub>5</sub> |
| Кислоты                                  | HNO <sub>3</sub>                | H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> | H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub> |                                |                                |
| Распространённость в природе             | 0,03%                           | 0,04%                          | 0,0005%                         | 0,00005%                       | 0,00008%                       |

## § 100. АЗОТ

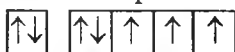


Рис. 70.

*Почему несмотря на то, что азот и кислород составляют основную часть воздуха, они не реагируют между собой?*

**Строение молекулы азота.** Молекула азота образуется при неполярном ковалентном связывании 2 атомов азота.

Молекулярная формула: N<sub>2</sub>. Структурная формула: N≡N.

Электронная формула: :N::N: (рис. 70). Строение молекулы азота.

**Распространённость в природе.** Азот встречается в природе в свободном и связанном виде.

Таблица 52

**Степени окисления азота в соответствующих соединениях**

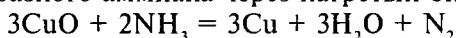
| Степень окисления | Химические соединения                             |
|-------------------|---------------------------------------------------|
| -3                | NH <sub>3</sub> , NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub> |
| 0                 | N <sub>2</sub>                                    |
| +1                | N <sub>2</sub> O                                  |

|    |                                                                      |
|----|----------------------------------------------------------------------|
| +2 | NO                                                                   |
| +3 | N <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , HNO <sub>2</sub> , NaNO <sub>2</sub> |
| +4 | NO <sub>2</sub>                                                      |
| +5 | N <sub>2</sub> O <sub>5</sub> , HNO <sub>3</sub> , NaNO <sub>3</sub> |

В свободном виде он составляет основу воздуха. В воздухе его содержится 78% по объёму и 75,5% по массе.

В связанном виде он встречается в Чили, в составе NaNO<sub>3</sub>. Поэтому NaNO<sub>3</sub> называют чилийской селитрой. Азот встечается в почве в виде различных нитратов. Даже белки — важнейшие для жизни вещества, входящие в состав живых организмов, являются соединениями азота.

**Получение.** В лабораторных условиях чистый азот получают пропуская газобразного аммиака через нагретый оксид меди (II).



N<sub>2</sub> можно также получить разложением нитрита аммония, полученного при взаимодействии хлорида аммония с концентрированным раствором нитрита натрия.



В промышленности основным сырьём для получения азота служит воздух.

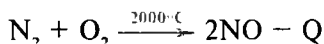
Воздух сжижают сильным охлаждением. Жидкий воздух постепенно нагревают. При этом первым выделяется азот. Причиной тому является то, что азот кипит при -196°C, а кислород — при -183°C. После того, как из жидкого воздуха полностью выделится газобразный азот, в нём остаётся только кислород. Таким образом, используя данный технологический процесс, можно получить и азот, и кислород.

**Физические свойства.** Азот — бесцветный газ без вкуса и запаха, малорастворим в воде. В 1 объёме воды растворяется 0,0154 объёма азота. Температура плавления азота -210°C, а кипения — -196°C.

**Химические свойства.** В молекуле азота атомы ковалентно связаны между собой за счёт 3 неспаренных электронов. Поэтому азот химически инертен (неактивен).

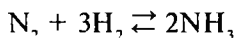
Он не реагирует с веществами при обычных условиях.

При высокой температуре электрической дуги азот реагирует с кислородом, образуя оксид азота (II).

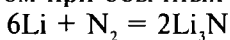


Во время грозы под действием образующихся электрических разрядов атмосферный азот окисляется, образуя оксид азота (II).

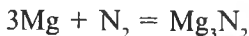
Азот в присутствии катализатора под высоким давлением и при высокой температуре реагирует с водородом. В результате образуется аммиак.



Литий реагирует с азотом при обычных условиях.



С другими металлами азот при обычных условиях не взаимодействует. Например, реагирует с магнием при нагревании.

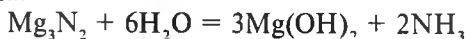


Соединения азота с металлами называют *нитридами*. Например,

$\text{Li}_3\text{N}$  — нитрид лития

$\text{Mg}_3\text{N}_2$  — нитрид магния.

Нитриды полностью гидролизуются водой, образуя аммиак и гидроксид металла.



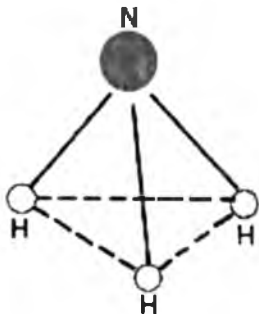
### Вопросы и задания

1. В чём основное сходство в строении атомов элементов главной подгруппы V группы?
2. Что Вы знаете о распространённости азота в природе?
3. Определите абсолютную плотность азота и его плотность по водороду.
4. В чём, как Вы думаете, особенность химических свойств азота?
5. Как получают азот в промышленности?
6. Что нужно сделать, чтобы сместить равновесие следующей химической реакции вправо:  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 + Q$ ?

## § 101. АММИАК

*Растворы хлоро- и сероводорода в воде проявляют кислотные свойства. Почему раствор аммиака в воде проявляет основные свойства?*

**Строение молекулы.** Азот образует с водородом целый ряд веществ:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{N}_2\text{H}_4$ ,  $\text{HN}_3$ . Наибольшую значимость и практическое значение среди водородных соединений азота имеет аммиак. Его молекулярная формула —  $\text{NH}_3$ , структурная формула показана на рис. 71. В силу того, что азот имеет большую электроотрицательность, чем водород, молекула аммиака является полярной.



**Получение.** 1. В лабораторных условиях аммиак получают реакцией солей аммония со щелочами:



Рис. 71. Строение молекулы аммиака.

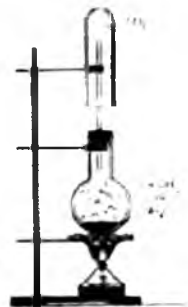
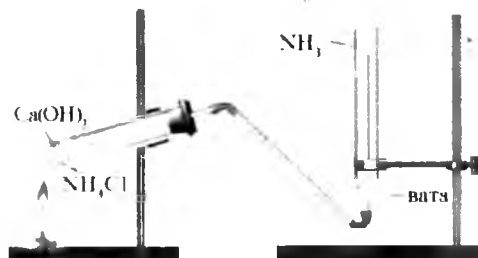
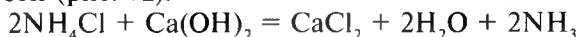
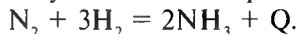


Рис. 72. Получение  $\text{NH}_3$  в лаборатории.

Его можно получить при нагревании смеси хлорида аммония и гашёной извести (рис. 72):



2. В промышленности аммиак получают из азота, полученного из воздуха, и водорода, полученного электролизом воды:



Смесь азота и водорода при обычных условиях инертна.

Реакция азота с водородом обратима. Для того чтобы сместить равновесие вправо (в сторону образования  $\text{NH}_3$ ), нужно:

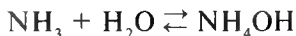
1. Увеличить давление.

2. Снизить температуру. Но при очень низкой температуре снижается выход аммиака.

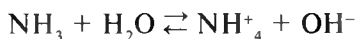
3. Использовать катализатор. Для этой реакции катализатором является смесь  $\text{Al}_2\text{O}_3$  и железа.

**Физические свойства.** Аммиак — бесцветный газ с резким запахом, в 1,7 раза легче воздуха. В 1 объёме воды растворяется 700 объёмов аммиака, значит, он хорошо растворим в воде.

**Химические свойства.** Аммиак, растворяясь в воде, образует гидроксид аммония (нашатырный спирт).



При этой реакции аммиак присоединяет протон молекулы воды  $\text{H}^+$ , образуя ион аммония  $\text{NH}_4^+$ . Вода теряет протон и превращается в гидроксид-анион, в результате чего раствор имеет щелочную реакцию.

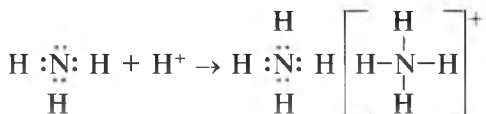


Образование иона аммония происходит по донорно-акцепторному механизму.

У атома азота в молекуле аммиака есть неподелённая электронная пара, которая отдаётся иону водорода, приводя к образованию общей электронной пары между ними.



Рис. 73. Растворимость аммиака в воде.



В ионе аммония азот четырёхвалентен, но его степень окисления равна  $-3$ .

Аммиак вступает в реакции с кислотами, образуя соли. Эти реакции тоже протекают по донорно-акцепторному механизму. Ионы водорода, отщепляющиеся от молекул кислоты образуют ковалентную связь с молекулой аммиака за счёт неподелённой электронной пары атома азота.

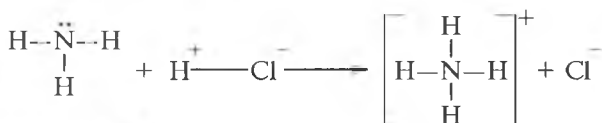
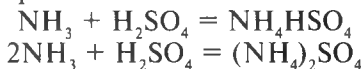
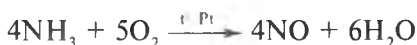


Рис. 74.  
Горение  
аммиака  
в кислороде.

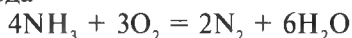
При реакции с серной кислотой в зависимости от молярного соотношения реагентов могут быть получены 2 типа солей. Если это соотношение- 1:1, то образуется гидросульфат аммония, а если 2:1- сульфат аммония:



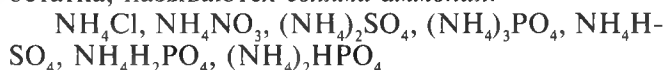
Аммиак при высокой температуре в присутствии катализатора окисляется.



При сгорании аммиака в кислороде образуются азот и вода



**Соли аммония.** Сложные вещества, образованные ионами аммония и анионами кислотного остатка, называются *солями аммония*:



Все соли аммония хорошо растворимы в воде. Их специфические свойства состоят в следующем:

1. При сильном нагревании разлагаются:



2. При взаимодействии со щелочами образуют аммиак:

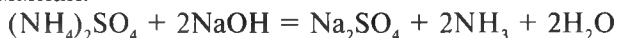
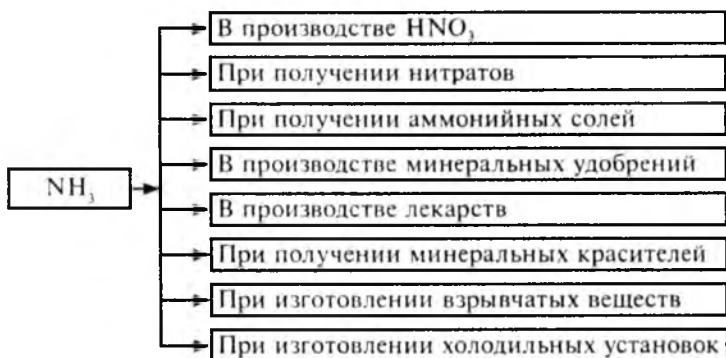


Рис. 75.  
Каталитическое  
окисление  
аммиака.

Эта реакция очень характерна для солей аммония.

**Применение:**



### Вопросы и задания

1. Как можно получить аммиак в лаборатории?
2. Какими физическими свойствами обладает аммиак?
3. Объясните механизм растворения аммиака в воде.
4. Напишите уравнения реакций, необходимых для осуществления следующих превращений:  

$$N_2 \rightarrow NH_3 \rightarrow (NH_4)_2CO_3 \rightarrow NH_3 \rightarrow (NH_4)_2SO_4$$
5. Какой объём кислорода (н.у.) необходим для каталитического окисления 5,6 л аммиака и сколько литров монооксида азота (н.у.) при этом образуется?
6. Какой объём аммиака (н.у.) можно получить при реакции щелочи с 2,64 г сульфата аммония?
7. Заполните следующую таблицу, выполнив необходимые действия. Определите значения  $x_1$ ,  $x_2$ ,  $x_3$  и  $x_4$ .

| Количество вещества аммиака | Объём при н.у. | Число молекул | Число                   |                 |
|-----------------------------|----------------|---------------|-------------------------|-----------------|
|                             |                |               | атомов азота в молекуле | атомов водорода |
| 0,1 моль                    | $x_1$          | $x_2$         | $x_3$                   | $x_4$           |

## § 102. КИСЛОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ АЗОТА

*Все ли оксиды азота являются кислотными?*

Изучая химические свойства азота, Вы узнали, что азот при высокой температуре реагирует с кислородом, образуя оксид азота (II).



Оксид азота (II) при обычных условиях окисляется кислородом воздуха, образуя оксид азота (IV). При температуре ниже  $-11,2^{\circ}\text{C}$  оксид азота (IV) димеризуется, превращаясь в  $\text{N}_2\text{O}_4$ . Оксиды азота (I), (III) и (V) получают косвенным путём. Существуют следующие оксиды азота:

Оксид азота (I) —  $\text{N}_2\text{O}$   
Оксид азота (II) —  $\text{NO}$   
Оксид азота (III) —  $\text{N}_2\text{O}_3$   
Оксид азота (IV) —  $\text{NO}_2$   
Димер —  $\text{N}_2\text{O}_4$   
Оксид азота (V) —  $\text{N}_2\text{O}_5$

### **Оксид азота (II) — $\text{NO}$ .**

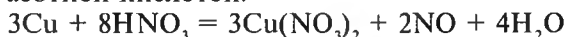
Оксид азота (II) — газ без цвета и запаха, малорастворим в воде. В 1 объёме воды растворяется 0,7 объёмов  $\text{NO}$ .

Его температура плавления —  $163,6^{\circ}\text{C}$ , а кипения —  $-154,8^{\circ}\text{C}$ .

Оксид азота (II) индифферентный, не образует солей.

Для получения  $\text{NO}$  в промышленности аммиак окисляют каталитически.

Для получения  $\text{NO}$  в лаборатории используют реакцию меди с разбавленной азотной кислотой.



$\text{NO}$  реагирует при обычных условиях с кислородом воздуха, образуя  $\text{NO}_2$ .



### **Оксид азота (IV) — $\text{NO}_2$ .**

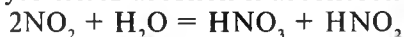
Оксид азота (IV) — бурый, ядовитый, удушающий газ с резким запахом. Он хорошо растворяется в воде. Кипит при  $21,3^{\circ}\text{C}$ , а при  $-9,3^{\circ}\text{C}$  образует бесцветные кристаллы.

$\text{NO}_2$  в лаборатории получают взаимодействием меди с концентрированной азотной кислотой.



В промышленности его получают окислением оксида азота (II).

Оксид азота (IV) — кислотный оксид. Он, растворяясь в воде образует смесь азотной и азотистой кислот.



### **Вопросы и задания**

1. Как определяют оксид азота (II)?
2. Какие Вы знаете оксиды азота?
3. Объясните, как нужно изменить температуру и давление в реакционной системе:  $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO} - Q$ , чтобы сдвинуть равновесие вправо.
4. Определите валентность и степень окисления атома азота в  $\text{N}_2\text{O}_5$ .

5. Определите плотность оксида азота (IV) по водороду и по воздуху.
6. Оксид азота (II) можно получить следующими способами:  
 А) окислением азота (при 2000°C),  
 В) окислением аммиака.  
 Напишите уравнения этих реакций
7. Почему, несмотря на то, что азот и кислород всегда вместе в атмосферном воздухе (в воздухе 78% азота 21% кислорода), они не реагируют друг с другом и не образуют соединений? Дайте аргументированный ответ.

## § 103. АЗОТНАЯ КИСЛОТА

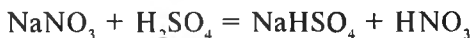
**Что такое «царская водка»? Как её приготовить? Какими свойствами она обладает?**

Молекулярная формула —  $\text{HNO}_3$ . На 2-м энергетическом уровне атома азота (внешнем слое) отсутствуют d-орбитали. Электронная пара, находящаяся на  $2s^2$  — орбитали не может быть возбуждена. Высшая валентность азота — 4. Поэтому структурную и электронную формулу азотной кислоты можно записать так:



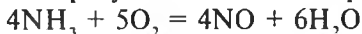
Таким образом, валентность азота в азотной кислоте — IV, а степень окисления — +5.

**Получение.** До XX века азотную кислоту получали взаимодействием чилийской селитры ( $\text{NaNO}_3$ ) с серной кислотой. Сейчас этот метод используется только для получения азотной кислоты в лаборатории.

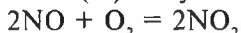


В промышленности азотную кислоту получают из аммиака.

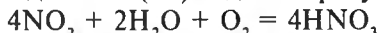
1. Аммиак окисляют в присутствии катализатора ( $\text{Cr}_2\text{O}_3$  или  $\text{MnO}_2$ ).



2. Окислением оксида азота (II) получают оксид азота (IV).

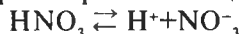


3. Поглощение оксида азота (IV) водой в присутствии кислорода.

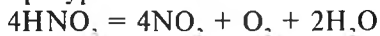


**Физические свойства.** Чистая азотная кислота бесцветная жидкость с резким запахом, плотностью 1,5 г/см<sup>3</sup>. При -41°C она кристаллизуется. Хорошо растворяется в воде.

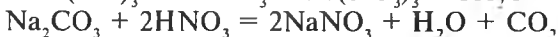
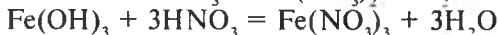
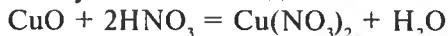
**Химические свойства.** Азотная кислота одноосновная сильная кислота. В разбавленных растворах она нацело диссоциирует.



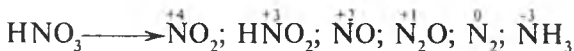
Азотная кислота неустойчива. Она разлагается под действием света и высоких температур.



Азотная кислота вступает в общие для всех кислот реакции.

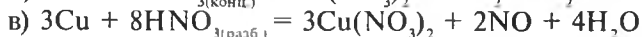
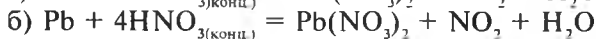
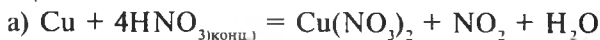


Реакция азотной кислоты с металлами отличается от таковой для других кислот. В зависимости от концентрации кислоты и активности металла азотная кислота восстанавливается следующим образом:

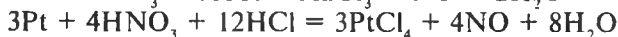
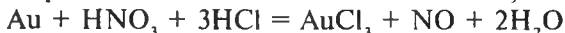


1. Пассивные металлы, например, Cu и Pb реагируют с концентрированной азотной кислотой (а и б), образуя  $\text{NO}_2$ , а в случае с разбавленной кислотой (в) – NO.

2. Активные металлы, например, Mg, Zn, Fe в зависимости от концентрации кислоты и температуры дают различные продукты реакции.



Смесь 1 объёма азотной и 3 объёмов соляной кислот называется «царской водкой». «Царская водка» – очень сильный окислитель, она растворяет даже такие пассивные металлы, как золото и платина.



Древесные опилки, скипидар (органическое вещество) воспламеняются в присутствии азотной кислоты.

Таблица 53

#### Действие азотной кислоты на различные простые вещества

| Элемент | Азотная кислота                                       |                                                                    |                                              |
|---------|-------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------|----------------------------------------------|
|         | Очень разбавленная                                    | Разбавленная                                                       | Концентрированная                            |
| Mg      | $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ ; $\text{NH}_4\text{NO}_3$ | $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ ; $\text{N}_2\text{O}$                  | $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ ; NO              |
| Al      | $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ ; $\text{NH}_4\text{NO}_3$ | $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ ; $\text{N}_2\text{O}$ ; N <sub>2</sub> | -                                            |
| Zn      | $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ ; $\text{NH}_4\text{NO}_3$ | $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ ; NO                                    | $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ ; NO <sub>2</sub> |
| Fe      | $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ; $\text{N}_2\text{O}$     | $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ; NO                                    | -                                            |
| Cr      | $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ ; $\text{N}_2\text{O}$     | $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ ; NO                                    | -                                            |
| Cu      | $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ; NO                       | $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ; NO                                    | $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ; NO <sub>2</sub> |
| Pb      | -                                                     | $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ; NO                                    | $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ; NO              |
| Au      | -                                                     | -                                                                  | -                                            |
| Pt      | -                                                     | -                                                                  | -                                            |
| S       | -                                                     | $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; NO                                       | $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; NO <sub>2</sub>    |
| P       | -                                                     | $\text{H}_3\text{PO}_4$ ; NO                                       | $\text{H}_3\text{PO}_4$ ; NO <sub>2</sub>    |

При работе с концентрированной азотной кислотой нужно быть крайне осторожным!

Применение:

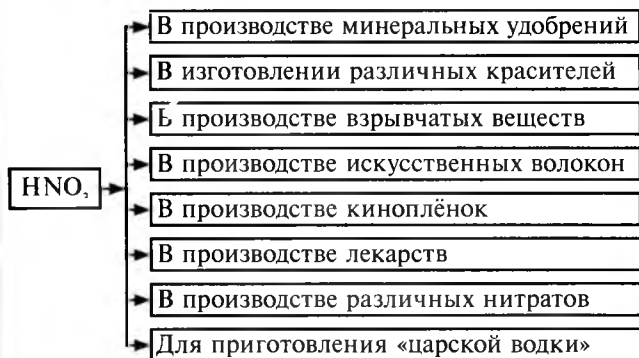
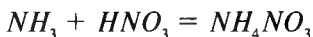


Рис. 76.

Горение древесины в концентрированной азотной кислоте.

### Соли азотной кислоты

Соли азотной кислоты- *нитраты*. Нитраты получают в основном, реакцией азотной кислоты с металлами, оксидами металлов, карбонатами щелочных и щелочно-земельных металлов. Нитрат аммония получают реакцией аммиака с азотной кислотой:

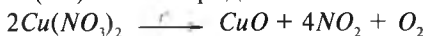


Все нитраты хорошо растворимы в воде.

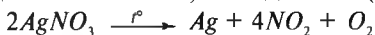
Нитраты при нагревании разлагаются. Нитраты, катионы металла которого расположены в ряду активности левее магния, при нагревании образуют нитрит этого металла и кислород:



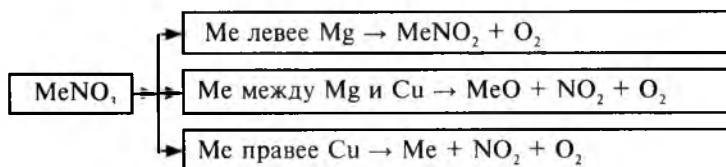
Нитраты металлов, расположенных в ряду активности между магнием и медью, при нагревании разлагаются, образуя оксид этого металла, оксид азота (IV) и кислород.



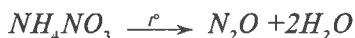
Нитраты металлов, расположенных в ряду активности правее меди, при нагревании дают сам металл, оксид азота (IV) и кислород.



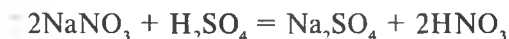
Общую схему разложения нитратов можно представить так:



При разложении нитрата аммония образуется оксид азота (I) и вода.



Для определения солей азотной кислоты нужно определить наличие нитрат-ионов в растворе. Для этого соль нагревают с концентрированной серной кислотой и к смеси добавляют медь. Образование бурого газа  $\text{NO}_2$  при реакции доказывает, что анализируемая соль — нитрат.



Нитраты в основном используются в сельском хозяйстве в качестве минеральных удобрений.

### Вопросы и задания

1. Как получают азотную кислоту в лабораторных условиях?
2. Как можно получить соль  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ? Напишите соответствующие уравнения реакций.
3. Напишите уравнения реакций, необходимых для осуществления следующих превращений:  
 $\text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
4. Сколько л оксида азота (II) (н.у.) образуется при растворении 3,2 г меди в азотной кислоте?
5. К 300 г 10% раствора, содержащего гидроксид калия, прилили 400 г 10% раствора азотной кислоты? Определите среду образованного раствора.
6. При окислении сульфида висмута  $\text{Bi}_2\text{S}_3$  азотной кислотой образуется нитрат висмута (III), сера, и оксид азота (II). Напишите уравнение реакции и уравняйте его методом электронного баланса.

### Решение типовых задач

**Пример 1.** Сколько нитрата аммония образуется при пропускании 156,8 м<sup>3</sup> аммиака через 1 т 44,982% раствора азотной кислоты? Какое вещество при этом израсходуется полностью?

**Решение:** 1) Определим количество вещества, соответствующее 156,8 м<sup>3</sup> (156800 л) аммиака:

$$n/\text{NH}_3 = \frac{156800}{22,4} = 7000 \text{ моль}$$

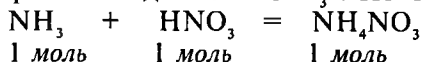
2) Определим количество вещества азотной кислоты в 1 т её 44,982% раствора. 1 т = 1000 кг.

100 кг раствора ———— имеется 44,982 кг  $\text{HNO}_3$

$$\begin{aligned} & \text{В } 1000 \text{ кг раствора} \text{ --- } x \text{ кг } \text{HNO}_3 \\ x &= \frac{1000 \cdot 44,982}{100} = 449,82 \text{ кг или } 449820 \text{ г} \end{aligned}$$

$$n/\text{HNO}_3/ = \frac{449820}{63} = 7140 \text{ моль.}$$

3) При взаимодействии  $\text{NH}_3$  с  $\text{HNO}_3$  образуется  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ .



Из уравнения реакции видно, что 1 моль  $\text{NH}_3$  реагирует 1 моль  $\text{HNO}_3$ , образуя 1 моль  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ .

По условию задачи 7000 моль  $\text{NH}_3$  реагирует с 7000 моль азотной кислоты, при этом  $(7140 - 7000 = 140 \text{ моль})$ , 140 моль  $\text{HNO}_3$  остаётся непрореагировавшими, и образуется 7000 моль  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ .

4) Определим массу 7000 моль  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ .

$$m/\text{NH}_4\text{NO}_3/ = 7000 \cdot 80 = 560000 \text{ г} = 560 \text{ кг} = 0,56 \text{ т}$$

5) Определим массу избыточного количества  $\text{HNO}_3$ .

$$m/\text{HNO}_3/ = 140 \cdot 63 = 8820 \text{ г} = 8,82 \text{ кг} = 0,00882 \text{ т}$$

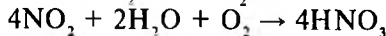
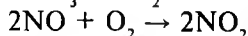
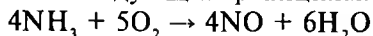
Ответ: 560 кг (0,56 т) нитрата аммония образуется, и 8,82 кг (0,00882 т) азотной кислоты остаётся в избытке.

**Пример 2.** Если учитывать, что на производстве теряется 2,8% аммиака, сколько тонн аммиака требуется для получения 5 т 60% раствора азотной кислоты?

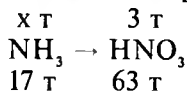
**Решение:** 1) Рассчитаем массу чистой азотной кислоты в 5 т 60% раствора.

$$m/\text{HNO}_3/ = 5 \text{ т} \cdot 0,6 = 3 \text{ т.}$$

2) Определим, сколько аммиака теоретически необходим для получения 3 т азотной кислоты. Азотная кислота получается из аммиака по следующим реакциям.



Отразим все эти реакции следующей схемой:



Чтобы получить 63 т  $\text{HNO}_3$  нужно 17 т  $\text{NH}_3$ .

Чтобы получить 3 т  $\text{HNO}_3$  -  $x$  т  $\text{NH}_3$ .

$$x = \frac{3 \cdot 17}{63} = 0,81 \text{ т } \text{NH}_3$$

Теперь примем во внимание 2,8% потери  $\text{NH}_3$ . Сколько же теперь нужно аммиака?

$$0,81 + (0,81 \cdot 0,028) = 0,833 \text{ т}$$

**Ответ:** 0,833 т аммиака.

### Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1. Определите плотность азота по водороду и воздуху.
2. Цианамид кальция  $\text{CaCN}_2$  — ценное минеральное удобрение. Определите массовую долю азота в его составе.
3. Напишите уравнения реакций, необходимых для осуществления следующих превращений.  
 $\text{P} \rightarrow \text{Ca}_3\text{P}_2 \rightarrow \text{PH}_3 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{HPO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$  минеральное удобрение
4. Можно ли, используя в качестве сырья воздух и воду, а также необходимое оборудование, получить какое-нибудь минеральное удобрение? Напишите соответствующие уравнения реакции.
5. Какой объём займёт аммиак (н.у.), если 34 кг жидкого азота перевести в газообразное состояние?
6. Сколько г ортофосфорной кислоты можно получить из 620 г  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ?
7. Какой объём оксида азота (II) (н.у.) и какую массу соли можно получить при растворении 12,8 г меди в азотной кислоте?
8. Плотность паров фосфора по воздуху равна 2,14. Сколько атомов имеется в молекуле фосфора при этих условиях?
9. К 300 г 10% раствора гидроксида калия прилили 4 г 10% раствора азотной кислоты. Определите массу образующейся соли и среду образованного раствора.
10. Какие минеральные удобрения можно получить из фосфорита ( $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ), добываемого в Центральных Кызылкумах в Узбекистане? Напишите уравнения соответствующих реакций.
11. В 80 г воды растворили 4 г нитрата натрия. Определите процентную концентрацию образованного раствора.
12. Что происходит при растворении нитрида магния в воде?
13. Какой атом или ион окисляется в реакции, представленной следующим сокращённым ионным уравнением:  
 $3\text{Cu}^0 + 8\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- = 3\text{Cu}^{+2} + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$
14. Сколько кг  $\text{P}_2\text{O}_5$  образуется при сгорании 6,4 кг фосфора?

## § 104. ФОСФОР

*Почему некоторые насекомые светятся в тёмное время суток?*

Фосфор, также имеющий большое значение для народного хозяйства, расположен в главной подгруппе пятой группы Периоди-

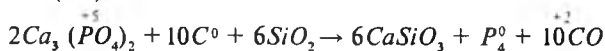




Основу фосфоритов и апатитов составляет  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ .

Фосфор встречается и в составе живых организмов. Он жизненно необходим. Белки и нуклеиновые кислоты содержат фосфор. Основным неорганическим компонентом костей животных и человека является  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ .

**Получение.** Фосфор получают из фосфоритов или апатитов. Апатит или фосфорит нагревают без воздуха в электропечах с оксидом кремния (IV) и коксом.



Полученные в результате реакции пары фосфора конденсируются под водой в специальной камере.

Состав собранного фосфора —  $\text{P}_4$ , т.е. это белый фосфор. Он светится в темноте.

**Физические свойства.** Фосфор в свободном виде образует несколько аллотропных модификаций. Примером являются белый и красный фосфор. Их физические свойства отличаются друг от друга из-за разности в порядке связывания атомов фосфора между собой.

Таблица 54

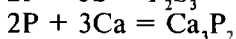
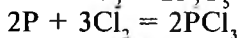
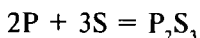
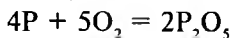
### Физические свойства белого и красного фосфора

| Характеристики вещества       | Свойства            |                                      |
|-------------------------------|---------------------|--------------------------------------|
|                               | Белого фосфора      | Красного фосфора                     |
| Формула                       | $\text{P}_4$        | P                                    |
| Состояние                     | Кристаллическое     | Порошкообразное                      |
| Цвет                          | Бесцветный          | Тёмно-красный                        |
| Запах                         | Чесночный запах     | Без запаха                           |
| Растворимость в воде          | Не растворяется     | Не растворяется                      |
| Растворимость в $\text{CS}_2$ | Хорошо растворяется | Не растворяется                      |
| Плотность г/см <sup>3</sup>   | 1,8                 | 8,3                                  |
| Температура пл. С°            | 44                  | Не плавясь, переходит в белый фосфор |
| Свечение                      | Светится в темноте  | Не светится                          |
| Действие на организм          | Ядовит              | Не ядовит                            |
| Кристаллическая решётка       | Молекулярная        | Атомная                              |

Белый фосфор под действием света и высокой температуры переходит в красный фосфор. Красный фосфор в отсутствии воздуха образует пары, которые, конденсируясь образуют белый фосфор.

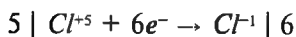
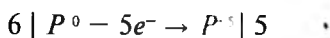
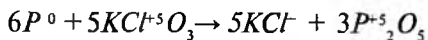
**Химические свойства.** Белый фосфор химически активен.

Он непосредственно реагирует с кислородом, галогенами, серой и некоторыми металлами.



Водородное соединение фосфора- фосфин  $PH_3$ . Он имеет сходже с аммиаком свойства, но крайне неустойчив.

**Применение.** Красный фосфор — основное сырьё в производстве спичек. При зажигании спичек протекает реакция между красным фосфором и бертолетовой солью.



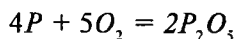
### Вопросы и задания

1. Расскажите о положении фосфора в Периодической системе элементов и строении его атомов.
2. Какие Вы знаете аллотропные видоизменения фосфора?
3. Как можно получить фосфор из природных соединений?
4. В каких регионах Узбекистана имеются месторождения фосфорных соединений?
5. В каких целях используется фосфор в народном хозяйстве?
6. При реакции фосфора с азотной кислотой образуется ортофосфорная кислота. В реакции принимает участие вода, и образуется оксид азота (II). Напишите уравнение этой реакции и уравняйте его методом электронного баланса.
7. Сколько г бертолетовой соли реагирует с 6,2 г фосфора, и сколько г оксида фосфора (V) при этом образуется?
8. Если выход продукта от теоретического составляет 80%, сколько фосфора можно получить из 31 т ортофосфата калия?

## § 105. КИСЛОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ ФОСФОРА. ОРТОФОСФОРНАЯ КИСЛОТА

*По скольким ступеням диссоциирует ортофосфорная кислота?*

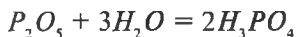
Фосфор, сгорая в достаточном количестве кислорода, образует оксид состава  $P_4O_{10}$ , который в упрощённой форме записывается, как  $P_2O_5$ :



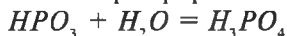
Оксид фосфора (V) гигроскопичное (впитывающее влагу) вещество белого цвета, хорошо растворяющееся в воде.

При растворении  $P_2O_5$  в воде при обычных условиях образуется метафосфорная кислота  $P_2O_5 + H_2O = 2HPO_3$ .

При повышении температуры можно получить ортофосфорную кислоту:



Можно также сказать, что ортофосфорная кислота образуется при присоединении воды к метафосфорной кислоте:

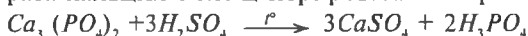


При осторожном нагревании ортофосфорной кислоты образуется пиропосфорная кислота:



Среди  $HPO_3$ ,  $H_3PO_4$ ,  $H_4P_2O_7$  наибольшее практическое значение имеет ортофосфорная кислота.

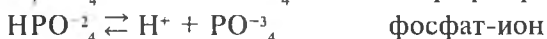
Ортофосфорную (фосфорную) кислоту в лаборатории получают реакцией ортофосфата кальция с концентрированной серной кислотой.



Ортофосфорную кислоту можно получить при термическом взаимодействии воды с оксидом фосфора  $P_2O_5$ , получаемым при сжигании фосфора в достаточном количестве кислорода:  $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4$ .

### Ортофосфорная кислота — $H_3PO_4$

Ортофосфорная кислота бесцветное кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде. Плавится при  $42,3^\circ C$ . Ортофосфорная кислота трёхосновная кислота, поэтому её диссоциация протекает в 3 этапа.



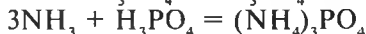
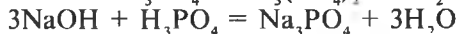
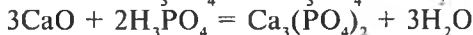
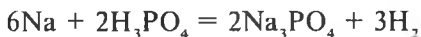
В силу образования при диссоциации 3 типов ионов ( $H_2PO_4^-$ ,  $HPO_4^{2-}$  и  $PO_4^{3-}$ ) она образует 3 типа солей.

Дигидрофосфаты:  $NaH_2PO_4$ ,  $Ca(H_2PO_4)_2$ ,  $NH_4H_2PO_4$

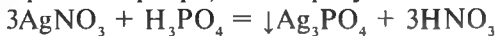
Гидрофосфаты:  $Na_2HPO_4$ ,  $CaHPO_4$ ,  $(NH_4)_2HPO_4$

Фосфаты:  $Na_3PO_4$ ,  $Ca_3(PO_4)_2$ ,  $(NH_4)_3PO_4$

Ортофосфорная кислота проявляет общие для всех кислот свойства.



Реагируя с нитратом серебра, она образует жёлтый осадок.



$\text{Ag}_3\text{PO}_4$  — жёлтый осадок. Эта реакция является качественной на фосфат-ионы.

### Соли ортофосфорной кислоты

Вы уже узнали о том, что фосфорная кислота диссоциирует по 3 ступеням и может образовывать 3 типа солей.

Если обозначить металл, как  $\text{Me}$ , то общие формулы её солей можно записать следующим образом:

Таблица 55

#### Соли ортофосфорной кислоты

| Соли ортофосфорной кислоты | Одновалентный металл      | Двухвалентный металл                 | Трёхвалентный металл                 |
|----------------------------|---------------------------|--------------------------------------|--------------------------------------|
| Ортофосфаты                | $\text{Me}_3\text{PO}_4$  | $\text{Me}_3(\text{PO}_4)_2$         | $\text{MePO}_4$                      |
| Дигидрофосфаты             | $\text{MeH}_2\text{PO}_4$ | $\text{Me}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ | $\text{Me}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$ |
| Гидрофосфаты               | $\text{Me}_2\text{HPO}_4$ | $\text{MeHPO}_4$                     | $\text{Me}_2(\text{HPO}_4)_3$        |

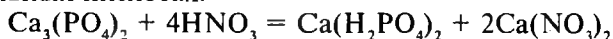
Вместо иона металла может быть и ион аммония —  $\text{NH}_4^+$ .

$(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$  — ортофосфат аммония.

$\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$  — дигидрофосфат аммония.

$(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$  — гидрофосфат аммония.

Дигидрофосфаты растворимы в воде, остальные фосфаты не растворимы. Фосфаты щелочных металлов и аммония растворимы в воде. Фосфат кальция не растворим в воде, но растворяется в сильных кислотах.



**Биологическое значение фосфора и его соединений.** Академик А.Ю. Ферсман фосфор назвал «элементом жизни и мысли». Действительно, фосфор наряду с азотом, углеродом и водородом составляет основу живых организмов.

Составным неорганическим компонентом костной ткани человека и животных является  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ . Он обеспечивает прочность и твёрдость костей.

Энергетический обмен у живых организмов осуществляется аденозинтрифосфорной кислотой (АТФ).

В день человек расходует до 2 г фосфора. Чтобы удовлетворить свои потребности в фосфоре, необходимы растительные и животные продукты. Растения усваивают фосфор из почвы, в которой имеются минеральные фосфорные удобрения.

1. Красный фосфор — главное сырьё в производстве спичек.

2. Он используется в производстве минеральных удобрений и при изготовлении пищевых концентратов для животных:

Суперфосфат —  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

Двойной суперфосфат —  $[\text{Ca}_2(\text{PO}_4)_2 + 4\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow 3\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2] \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$

Преципитат —  $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

Аммофос —  $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ .

Аммофоска — смесь аммофоса с калийным удобрением.

$(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{KNO}_3 + \text{NH}_4\text{Cl}$

Нитроаммофоска:  $\text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4 + \text{KNO}_3 + \text{NH}_4\text{Cl}$

Карбоаммофоска:  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2 + (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4 + \text{KNO}_3 + \text{NH}_4\text{Cl}$

Костная мука — порошок, представляющий собой переработанные кости животных.

В Узбекистане вышеперечисленные фосфорные удобрения получают из фосфоритов, найденных в Кызылкумах.

3. Вредные фосфоросодержащие химикаты (хлорофос, дихлофос) используются в сельском хозяйстве в борьбе с насекомыми-вредителями.

4. Фосфор используется для приготовления различных смесей, используемых в ремонте часов и других целях.

5. Применяется для получения фосфорорганических соединений.

6. Используется для предохранения металлов от коррозии.

7. Используется в производстве полимеров.

8. Используется в медицине для получения различных лекарств.

### Вопросы и задания

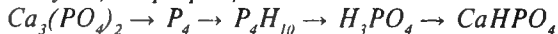
1. Какие Вы знаете кислородные соединения фосфора? Охарактеризуйте свойства оксида фосфора (V).

2. Как получают ортофосфорную кислоту в лабораторных условиях. Напишите соответствующие уравнения реакций.

3. Сколько г ортофосфата калия и серной кислоты необходимо для получения 19,6 г ортофосфорной кислоты?

4. Сколько г ортофосфорной кислоты можно получить из оксида фосфора (V), полученного при полном сгорании фосфина, который был получен из 18,2 г фосфида кальция?

5. Напишите уравнения реакций, необходимых для осуществления следующих превращений:

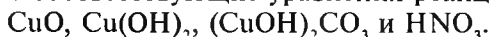


6. Определите массу фосфорной кислоты, полученной из 100 г фосфорита, массовая доля  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  в котором 0,93. Сколько г 40% раствора можно приготовить из этого количества кислоты.

### Задачи для закрепления пройденного материала

1. Смесь кристаллов хлорида аммония и порошка гашённой извести осторожно нагрели. Какое вещество при этом образуется? Как можно определить, что образуемый газ — аммиак?

2. Используя нижеприведённые вещества, получите нитрат меди (II). Напишите соответствующие уравнения реакций:



3. Аммонийные удобрения нельзя использовать на почве с высокой щелочностью. Почему? Напишите уравнение происходящей при этом реакции.

4. В пронумерованных пробирках имеются  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{NaCl}$ . Напишите уравнения реакций, доказывающих, в какой пробирке находятся эти вещества.

5. В пробирках имеются серная, ортофосфорная и соляная кислоты. Как можно определить, в какой из пробирок находится какое вещество? Напишите уравнения необходимых реакций.

6. Напишите уравнения реакций, необходимых для получения нитрата железа (II) 4 различными способами.

7. Почему нельзя хранить на одном складе минеральные удобрения, используемые в сельском хозяйстве, и легко воспламеняемые вещества (бензин, керосин, дрова, сухие корма)?

8. Как экспериментально определить, является ли выданная Вам соль хлоридом калия или нитратом калия? Напишите уравнения соответствующих реакций.

## § 106. МИНЕРАЛЬНЫЕ УДОБРЕНИЯ

*Использовали ли Вы минеральные удобрения для подпитки комнатных растений? Какие при этом были получены результаты?*

### Значение минеральных удобрений для сельского хозяйства

Значение минеральных удобрений огромно для получения высоких урожаев сельскохозяйственных культур. Для обеспечения нормальной жизнедеятельности растению необходимы такие элементы, как углерод, водород, кислород, азот, фосфор, калий, кальций, магний и железо. Особо важна роль азота, фосфора и калия.

При анализе состава растений было обнаружено около 70 элементов Периодической системы. Некоторые из них нужны растению в большем, а некоторые в меньшем количестве.

Первые называются *макроэлементами*, а последние — *микроэлементами*.

Макроэлементы: С, О, Н, N, P, S, Mg, K, Ca.

Микроэлементы: Fe, Mn, B, Cu, Zn, Mo, Co.

Азот, фосфор и калий очень важны для растения и требуются в большом количестве. Поэтому необходимо производить большое количество веществ, содержащих эти элементы в доступном для растений виде.

При недостатке азота у растений замедляется рост. Листья становятся светло-зелёными, даже могут пожелтеть. Нарушается процесс фотосинтеза. Это резко снижает урожайность.

Фосфор входит в состав веществ, участвующих в жизненно необходимых окислительно-восстановительных процессах, и имеет огромное значение для роста и развития растений.

Калий в растениях интенсифицирует процесс фотосинтеза, накопление углеводов, укрепляет стебель.

Железо в растениях ускоряет усвоение азота, фосфора и калия.

Медь, цинк и марганец ускоряют окислительно-восстановительные процессы в растениях.

Растения усваивают макро- и микроэлементы в виде ионов.

Вещества, интенсифицирующие рост и развитие растений, а также распадающиеся в почвенном растворе на ионы ( $NH_4^+$ ,  $NO_3^-$ ,  $H_2PO_4^-$ ,  $K^+$ ) называются *минеральными удобрениями*.

Для получения высоких урожаев сельскохозяйственных культур необходимо правильно использовать минеральные удобрения. Обязательно нужно знать, когда, в каком количестве, какому растению и какое удобрение необходимо вносить в почву. Если использовать избыточное количество удобрения, то его излишки будут накапливаться в растении. Продукты, получаемые из таких растений, будут негодны к употреблению.

По числу питательных элементов (N, K<sub>2</sub>O, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>) в составе различают простые и комплексные удобрения.

В составе простых удобрений имеется только 1 питательный элемент (NaNO<sub>3</sub>, KCl, NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>, Ca(H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> и др.), а в составе комплексных — 2 или 3 элемента (KNO<sub>3</sub>, NH<sub>4</sub>H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub> и др.).

Таблица 56

### Классификация минеральных удобрений

| Удобрение питательного элемента                                            | Химический состав                                                                        | Содержание | Состояние                                                             |
|----------------------------------------------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------------|------------|-----------------------------------------------------------------------|
| Азотные удобрения (питательный элемент — N)                                |                                                                                          |            |                                                                       |
| Нитрат натрия (натриевая селитра)                                          | NaNO <sub>3</sub>                                                                        | 15–16%     | Белое или сероватое гигроскопичное вещество, хорошо растворимо в воде |
| Нитрат калия (калийная селитра)                                            | KNO <sub>3</sub>                                                                         | 12–13%     | Белое кристаллическое вещество. Хорошо растворимо в воде              |
| Нитрат аммония (аммиачная селитра)                                         | NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub>                                                          | 30–35%     | Белые кристаллы. Очень гигроскопичны                                  |
| Сульфат аммония                                                            | (NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>                                          | 20–21%     | Серый или светло-зелёный порошок. Гигроскопичен                       |
| Карбамид (мочевина)                                                        | CO(NH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub>                                                        | 46%        | Белые гранулы. Гигроскопичное вещество.                               |
| Фосфорные удобрения (питательный элемент — P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> ) |                                                                                          |            |                                                                       |
| Простой суперфосфат                                                        | Ca(H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub><br>CaSO <sub>4</sub> ·2H <sub>2</sub> O | 20%        | Серый мелко гранулированный порошок                                   |

|                                                |                                                                |                            |                                                                    |
|------------------------------------------------|----------------------------------------------------------------|----------------------------|--------------------------------------------------------------------|
| Двойной суперфосфат                            | $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ | 40%                        | Серый, мелко гранулированный порошок                               |
| Калийные удобрения (питательный элемент- K, O) |                                                                |                            |                                                                    |
| Хлорид калия                                   | KCl                                                            | 52-60%                     | Белое мелкокристаллическое вещество                                |
| Комплексные удобрения                          |                                                                |                            |                                                                    |
| Дигидрофосфат аммония                          | $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$                             | N и $\text{P}_2\text{O}_5$ | Белое кристаллическое вещество                                     |
| Гидрофосфат аммония                            | $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$<br>$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  | N и $\text{P}_2\text{O}_5$ | Белое кристаллическое вещество (становится серым за счёт примесей) |

### Вопросы и задания

1. Что Вы знаете о химическом составе растений?
2. Какова роль отдельных макроэлементов для нормальной жизнедеятельности растений?
3. Как классифицируются минеральные удобрения?
4. Каковы требования, предъявляемые к минеральным удобрениям?
5. В каком из следующих веществ массовая доля азота наибольшая:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ?

## § 107. ОСНОВНЫЕ МИНЕРАЛЬНЫЕ УДОБРЕНИЯ

*Можно ли использовать чилийскую селитру в качестве минерального удобрения? Почему?*

### Азотные минеральные удобрения

Азот усваивается растениями в связанном виде. Соединения азота, образуемые в почве при гниении органических остатков, атмосферный азот, усваиваемый бактериями, водорастворимые соединения азота, образуемые при его окислении во время грозовых разрядов, пополняют запасы азота в почве. Однако сельхозкультурам требуется большое количество азота. Недостаток азота отрицательно сказывается на развитии и урожайности растения. Поэтому в почву вносят целый ряд удобрений, содержащих азот.  $\text{NaNO}_3$  – натриевая селитра,  $\text{KNO}_3$  – калийная селитра,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  – кальциевая селитра,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  – аммиачная селитра,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$  – мочеви́на, жидкий аммиак и аммиачная вода являются азотными удобрениями.

Природные запасы нитратов очень незначительны. Основным природным нитратом является натриевая селитра, встречающаяся в Чили, на юго-востоке Южной Америки.

Основная часть азотных удобрений производится на химических заводах. Так, на объединении «Электрохимпром» в городе



Чирчик, на производственном предприятии «Азот» в Фергане, на заводе «Навоiazот» в Навои производят минеральные удобрения, в том числе и нитраты, для получения высоких урожаев сельскохозяйственных культур. Питательная ценность этих удобрений определяется массовой долей в них азота.

**Пример.** Определите содержание питательного элемента в составе натриевой селитры.

**Решение:** 1) Напишем формулу нитрата натрия и рассчитаем его относительную молекулярную массу:

$$M_r(\text{NaNO}_3) = 23 + 14 + 48 = 85$$

2) Найдём процентное содержание азота.

$$w\% / \text{N} = \frac{14}{85} 100\% = 16,4\%$$

**Ответ:** 16,4 % N, т.е. питательного элемента.

На сегодняшний день одной из актуальных задач, стоящих перед учёными мира, является превращение атмосферного азота в минеральные удобрения под действием особых азот-фиксирующих бактерий или растений.

### Фосфорные удобрения

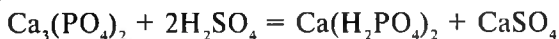
В сельском хозяйстве используют следующие фосфорные удобрения:

#### 1. Фосфоритная мука $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ .

Обогащённый порошок фосфорита — природного соединения фосфора. Фосфоритная мука очень незначительно растворима в воде. Поэтому она заносится в почву, имеющую кислую реакцию. Из-за того, что это удобрение является самым дешёвым фосфорным удобрением его используют для растений, произрастающих на целинных и торфяных землях.

#### 2. Простой суперфосфат $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ .

Получается при взаимодействии апатита или фосфорита с серной кислотой.



Это фосфорное удобрение растворимо в воде, поэтому его можно использовать для растений, произрастающих на любой почве.

Простой суперфосфат Вы можете попробовать получить самостоятельно.

Для этого нужно взять несколько кусочков костей животных и обжигать до полного сгорания всех органических веществ. Обожжённые кусочки костей нужно измельчить, при желании их можно истолочь в порошок.

Смешайте 50 г костного порошка с 3–5 г истолчённого мела. Поместите смесь в химический стакан и добавьте к ней 20 г 70% серной кислоты.

Размешайте смесь стеклянной палочкой. В результате протекаемой химической реакции смесь разогревается. При охлаждении смеси образуется порошок простого суперфосфата, т.е. смесь  $\text{CaSO}_4$  и  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ .

Для того чтобы простой суперфосфат не затвердевал под действием влаги, его производят в гранулированном виде.

В простом суперфосфате содержится 14–20%  $\text{P}_2\text{O}_5$ .

### 3. Двойной суперфосфат $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ .

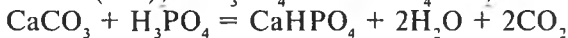
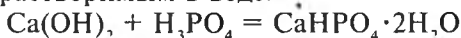
Это удобрение считается концентрированным фосфорным минеральным удобрением. Оно хорошо растворим в воде.



Содержание  $\text{P}_2\text{O}_5$  в двойном суперфосфате достигает 40–50%.

### 4. Преципитат $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ .

Преципитат также является концентрированным минеральным удобрением, малорастворимым в воде.



Содержание  $\text{P}_2\text{O}_5$  в преципитате составляет 30–35%.

### 5. Костная мука.

Измельчённые переработанные кости животных также используются, как фосфорное минеральное удобрение. Костная мука имеет состав  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ . Она не растворима в воде. Она даёт хорошие результаты при внесении в почву с повышенной кислотностью.

### 6. Аммофос. Смесь $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ , $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ и $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ .

Это удобрение относится к комплексным, в его составе имеется азот и фосфор. Оно хорошо растворимо в воде. Оно наиболее широко используется среди всех фосфорных удобрений.

Питательная ценность фосфорных удобрений определяется в расчёте на  $\text{P}_2\text{O}_5$ .

**Пример:** В одном из фосфорных удобрений содержится 40%  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ . В каком количестве этого удобрения содержится 1 т питательного элемента  $\text{P}_2\text{O}_5$ ?

**Решение:** 1) Определим, в каком количестве  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  содержится 1 т питательного элемента:

$$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \quad \frac{x}{234} = \frac{1}{142} \quad \text{где } x = \frac{234 \cdot 1}{142} = 1,647 \text{ т}$$

2) Определим, в каком количестве фосфорного удобрения содержится 1,647 т  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ .

Выполним расчёты, имея в виду, что в составе минерального фосфорного удобрения содержится 40%  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ .

$$\frac{1,647}{0,4} = 4,117 \text{ т (40\% = 0,4)}$$

**Ответ:** 4,117 т.

## Калийные удобрения

Калий имеет огромное значение в повышении урожайности растения. Поэтому такие соединения калия, как  $KCl$ ,  $KNO_3$ , используются в сельском хозяйстве в качестве минеральных удобрений.

### 1. Питательным элементом калийных удобрений является $K_2O$ .

Неочищенные калийные удобрения.

Сильвинит —  $KCl$   $NaCl$

Каинит —  $MgSO_4$   $KCl$   $3H_2O$

Сильвинит и каинит в растолчённом виде используют, как удобрения. Однако при этом нужно учитывать попадание в почву губительных для растений ионов хлора. Поэтому не рекомендуется использовать эти удобрения сверх нормы.

### 2. Концентрированные калийные удобрения.

Эти удобрения обогащены питательным элементом посредством переработки природных соединений калия.

В составе хлорида калия имеется 52–60% питательного элемента в перерасчёте на  $K_2O$ . Для получения этого удобрения сильвинит сначала измельчают, а затем обогащают. При этом используется различная растворимость  $KCl$  и  $NaCl$ .

Нитрат калия —  $KNO_3$ . В этом удобрении помимо  $K_2O$  имеется 12–13% азота.

### 3. Древесная зола (зола растений).

В золе, образованной в результате сгорания растений, содержится в основном  $K_2CO_3$  (поташ).

Питательная ценность калийных удобрений определяется в перерасчёте на  $K_2O$ .

**Пример.** Рассчитайте содержание питательного элемента в 1 т калийного удобрения, в составе которого имеется 75% хлорида калия.

**Решение:** 1) Определим массу  $KCl$  в данном удобрении.

$$m / KCl / = 1000 \text{ кг} \cdot 0,75 = 750 \text{ кг}.$$

2) Зная, что питательная ценность калийных удобрений определяется в перерасчёте на  $K_2O$ , определим, сколько его содержится в 750 кг  $KCl$ .

$$\begin{array}{ccc} 750 & x & \\ 2KCl \rightarrow K_2O & & \\ 149 & 94 & \end{array} \quad \frac{750}{149} = \frac{x}{94} \quad \text{откуда } x = \frac{750 \cdot 94}{149} = 473,2$$

**Ответ:** 473,2 кг.

### Вопросы и задания

1. Для чего нужны минеральные удобрения?
2. Приведите примеры калийных, азотных и фосфорных удобрений.
3. Где и какие минеральные удобрения производятся в нашей стране?
4. Изучите следующую таблицу и выскажите свои мысли по этому поводу. Подготовьте сообщение о нормах удобрений, применяемых в растениеводстве в Вашем регионе.

| Название            | Формула основного компонента                                                                      | Массовая доля питательного элемента, % |                               |                  |
|---------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------|----------------------------------------|-------------------------------|------------------|
|                     |                                                                                                   | N                                      | P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> | K <sub>2</sub> O |
| Азотные             |                                                                                                   |                                        |                               |                  |
| Аммиачная селитра   | NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub>                                                                   | 33–35                                  |                               |                  |
| Сульфат аммония     | (NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>                                                   | 20–21                                  |                               |                  |
| Натриевая селитра   | NaNO <sub>3</sub>                                                                                 | 15–16                                  |                               |                  |
| Кальциевая селитра  | Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>                                                                 | 13–15                                  |                               |                  |
| Аммиак              |                                                                                                   |                                        |                               |                  |
| (безводный жидкий)  | NH <sub>3</sub>                                                                                   | 82,3                                   |                               |                  |
| Аммиачная вода      | NH <sub>4</sub> OH                                                                                | 16–20,5                                |                               |                  |
| Фосфорные           |                                                                                                   |                                        |                               |                  |
| Фосфоритная мука    | Ca <sub>5</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> F                                                 |                                        | 9,25                          |                  |
| Простой суперфосфат | Ca(H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> · CaSO <sub>4</sub>                              |                                        | 16–20                         |                  |
| Двойной суперфосфат | Ca(H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>                                                  |                                        | 38–50                         |                  |
| Преципитат          | CaHPO <sub>4</sub> · 2H <sub>2</sub> O                                                            |                                        | 27–42                         |                  |
| Калийные            |                                                                                                   |                                        |                               |                  |
| Сильвинит           | KCl · NaCl                                                                                        |                                        |                               | 12–15            |
| Хлорид калия        | KCl                                                                                               |                                        |                               | 50–62            |
| Сульфат калия       | K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>                                                                    |                                        |                               | 48–52            |
| Комплексные         |                                                                                                   |                                        |                               |                  |
| Аммофос             | NH <sub>4</sub> H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> · (NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> HPO <sub>4</sub> | 11–14                                  | 48–55                         |                  |
| Калийная селитра    | KNO <sub>3</sub>                                                                                  | 13–15                                  |                               | 46–50            |
| Нитрофоска          | CaHPO <sub>4</sub> · NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub> · KCl · фосфаты аммония                      | 12–20                                  | 10–14                         | 10–21            |

5. На предприятии «Азот» в Фергане производится аммиачная селитра. Каковы масса азотной кислоты и объём аммиака (н.у.), необходимые для получения 40 т такого удобрения?
6. Определите массовые доли питательного элемента в составе двойного суперфосфата Ca(H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> и преципитата CaHPO<sub>4</sub> · 2H<sub>2</sub>O.
7. Напишите уравнения реакций, необходимых для осуществления следующих превращений:  

$$Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow NH_4H_2PO_4$$

## § 108. МИКРОЭЛЕМЕНТЫ И ИХ ЗНАЧЕНИЕ

*Какие заболевания вызывает у растений недостаток микроэлементов?*

Определено, что в клетках растений, животных и человека имеется 92 химических элемента. По их содержанию в клетке они подразделяются на микро- и макроэлементы.

**Макроэлементы.** С, О, N и H. Эти элементы составляют 98% массы клетки. Mg, K, Ca, Na, P, S, Cl составляют 1,9% массы клетки и тоже относятся к макроэлементам.

**Микроэлементы.** Все элементы, составляющие 0,1% массы клетки: Fe, Cu, Zn, Mn, B, J, Co, Br, F, Al, Li, Au, Ba, Sr, Cr и др. — относятся к микроэлементам.

Например, было определено, что в молоке млекопитающих имеется 23, в крови — 24, а в мозге человека — 18 микроэлементов.

Клетку можно сравнить с большим химическим заводом, потому что там протекает огромное разнообразие реакций. Упорядоченное протекание этих реакций обеспечивают микроэлементы. Например, при недостатке марганца у животных и человека замедляется рост и половое созревание, нарушается формирование опорно-двигательной системы (скелета).

При недостатке йода у человека развивается эндемический зоб. Для покрытия нужд человека в йоде в настоящее время йодируют поваренную соль. Для этого в поваренную соль добавляют от 0,001% до 0,01% йодида калия.

Калий играет важную роль в жизни людей. Калий необходим для нормальной работы сердечной мышцы, для профилактики ревматизма, активации работы кишечника. Суточная потребность в калии у человека — 3,5 г. Много калия содержится в кураге, сое, бобовых и изюме.

В составе биокатализаторов (ферментов), участвующих в химических реакциях, протекающих в клетках, имеются такие микроэлементы, как Zn, Mo.

В состав витаминов, играющих важную роль в жизнедеятельности организмов, и биологически активных веществ, вырабатываемых железами внутренней секреции, тоже входят микроэлементы.

Люди получают необходимые для себя микроэлементы из растительных и животных продуктов.

Например, известно, что в составе молока имеется 23, а в пшенице, ячмене и различных овощах — более 10 микроэлементов. 100 г клубней картофеля содержит 30 мг Fe, 16,5 мг Cu, 13 мг B. В клубнях картофеля в малых количествах содержится As, J, Ni и Co.

Химические элементы имеют огромное значение для хорошего прорастания и высокой урожайности растений.

Углерод — основной материал для построения растений. Углерод с водородом и кислородом образует высокомолекулярные крахмал и целлюлозу. Их химический состав одинаков, но структура различна. Их состав выражается формулой  $[C_6H_{10}O_5]_n$ .

Также для развития растений необходимы азот, фосфор, калий, натрий и другие элементы.

Комплексное удобрение, в составе которого имеются Fe, Cu, Mn, Zn, Co, Mo и другие микроэлементы, а также 3–4% органических веществ, повышают урожайность кукурузы на 10–14%.

Если кукурузе не хватает цинка, то она, как и другие злаковые, подвергается различным заболеваниям, в результате чего растение слабеет, уменьшается его урожайность.

Магний участвует в процессе фотосинтеза у растений, а также ускоряет формирование клеток и тканей у растений. Магний усиливает накопление крахмала у свёклы, сахарного тростника, картофеля и злаковых.

При нехватке бора нарушается обмен веществ у растений. Корневая система хорошо не развивается, побеги растут медленно или засыхают, почки распускаются позже, семена созревают поздно.

Кремний способствует формированию прочного и гибкого стебля у растений. То, что стебли пшеницы и ячменя устойчивы даже на сильном ветру, обусловлено присутствием в них кремния. Марганец ускоряет рост миндаля, укорачивает период плодоношения. Повышает урожайность клубники до 30 ц/га. Ягоды клубники при этом развиваются большими, сладкими и богатыми витамином С. Он увеличивает урожайность кукурузы на 40–50%, урожайность озимой пшеницы — на 3–4 ц/га. Удобрения, содержащие марганец, увеличивают урожайность картофеля на 60, огурцов на 40, томатов на 36, а капусты на 50 га.

Бор, цинк и медь играют важную роль в повышении урожайности хлопчатника.

Cu высокоэффективна для увеличения урожайности зерновых на землях высушенных болот, песчаниках и почвах с недостаточным содержанием меди, Mo — для увеличения урожайности бобовых и кормовых культур, Mn — при выращивании сахарной свёклы и пшеницы, Zn — для получения высоких урожаев кукурузы. Co и J — для получения высококачественных продуктов животного происхождения.

Mn — основной элемент, участвующий в образовании мочи. Он также принимает участие в образовании витамина С. Марганец повышает урожайность плодово-ягодных и зерновых культур. Например, повышает урожайность клубники до 30 ц/га, пшеницы до 3–4 ц/га. Если перед посевом смочить семена хлопчатника в растворе марганцевых солей, урожайность повышается до 2 ц/га. Он ускоряет рост хлопчатника, табака, сахарной свёклы.

Co — играет важную роль в синтезе гемоглобина, важен при аминокислотном обмене. Co, повышая урожайность винограда, способствует накоплению в его плодах сахаров.

Co наряду с Mn, Zn, B, Cu при добавлении к минеральному удобрению ускоряет развитие хлопчатника, увеличивает его урожайность на 3–4 ц/га.

Си играет большую роль в пигментации кожи и усвоении железа.

Zn важен для образования  $\text{CO}_2$  в организме и усвоения белков. При нехватке цинка зерновые и овощные культуры легко подвергаются различным заболеваниям. В результате стебли у растений начинают белеть, растение слабеет, урожайность резко падает.

У citrusовых при этом наблюдаются серьёзные нарушения, их листья белеют, что приводит к высыханию растения. Роль цинка важна для персика, абрикоса и ореха.

Мо занимает особое место в процессе усвоения азота и окислительно- восстановительных процессах организма. Молибден повышает урожайность сахарной свёклы на 20%, а льна- на 25%.

Отходы производств, выпускающих лампочки, имеют ценный микроэлемент- молибден. Если его смешивать с удобрениями, то можно повысить урожайность озимой пшеницы на 37%, а хлопчатника- до 7 ц/га.

Фтор входит в состав костной ткани живых организмов, он необходим для их образования и роста. Без фтора зубы разрушаются.

Бром — один из элементов, ответственных за нормальное протекание высшей нервной деятельности.

Йод — элемент, необходимый для нормального роста и полового созревания организма.

В последние годы ряд микроэлементов пополнился Li, Al, Ti, V, Cr, Ni, Se, Sr, As, Cd, Sn, Ba, W. Сейчас учёными всего мира подробно изучаются их место и роль в жизни организмов.

Фосфор называют «элементом жизни и мысли». Он наряду с азотом, углеродом и водородом составляет основу живых организмов.

Основным неорганическим компонентом костной ткани животных и человека является  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ . Он обеспечивает прочность и твёрдость костей.

Энергетический обмен в организме осуществляет соединение фосфора — аденозинтрифосфорная кислота (АТФ).

Суточная потребность человека в фосфоре составляет примерно 2 г. Человек удовлетворяет свою потребность в фосфоре, употребляя продукты животного и растительного происхождения, а растения получают фосфор из почвы в виде удобрений.

Содержание натрия в мышечных тканях- 0,26—0,78%, в костном мозге- 1%, в крови- 1970 мг/л. Суточная доза натрия, употребляемого с пищей, должна быть 2—15 г. В теле среднего человека (70 кг) содержится 100 г натрия.

Содержание калия в мышечной ткани- 1,6%, в костном мозге- 0,21%, в крови- 1620 мг/л. Суточная доза калия для человека- 1,4—3,4 г. Доза, при которой наступает отравление- 6 г. В теле среднего человека (70 кг) содержится 140 г калия.

Рубидий обладает стимулирующими свойствами. Его содержание в мышечной ткани- 20—70 (10—4%), в костном мозге- 0,1—5 (10—4%), в крови- 2,5 мг/л. Суточная доза рубидия- 1,5—6 мг. В теле среднего человека (70 кг) содержится 680 мг рубидия.

Содержание цезия в мышечной ткани- 0,07—1,6 (10—4%), в костном мозге- 1,3—5,2 (10—6%), в крови- 0,0038 мг/л. Суточная доза цезия для человека- 0,004—0,03 мг.

Нехватка кальция в организме вызывает аллергию и заболевания костей. Основной неорганической составляющей костей является  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ . Он обеспечивает формирование и прочность костей.

Содержание кальция в мышечной ткани- 0,14—0,7%, в костном мозге- 17%, в крови- 60,5 мг/л. Суточная доза кальция для человека- 0,6—1,4 г. В теле среднего человека (70 кг) содержится 1 кг кальция.

Содержание магния в мышечной ткани- 0,09%, в костном мозге- 0,07—0,18%, в крови- 37,8 мг/л. Суточная доза магния для человека- 250—300 мг. В теле среднего человека (70 кг) содержится 19 г магния.

Нехватка железа у растений вызывает хлороз, а у человека развивает малокровие.

Содержание железа в мышечной ткани- 0,018%, в костном мозге- 0,03—3,8  $10^{-2}\%$ , в крови- 447 мг/л. Суточная доза железа для человека- 6—40 мг. В теле среднего человека (70 кг) содержится 4,2 г железа.

Если перед посевом смочить семена хлопчатника в растворе марганцевых солей, урожайность повышается до 1,5-2 ц/га.

При обработке хлопковых полей удобрениями, содержащими медь и цинк, семена прорастают на 4-5 дней раньше обычного, проростки имеют зелёный цвет. В результате урожайность возрастает на 0,9-1,5 ц/га.

Если на каждый гектар виноградной плантации внести 300 г солей кобальта, то ягоды винограда укрупнятся, и содержание в них сахара увеличится на 15%.

Молибден способствует увеличению содержания крахмала в картофельных клубнях и улучшению его вкусовых качеств.

Добавление незначительного количества молибдена к удобрениям приводит к активации азотофиксирующих бактерий на клубеньках бобовых. В результате больше азота связывается ими.

Сейчас, когда биосфера всё больше загрязняется различными соединениями, мы должны понимать, что изменение и перераспределение концентраций природных микроэлементов (как металлов, так и неметаллов) в их природных месторождениях является судьбоносным фактором, влияющим на живую природу.

Сейчас определено, что из более 500 000 видов растений около 300, а из более миллиона видов животных около 200 испытывают потребность в микроэлементах.



Неустранимость этих недостатков является причиной вымирания целых видов и нарушения природного равновесия. Поэтому учёные всего мира непрерывно проводят исследования по изучению микроэлементов и их роли в жизни организмов, уже достигнув некоторых положительных результатов.

***Вопросы и задания***

- 1. Как Вы понимаете термин «микробиогенные элементы»?*
- 2. Правильно ли думать, что микроэлементы важны только для растительного мира?*
- 3. О каких полезных свойствах микроэлементов Вы можете рассказать?*
- 4. Есть ли в Вашем регионе живые организмы, страдающие от недостатка микроэлементов? Что нужно делать для устранения этих недостатков?*

## Свойства удобрений

| Название удобрения | Внешний вид                      | Растворимость в воде | Реакции взаимодействия с водными растворами этих солей |                                                                |                                     |                                                      | Окрашивание пламени                                                                                               |
|--------------------|----------------------------------|----------------------|--------------------------------------------------------|----------------------------------------------------------------|-------------------------------------|------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
|                    |                                  |                      | С серной кислотой и медью                              | С раствором хлорида бария и уксусной кислотой                  | С раствором щелочи (при нагревании) | С нитратом серебра                                   |                                                                                                                   |
| 1. Нитрат аммония  | Белая кристаллическая масса      | Хорошая              | Выделяется бурый газ                                   | -                                                              | Появление запаха аммиака            | -                                                    | Пламя окрашивается в желтый цвет (из-за присутствия примесей)                                                     |
| 2. Хлорид аммония  | Белая кристаллическая масса      | Хорошая              | Не выделяется бурый газ                                | -                                                              | Появление запаха аммиака            | Выпадает белый осадок                                | Пламя окрашивается в желтый цвет (из-за присутствия примесей)                                                     |
| 3. Нитрат калия    | Мелкие светлосерые кристаллы     | Хорошая              | Выделяется бурый газ                                   | -                                                              | Запах аммиака не ощущается          | Наблюдается незначительное помутнение                | Если смотреть на пламя через зеленое стекло, то оно окрашивается в фиолетовый цвет                                |
| 4. Сульфат аммония | Крупные бесцветные кристаллы     | Хорошая              | Не выделяется бурый газ                                | Выпадает белый осадок, не растворимый в уксусной кислоте       | Выделяется аммиак                   | Выпадает немного осадка (из-за присутствия примесей) | Пламя окрашивается в желтый цвет (из-за присутствия примесей)                                                     |
| 5. Суперфосфат     | Светлосерый порошок или гранулы  | Плохая               | Не выделяется бурый газ                                | Выпадает белый осадок, частично растворимый в уксусной кислоте | Запах аммиака не ощущается          | Выпадает желтый осадок                               | -                                                                                                                 |
| 6. Сильвинит       | В соли имеются розовые кристаллы | Хорошая              | Не выделяется бурый газ                                | -                                                              | Запах аммиака не ощущается          | Выпадает белый осадок                                | Пламя приобретает желтый цвет. Если смотреть на пламя через зеленое стекло, то оно окрашивается в фиолетовый цвет |
| 7. Хлорид калия    | Бесцветные кристаллы             | Хорошая              | Не выделяется бурый газ                                | -                                                              | Запах аммиака не ощущается          | Выпадает белый осадок                                | Пламя приобретает желтый цвет. Если смотреть на пламя через зеленое стекло, то оно окрашивается в фиолетовый цвет |

## ГЛАВА XIII

### ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ЭЛЕМЕНТОВ ПОДГРУППЫ УГЛЕРОДА

*В силу каких свойств мы относим свинец к элементам главной подгруппы IV группы Периодической системы?*

Элементы подгруппы углерода расположены в Периодической системе в главной подгруппе четвёртой группы (*p*-элементы), на внешнем энергетическом уровне они имеют по 4 электрона. В Периодической системе они занимают промежуточное положение между элементами, легко отдающими и легко принимающими электроны. В своих водородных соединениях проявляют валентность IV, а степень окисления- -4 ( $\text{CH}_4$ —метан,  $\text{SiH}_4$ —силан). В своих высших оксидах и соответствующих им кислотах они также четырёхвалентны, но степень их окисления- +4 ( $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ). То, что водородные соединения элементов подгруппы углерода (в основном, углерод и кремний) не проявляют ни кислотных, ни основных свойств, объясняется неполярностью молекул метана и силана, малой поляризованностью связей элемент-водород за счёт очень близких значений их электроотрицательности.

Таблица 59

Свойства элементов подгруппы углерода

| Элемент                                     | C                                    | Si          | Ge          | Sn          | Pb          |
|---------------------------------------------|--------------------------------------|-------------|-------------|-------------|-------------|
| Число протонов в ядре                       | 6                                    | 14          | 32          | 50          | 82          |
| Электронная конфигурация<br>валентного слоя | $2s^2 2p^2$                          | $3s^2 3p^2$ | $4s^2 4p^2$ | $5s^2 5p^2$ | $6s^2 6p^2$ |
| Ионизационный потенциал, eV                 | 1126                                 | 8,15        | 7,90        | 7,34        | 7,42        |
| $R_{\text{атом}}, \text{нм}$                | 0,077                                | 0,117       | 0,139       | 0,158       | 0,175       |
| Электроотрицательность                      | 2,5                                  | 1,75        | 2,0         | 1,70        | 1,55        |
| Плотность, г/см <sup>3</sup>                | Алмаз<br>3,54<br>Гра-<br>фит<br>2,25 | 2,33        | 5,35        | 7,28        | 11,34       |

|                                    |                                      |              |              |                  |              |
|------------------------------------|--------------------------------------|--------------|--------------|------------------|--------------|
| $T_{\text{плав.}}^{\circ}\text{C}$ | Алмаз<br>3540<br>Гра-<br>фит<br>3800 | 1413         | 958          | 232              | 327          |
| $T_{\text{кип.}}^{\circ}\text{C}$  | 4347                                 | 2630         | 2730         | 2350             | 1750         |
| Степени окисления<br>в соединениях | -4, 0,<br>+2, +4                     | -4, 0,<br>+4 | -4,<br>0, +4 | -4, 0,<br>+2, +4 | 0, +2,<br>+4 |
| Распространённость на Земле        | 0,1%                                 | 27%          | 0,0007%      | 0,04%            | 0,0016%      |

- В подгруппу углерода входят C, Si, Ge, Sn, Pb.
- Элементы подгруппы углерода относятся к *p*-элементам.
- Их валентность в соединениях равна II и IV.
- Высшая степень окисления +4.
- Низшая степень окисления -4:  $\text{CH}_4$ ,  $\text{SiH}_4$ .

#### Вопросы и задания

1. Каковы валентность и степень окисления элементов подгруппы углерода в их водородных соединениях?
2. Напишите формулы высших оксидов элементов подгруппы углерода.
3. Летучее водородное соединение одного из элементов подгруппы углерода имеет плотность по гелию, равную 8. Определите формулу этого соединения.
4. Сколько неспаренных электронов имеется у атомов элементов подгруппы углерода в стационарном состоянии?

## § 109. УГЛЕРОД

*Как можно доказать, что алмаз и графит являются формами одного элемента?*

*Углерод — основа живой природы.*

*Углерод встречается в природе в чистом виде и в виде минералов-карбонатов.*

*Алмаз и графит — аллотропные видоизменения углерода.*

*Карбин — искусственная аллотропная форма углерода.*

Положение в Периодической системе, строение атома. Углерод имеет порядковый номер 6, расположен во втором периоде, главной подгруппе четвёртой группы. Периодической системы элементов, относится к семейству *p*-элементов. Его относительная атомная масса равна 12,011. На внешнем энергетическом уровне углерод имеет 4 электрона.

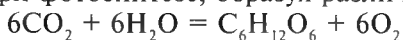
|   |   |    |    |                                                                                  |                                                 |                                                                                  |
|---|---|----|----|----------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------|----------------------------------------------------------------------------------|
| C | 6 | +6 | -6 |  | 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup> |  |
|---|---|----|----|----------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------|----------------------------------------------------------------------------------|

В Периодической системе углерод расположен между элементами, легко отдающими и легко принимающими электроны. В водородных соединениях углерод четырёхвалентен (CH<sub>4</sub>). Положительные степени окисления углерода — +2 и +4 (CO и CO<sub>2</sub>).

**Распространённость в природе.** Углерод — основная составляющая часть живых организмов. Так нефть, природный газ, торф и горючие сланцы являются соединениями углерода. Особо богат углеродом каменный уголь. Широко распространённый на земном шаре известняк CaCO<sub>3</sub> и доломит CaCO<sub>3</sub>MgCO<sub>3</sub> также являются соединениями углерода.

Содержание углерода в земной коре составляет 0,023%.

В атмосфере имеется углекислый газ, который используется зелёными растениями при фотосинтезе, образуя различные углеводы.



Образуемая при фотосинтезе глюкоза — C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub> используется растениями для образования целлюлозы (основы стебля и древесины), крахмала (у пшеницы, риса, картофеля), дисахаридов (у сахарного тростника и свеклы).

Углерод — очень важный для жизни элемент.

- Узбекистан занимает 2-е место в Центральной Азии по запасам угля.
- Уголь добывается на Ангренском, Шаргунском и Бойсунском месторождениях.
- Геологические запасы угля в Узбекистане превышают 2 млрд. т.



Рис. 77. Алмаз-ный бур.

Углерод в свободном состоянии встречается в виде алмаза и графита. Они представляют собой твёрдые вещества с атомной кристаллической решёткой, но строение их кристаллических решёток, а также физические свойства отличаются.

**Алмаз** — самое твёрдое вещество в природе. Твёрдость этого вещества по шкале Мооса равна 10. Чистый алмаз бесцветен, прозрачен, сильно преломляет свет, блестит. В алмазе атомы углерода равноудалены друг от друга; каждый атом углерода ковалентно связан с 4 другими, расположенными на вершинах тетраэдра. Алмаз хорошо

проводит тепло, но почти не проводит электрический ток. Крупные, прозрачные кристаллы отшлифовывают, превращая их в бриллианты, используемые при изготовлении драгоценных ювелирных изделий. Технические алмазы получают искусственным путём. Из них для техники изготавливают абразивные материалы, приборы для резки стекла, обработки металлических и других твёрдых материалов.



Масса алмазов измеряется в каратах. (1 карат = 0,2 г). В природе алмазы находятся в рассеянном виде. Самый большой алмаз (3025 карат) в мире найден на одном из месторождений Южной Африки, который называли «Куллинан».



**Графит** — мягкое чёрное кристаллическое вещество с металлическим блеском. В графите атомы углерода распределены по слоям. Связи между атомами углерода одного слоя слабее связей между атомами углерода соседних слоёв, из-за чего при трении о жёсткую поверхность графит крошится. Его можно применять как сухую смазку, в производстве электродов и карандашей. Древесный уголь, кокс, сажа содержат очень мелкие кристаллы графита.

Получаемый пиролизом древесины активированный уголь имеет способность поглощать различные газы и жидкости. Активированный уголь продаётся в аптеках под названием «карболен».

Углерод, графит и древесный уголь обладают высокими адсорбционными свойствами.

- **Адсорбция** — поглощение одного вещества поверхностью другого.
- **Адсорбент** — вещество, на поверхности которого протекает процесс поглощения.
- Поглощение поверхностью жидкости или твёрдого тела молекул, атомов или ионов другого вещества называется **адсорбцией**.
- Поглощение одного вещества другим из внешней среды называется **сорбцией**.
- Вещество, поглотившее другое своей поверхностью, называют **адсорбентом**, а поглощённое вещество — **адсорбтивом**.

Используя явление адсорбции, в 1915 году Н.Д. Зелинский изобрёл **противогаз** в годы первой мировой войны.

Адсорбция связана с площадью поверхности. Для усиления адсорбционных свойств угля его активируют перегретым водным паром. При этом из пор угля выходят наполнявшие его вещества, за счёт чего возрастает его поглощающая поверхность. Активированный уголь используется для поглощения вредных летучих веществ из газовых смесей (противогаз), при очищении организма от вредных веществ (кро-



## § 110. ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА УГЛЕРОДА

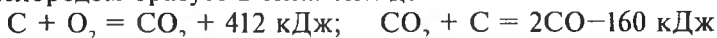
*Ядовит ли оксид углерода (II)?*

**Физические свойства.** Углерод во всех своих аллотропных формах не имеет запаха и вкуса, тугоплавок и не растворяется в обычных растворителях. Его температура плавления- 3500°C (алмаз), температура кипения- 4830°C (сублимируется); плотность- 3513 кг/м<sup>3</sup> (алмаз), 2265 кг/м<sup>3</sup> (графит); число изотопов- 8 (9→16);

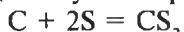
**Химические свойства.** При обычной температуре углерод мало-активен. При нагревании он реагирует со многими веществами: кислородом, серой, азотом, металлами, оксидами металлов. Углерод непосредственно реагирует со фтором (с другими галогенами непосредственно не реагирует)).



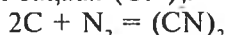
С кислородом образует 2 типа оксидов:



При 900–1000°C взаимодействует с серой:



В атмосфере азота при разряде электродуги между 2 графитовыми электродами образуется *дициан* (CN)<sub>2</sub>:



Металлы образуют с углеродом *карбиды*:



Карбиды образуются и при взаимодействии углерода с оксидами металлов:

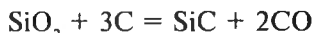


Карбиды некоторых металлов взаимодействуют с водой или кислотами, образуя водородные соединения углерода различного состава (ацетилен, метан):



Карбиды элементов с переходными свойствами (титана, вольфрама, железа, никеля и др.) обладают такими ценными свойствами, как электропроводность, твёрдость, термостойкость, химическая инертность.

Восстанавливая в электрической печи SiO<sub>2</sub> графитом, получают карбид кремния (*карборунд*)- очень твёрдое, неплавящееся, химически устойчивое вещество:





Углерод — сильный восстановитель. Реагируя с оксидами металлов, восстанавливает их до чистого металла:



### Вопросы и задания

1. Напишите формулы соединений углерода с кремнием, магнием и железом.
2. Напишите уравнения реакций углерода с  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{SnO}_2$ ,  $\text{CaO}$ .
3. Какое количество тепла образуется при сгорании 5 кг углерода?
4. Сколько г углерода нужно для восстановления 20 г оксида меди (II)? Рассчитайте количество вещества образованной при восстановлении меди.

## § 111. ОКСИДЫ УГЛЕРОДА

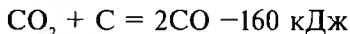
*Почему для получения  $\text{CO}_2$  в лаборатории используют не мел, а известняк?*

Соединения углерода с водородом называют углеводородами, которые имеют различный состав. По строению они делятся на цепочечные: насыщенные  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$  (углерод при этом образует связи с 4 другими атомами), ненасыщенные, содержащие двойную связь  $\text{C}_n\text{H}_{2n}$  (между атомами углерода имеется двойная связь  $>\text{C}=\text{C}<$ ) и ненасыщенные, содержащие тройную связь  $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$  (между атомами углерода имеется тройная связь  $-\text{C}\equiv\text{C}-$ ); и циклические: насыщенные  $\text{C}_n\text{H}_n$ , ненасыщенные и ароматические. Вы будете их изучать в курсе органической химии.

С кислородом углерод образует 2 оксида: оксид углерода (II)  $\text{CO}$  и оксид углерода (IV)  $\text{CO}_2$ . Они имеют линейное пространственное строение ( $\text{C}=\text{O}$  и  $\text{O}=\text{C}=\text{O}$ ).

Оксид углерода (II)  $\text{CO}$  (угарный газ) — газ без цвета и запаха, очень ядовит, легче воздуха, в воде малорастворим. Относится к индифферентным оксидам.

Оксид углерода (II) образуется из оксида углерода (IV) в условиях недостатка воздуха при нагревании выше  $450^\circ\text{C}$  с раскалённым углем:



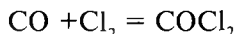
На воздухе и в кислороде оксид углерода (II) горит голубым пламенем:



Оксид углерода (II) также, как углерод, является восстановителем. Он восстанавливает оксиды металлов до чистых металлов при  $300-1500^\circ\text{C}$ :



СО в присутствии активированного угля реагирует с хлором, образуя сильно отравляющий газ — *фосген*:

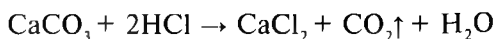


Угарный газ легче кислорода присоединяется к гемоглобину крови, за счёт чего затрудняется снабжение организма кислородом. Длительное вдыхание угарного газа приводит к смертельному исходу.

Этот оксид углерода используется в промышленности для восстановления металлов из их оксидов, применяется, как составной компонент искусственных топлив, а также в органическом синтезе.

**Оксид углерода (IV)** —  $\text{CO}_2$  (углекислый газ), Газ без цвета и запаха, тяжелее воздуха. Его плотность по воздуху равна 1,5. При давлении  $5,76 \cdot 10^6$  Па и температуре  $20^\circ\text{C}$  он превращается в бесцветную жидкость. При испарении этой жидкости поглощается много тепла, и углекислый газ превращается в белую кристаллическую массу (*сухой лёд*).

**Получение.** В лаборатории оксид углерода (IV) получают взаимодействием карбоната кальция (кусковок известняка, мрамора) с соляной кислотой:

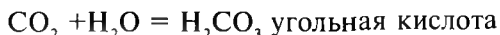


В промышленности его получают обжигом известняка:

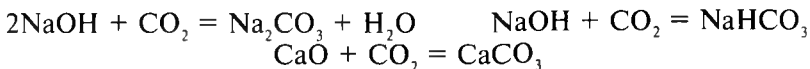


В природе он образуется при дыхании животных и растений, гниении органических остатков, в процессе горения.

Углекислый газ проявляет свойства кислотного оксида. Он, растворяясь в воде, образует угольную кислоту:



Реагируя с оксидами металлов и основаниями, образует соли.



При пропускании углекислого газа через известковую воду наблюдается помутнение (качественная реакция на  $\text{CO}_2$ ):

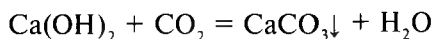
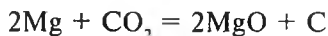


Рис. 78.  
Установка  
для получения  
углекислого газа.

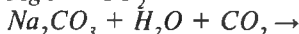
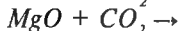
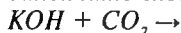
Он не поддерживает горение. Но некоторые вещества могут гореть в нём, например, магний:



**Применение.** В промышленности он используется для получения соды (питьевой соды, стирального порошка, технической соды), в синтезе органических кислот, при тушении пожаров, в производстве газированных напитков. «Сухой лёд» используют для низкотемпературного хранения продуктов питания.

### Вопросы и задания

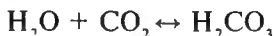
1. Расскажите о физических свойствах оксидов углерода.
2. Объясните, в чём заключается вредное воздействие угарного газа на организм.
3. Какие меры предосторожности необходимо предпринимать при сжигании угля? Почему углекислый газ используют для тушения пожаров?
4. Как образуется углекислый газ в природе?
5. Расскажите об областях применения оксидов углерода.
6. Сколько теплоты выделяется при горении 5,6 л (н.у.) угарного газа?
7. Закончите следующие уравнения реакции:



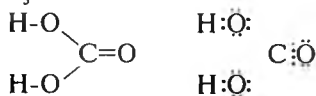
## § 112. СВОЙСТВА УГОЛЬНОЙ КИСЛОТЫ И КАРБОНАТОВ

### Как образуются пещеры в природе?

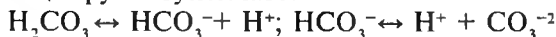
Угольная кислота  $\text{H}_2\text{CO}_3$  — нестойкое вещество, существующее только в водных растворах.



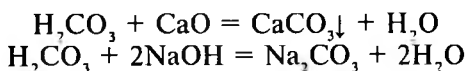
Её электронная и структурная формулы:



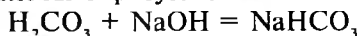
$\text{H}_2\text{CO}_3$  — слабая, двухосновная кислота. В водном растворе она диссоциирует ступенчато:



Угольная кислота реагирует только с оксидами и гидроксидами щелочных и щелочноземельных металлов. Её средние соли — *карбонаты*:  $\text{K}_2\text{CO}_3$  — карбонат калия,  $\text{CaCO}_3$  — карбонат кальция; кислые соли — *гидрокарбонаты*:  $\text{KHCO}_3$  — гидрокарбонат калия,  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  — гидрокарбонат кальция.

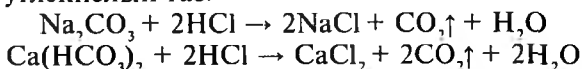


При избытке кислоты образуются кислые соли.

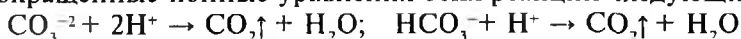


Карбонаты щелочных металлов и аммония, а также все гидрокарбонаты растворяются в воде и гидролизуются. Другие карбонаты в воде не растворяются.

При действии сильных кислот на карбонаты и гидрокарбонаты выделяется углекислый газ:

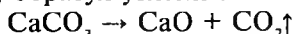


Сокращённые ионные уравнения этих реакций следующие:



Реакция солей угольной кислоты с сильными кислотами используется для их распознавания. При реакции карбонатов с сильными кислотами свободные ионы водорода связываются, что позволяет использовать карбонаты для нейтрализации кислот. Для снижения кислотности почв и улучшения их структуры используют измельчённый известняк (напишите уравнение этой реакции самостоятельно).

Все карбонаты, кроме карбонатов щелочных металлов, при нагревании разлагаются, образуя углекислый газ:

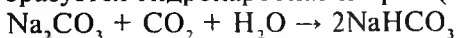


Эта реакция протекает до конца только при условии постоянного отвода образующегося углекислого газа из системы.

Гидрокарбонаты при нагревании переходят в карбонаты:

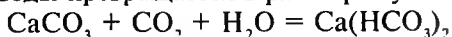


Если через водный раствор карбоната натрия пропустить углекислый газ, то образуется гидрокарбонат натрия (питьевая сода):

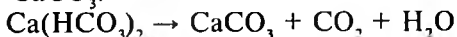


$\text{CaCO}_3$  — карбонат кальция — одна из самых распространённых солей в природе. *Известняк, мел, мрамор, сталагмиты, сталактиты* — его различные минералы.

В горах, в основном, встречается известняк  $\text{CaCO}_3$ . Известняк под воздействием  $\text{CO}_2$  и воды превращается в растворимую соль  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ .



Образованный  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  при нагревании превращается снова в затвердевающий  $\text{CaCO}_3$ .



**Карбонат натрия (сода) —  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .  $10\text{H}_2\text{O}$ .** Сода — основное сырьё химической промышленности. Она, в основном, применяется в производстве стекла, мыла, бумаги, имеет огромное значение в текстильной и нефтяной промышленности.

2 марта 1995 года вышло Постановление правительства о создании в Каракалпакистане Кунградского завода по производству

соды. На сегодняшний день единственный в Центральной Азии Кунградский содовый завод работает в полную мощность.

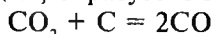
**Кальцинированная сода.** Карбонат натрия, в составе которого отсутствует кристаллизационная вода ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ), называется кальцинированной содой.

**Питьевая сода** — гидрокарбонат натрия  $\text{NaHCO}_3$ . Питьевая сода широко используется в пищевой промышленности, в производстве медицинских и кондитерских изделий.

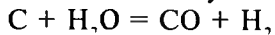
**Карбонат калия (поташ) —  $\text{K}_2\text{CO}_3$ .**

**Генераторный газ** получают частичным окислением при высокой температуре твёрдых топлив.

$\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$ . Образующийся при высокой температуре ( $1400\text{--}1600^\circ\text{C}$ ) в верхней части генератора углекислый газ, реагируя с углеродом, образует  $\text{CO}$ .



**Водяной газ** получают при действии воды на раскалённый уголь.



**Коксовый газ** — получается при нагревании каменного угля при высокой температуре ( $900\text{--}1100^\circ\text{C}$ ). Коксовый газ имеет следующий состав:  $\text{H}_2$  — 59%;  $\text{CH}_4$  — 25%; другие углеводороды — 3%; угарный газ — 6%;  $\text{CO}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{O}_2$  — 7%.

**Сероуглерод  $\text{CS}_2$**  — очень хороший растворитель, используется против насекомых-вредителей растений. Важное вещество при получении вискозного волокна.

**Синильная кислота  $\text{HCN}$ .** Синильная кислота — сильный яд. В количестве, меньшем 0,05 г, убивает животных и человека. Из её солей  $\text{KCN}$  и  $\text{NaCN}$  используются в качестве растворителей при получении драгоценных металлов из руд.

### Задания для самостоятельной работы

1. В природе существуют такие пещеры, которые называют «собачьими». Если в такую пещеру зайдёт человек, то ничего не произойдёт, а собака вдруг начинает подпрыгивать. Объясните, почему.

2. Согласно легенде молодая невеста, находясь на природе, почувствовала землетрясение и начинающийся обвал горы. Она побежала в пещеру, где остался её младенец. Прижав его к груди, она подняла вверх руку, чтобы предотвратить обвал пещеры. При этом произошло чудо: женщина с ребёнком окаменели. С тех пор эту пещеру называют «пещерой невесты».

Что за камень, прообразом которого явилась женщина с ребёнком, мог предотвратить обвал пещеры? Обоснуйте свой ответ, приведя соответствующие уравнения реакций. Изложите свои мысли по поводу образования пещер.

### Вопросы и задания

1. Какие соли образует угольная кислота?
2. Расскажите, как можно определить угольную кислоту и её соли.
3. Какие соли угольной кислоты практически значимы? Расскажите об областях их применения.
4. Сколько л газа (н.у.) образуется при нагревании 1,5 кг гидрокарбоната натрия и при взаимодействии оставшегося после этого твёрдого остатка с избытком кислоты?
5. Напишите формулы карбонатов и гидрокарбонатов аммония и магния.
6. Напишите уравнения реакций, необходимых для осуществления следующих превращений:  

$$\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{NaCl}$$

## § 113. КРЕМНИЙ

## Строение атома кремния и его расположение в Периодической системе

*Являются ли одним и тем же веществом песок и кварц?*

В главной подгруппе IV группы Периодической системы находится кремний — один из самых распространённых элементов в природе.

Он расположен под порядковым номером 14, в третьем периоде, главной подгруппы четвёртой группы. Он относится к семейству  $p$ -элементов. Его относительная атомная масса равна 28,086. На внешнем энергетическом уровне он имеет 4 электрона.

|    |    |     |     |                 |                 |                 |                 |                 |                 |                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                    |
|----|----|-----|-----|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Si | 14 | +14 | -14 | 1s <sup>2</sup> | 2s <sup>2</sup> | 2p <sup>6</sup> | 3s <sup>2</sup> | 3p <sup>2</sup> | 3d <sup>0</sup> | <div style="display: flex; align-items: center;"> <div style="margin-right: 10px;"> <div style="border: 1px solid black; padding: 2px; display: inline-block;">↑↓</div> </div> <div style="margin-right: 10px;"> <div style="border: 1px solid black; padding: 2px; display: inline-block;">↑</div> <div style="border: 1px solid black; padding: 2px; display: inline-block;">↑</div> <div style="border: 1px solid black; padding: 2px; display: inline-block; width: 15px; height: 10px;"></div> </div> <div> <div style="border: 1px solid black; padding: 2px; display: inline-block; width: 15px; height: 10px;"></div> <div style="border: 1px solid black; padding: 2px; display: inline-block; width: 15px; height: 10px;"></div> <div style="border: 1px solid black; padding: 2px; display: inline-block; width: 15px; height: 10px;"></div> <div style="border: 1px solid black; padding: 2px; display: inline-block; width: 15px; height: 10px;"></div> </div> </div> |
|----|----|-----|-----|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|

В Периодической системе кремний расположен между элементами, свободно отдающими и принимающими электроны. В своём водородном соединении  $\text{SiH}_4$  кремний четырёхвалентен и проявляет степень окисления  $-4$ . Высшая степень окисления  $+4$  ( $\text{SiO}_2$ ). Из-за близости значений электроотрицательности атомов связь  $\text{Si}-\text{H}$  малополяризована; неполярность молекулы в отличие от аналогичных молекул, образованных элементами пятой, шестой и седьмой групп, является причиной того, что водородное соединение кремния не проявляет ни кислотных, ни основных свойств.

**Распространённость в природе и биологическое значение.** Второй после кислорода по распространённости в земной коре кремний составляет 27,6% от её массы. Кремний в природе встречается только в виде соединений. Многие горные породы (*гранит, базальт*) и минералы (*кварц, полевой шпат, песок, глины*) состоят из соединений

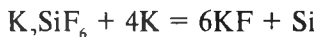
кремния. Кремний входит в состав стеблей и листьев некоторых растений, перьев птиц и шерсти животных.

Самое распространённое в природе его соединение  $\text{SiO}_2$  — песок (кремнезём). Кремнезём встречается в природе и в виде крупнокристаллических минералов. Такой минерал называют кварцем.

**Получение и применение.** Оксид кремния (IV) восстанавливают магнием, алюминием или углеродом, получая кремний:



Кремний был открыт шведским химиком Я. Берцеллиусом в 1825 году. Он получил его следующим способом и назвал «силиций»:



Кремний используют для получения многих сплавов. Сталь, содержащая 4% кремния, легко намагничивается. Из неё изготавливают трансформаторы, двигатели, генераторы (электротехническая сталь). Сталь, содержащая 16% и более кремния (кислотоупорная сталь), используется при изготовлении аппаратов и приборов в химической промышленности. Чистый кремний в кристаллическом виде используется в радио- и электротехнике, как полупроводник. Он превращает солнечный свет в электроэнергию. Кремниевые солнечные батареи используются в качестве источника энергии в космических приборах.

#### ***Вопросы и задания***

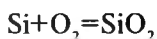
1. Объясните расположение кремния в Периодической системе.
2. В чём сходство и различие строения атомов углерода и кремния?
3. В каком виде встречается кремний в природе?
4. Как получают кремний?

## **§ 114. СВОЙСТВА И ВАЖНЕЙШИЕ СОЕДИНЕНИЯ КРЕМНИЯ**

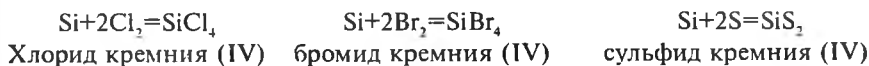
***Как Вы объясните с научной точки зрения различие агрегатного состояния  $\text{SiO}_2$  и  $\text{CO}_2$ ?***

**Физические и химические свойства.** Кремний внешне похож на металлы. В кристаллическом состоянии кремний — вещество серо-стального цвета с металлическим блеском. Его температура плавления-  $1420^\circ\text{C}$ , а кипения-  $2355^\circ\text{C}$ ; плотность-  $2329 \text{ кг/м}^3$ ; число изотопов 11 ( $24 \rightarrow 34$ );

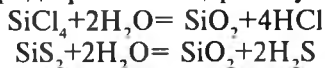
По сравнению с углеродом его неметаллические свойства выражены слабее, потому что радиус его атома больше, и электроны расположены дальше от ядра. При сильном нагревании на воздухе кремний горит, образуя оксид кремния (IV):



При нагревании кремний взаимодействует с хлором, бромом и серой:



Галогениды и сульфид кремния гидролизуются:

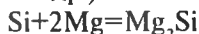


Кремний при высокой температуре реагирует с углеродом, образуя очень твёрдое вещество- карборунд (карбид кремния) :

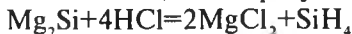


Из карборунда изготавливают шлифовальные и отделочные камни.

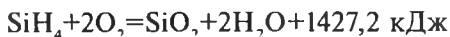
При нагревании кремний образует силициды со многими металлами (Mg, Ca, Cr, Mn, Fe и др.):



При действии кислот на силициды образуется  $\text{SiH}_4$  — *силан*:

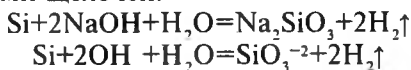


Силан — бесцветный газ, сильный восстановитель, в воздухе самовозгорается:



Кроме силана имеется целый ряд соединений кремния с водородом, общая формула которых  $\text{Si}_n\text{H}_{n+2}$ , где  $n \leq 8$ . Несмотря на сходство силанов с углеводородами метанового ряда, силаны обладают большей реакционной способностью за счёт ослабления связей Si—H и Si—Si в силу снижения неметаллических свойств при переходе от углерода к кремнию.

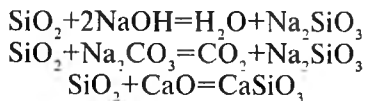
Кремний не реагирует с кислотами, но взаимодействует с растворами и расплавами щелочей:



**Важнейшие соединения.** *Оксид кремния (IV)-  $\text{SiO}_2$*  — твёрдое, тугоплавкое, не растворимое в воде вещество, имеющее атомную кристаллическую решётку. В природе встречается в виде минерала кварца. Прозрачные, бесцветные кристаллы кварца также называют горным хрусталём. Кремень, агат, яшма, песок- различные модификации кварца.

Этот оксид обладает кислотными свойствами, образует силикаты при сплавлении с щелочами, основными оксидами и карбонатами щелочных металлов:



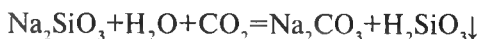


Не реагирует с кислотами, кроме фтороводородной. Под действием плавиковой кислоты образует газообразный фторид кремния  $\text{SiF}_4$ :

$$\text{SiO}_2 + 4\text{HF} = 2\text{H}_2\text{O} + \text{SiF}_4 \uparrow$$

Из расплавленного кварца получают кварцевое стекло, пропускающее ультрафиолетовые лучи и имеющий малый коэффициент расширения. Температура плавления кварца около  $1500^\circ\text{C}$ . Поэтому кварцевое стекло можно использовать в высокотемпературных условиях. Из кварца изготавливают ртутные лампы и химическую лабораторную посуду.

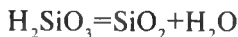
**Метакремниевая кислота и её соли.** Метакремниевая кислота  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  — двухосновная, слабая, неустойчивая кислота слабее угольной. Поэтому угольная кислота или углекислый газ вытесняют её из солей:



Метакремниевая кислота не растворима в воде, образует гелеобразный осадок. Она растворяется только в щелочах, образуя соли:

$$2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SiO}_3 = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$$

При нагревании метакремниевая кислота распадается на воду и оксид кремния (IV):



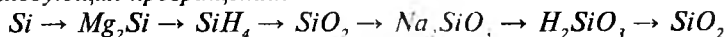
Метакремниевую кислоту получают взаимодействием кислот с её солями. Её соли называются силикатами. Растворимы в воде только силикаты щелочных металлов. Растворы силикатов натрия и калия ( $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  и  $\text{K}_2\text{SiO}_3$ ) называются *жидким стеклом*. Жидкое стекло используется в изготовлении кислотоупорного цемента, бетона, клея, мазей, для пропитки тканей и пористых камней, в строительстве.

Силикаты входят в состав сложных природных соединений — алюмосиликатов, например, полевого шпата ( $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ ), каолина ( $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ).

### Вопросы и задания

1. В каком виде встречается кремний в природе?
2. Как получают кремний?
3. Где используют кремний?
4. Расскажите о физических и химических свойствах кремния.
5. Напишите уравнения реакций, иллюстрирующих химические свойства кремния.
6. Напишите сокращённое ионное уравнение реакции гидролиза силиката калия. Расскажите о свойствах кремниевой кислоты.

7. Напишите уравнения реакций, необходимых для осуществления следующих превращений:

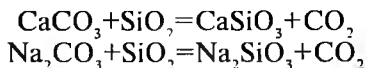


## § 115. СИЛИКАТНАЯ ПРОМЫШЛЕННОСТЬ

*Что Вы знаете о предприятиях, производящих керамику? Что за профессия «гончар»?*



**Стекло.** Простое или бутылочное стекло получают при сплавлении оксида кремния (IV) (в виде кварца или песка), карбоната кальция (в виде известняка, мрамора) и карбоната натрия (в виде соды):



Получаемое стекло представляет собой сплав силикатов кальция и натрия с оксидом кремния (IV). Состав такого стекла можно приблизительно выразить следующей формулой:  $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$ . При охлаждении стекло застывает не сразу, затвердевает постепенно; при этом вязкость его возрастает. Это позволяет придать ему любую форму. Из остывающей полутвёрдой массы можно изготавливать оконные стёкла, стекловолокно, трубки выдуванием или прессованием. Свойства стекла зависят от его состава. Если вместо карбоната натрия использовать карбонат калия (поташ), то можно получить тугоплавкое стекло для химической посуды, а при добавлении к шихтовой смеси оксида свинца (II) позволяет получить сильно преломляющий свет хрусталь.

Цветное стекло получают при добавлении различных веществ. Оксид кобальта (II) придаёт стеклу синий цвет, оксид хрома (III) — зелёный цвет, оксид железа (II) — тёмно-зелёный цвет, оксид меди (I) — красный цвет. При добавлении золота можно получить рубиновое стекло, пропускающее только красные лучи.

Из стекловолокна изготавливают ткани, обладающие тепло- и электроизоляционными свойствами, кислотоупорные материалы.

## Виды стекла

| №  | Название                                                                                                                      | Формула                                                                                                                            |
|----|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| 1  | Простое стекло                                                                                                                | $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$                                                                         |
| 2  | Химическое стекло                                                                                                             | $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$                                                                          |
| 3  | Хрустальное стекло                                                                                                            | $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{PbO}_2 \cdot 6\text{SiO}_2$                                                                        |
| 4  | Голубое стекло                                                                                                                | $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CuO} \cdot 6\text{SiO}_2$                                                                         |
| 5  | Фиолетовое стекло                                                                                                             | $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{MnO}_2 \cdot 6\text{SiO}_2$                                                                       |
| 6  | Зелёное стекло                                                                                                                | $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$                                                              |
| 7  | Синее стекло                                                                                                                  | $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CoO} \cdot 6\text{SiO}_2$                                                                         |
| 8  | Растворимое стекло                                                                                                            | $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Na}_2\text{O} \cdot 6\text{SiO}_2$                                                                 |
| 9  | Красное стекло                                                                                                                | $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Cu}_2\text{O} \cdot 6\text{SiO}_2$                                                                |
| 10 | Тёмно-зелёное стекло                                                                                                          | $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{FeO} \cdot 6\text{SiO}_2$                                                                         |
| 11 | Кварцевое стекло                                                                                                              | $\text{SiO}_2$                                                                                                                     |
| 12 | Органическое стекло<br>(Полиметилметакрилат)                                                                                  | $\begin{array}{c} \text{O} \\   \quad    \\  -\text{CH}-\text{C}-\text{C}-\text{O}-\text{CH}_3 _n \\   \\ \text{CH}_3 \end{array}$ |
| 13 | С добавлением $\text{V}_2\text{O}_5$ и $\text{ZnO}$ получают качественное стекло, устойчивое к резким переменам температуры.  |                                                                                                                                    |
| 14 | Если в составе стекла имеется $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , то образуется стекло, не пропускающее ультрафиолетовых лучей (увиол). |                                                                                                                                    |
| 15 | При добавлении золота можно получить рубиновое стекло, пропускающее только красные лучи.                                      |                                                                                                                                    |

**Цемент.** Для производства цемента известняк и глинозём измельчаются и подаются во вращающуюся печь. Температура в печи повышается до  $450^\circ\text{C}$ . При такой температуре вода и углекислый газ выходят из состава реакционной смеси. В результате образуются кусочки твердеющей массы - клинкер. Цемент получают измельчением клинкера в порошок. Цемент при смешении с водой образует быстро твердеющую массу, которая застывает даже под водой. Цемент используют, как связывающий материал при строительстве наземных и подводных сооружений.

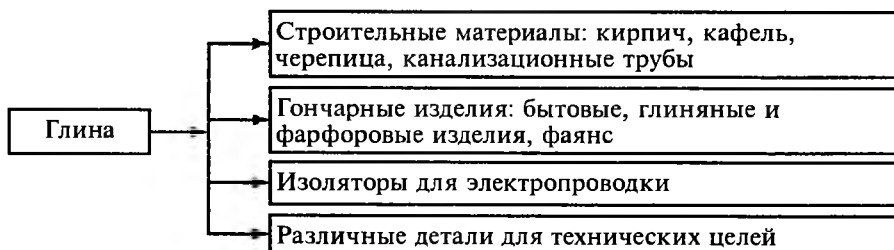
**Бетон и железобетон.** Цемент смешивают с песком, мелкой и крупной галькой, камнями и получают бетон. Если в бетон добавить железную проволоку, арматуру и каркасную структуру из труб, то получается железобетон. Бетон и железобетон широко используются в народном хозяйстве.

**Керамика.** Изделия, изготовленные из глины, называют керамикой. Для изготовления глиняных (керамических) изделий сырьём служат глинозём, каолин, песок, мел, доломиты. На сегодняшний день глиняные изделия используются в приборостроении, электротехнической и радиотехнической промышленности. Применяемые для этих целей глины являются тонкими. Для изготовления тонкой керамики используется особый состав, имеющий тальк, глинозём, оксид магния и соединения титана.

Народ Узбекистана издавна занимался гончарным делом. В таких городах, как Самарканд, Бухара, Хива на протяжении веков орнаменты зданий, не теряющие свою привлекательность и сегодня, выполнялись из глины.

Как на местных кустарных гончарных производствах, так и на крупных заводах, выпускающих керамические изделия процесс изготовления керамики состоит из следующих стадий:

*Подготовка соответствующего сырья\* → подготовка глины (керамической массы) → формование (придание определённой формы) → сушка → обжиг.*



Для того чтобы поры керамических изделий не пропускали воду и не загрязнялись, в печь для обжига загружают поваренную соль и поверхность изделий покрывают глазурью. При этом поверхность изделия приобретает единый гладкий стекловидный слой, не пропускающий влагу.

### Вопросы и задания

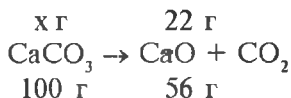
1. Как получают обычное стекло, и где его используют?
2. В чём различие между обычным и цветным стеклом?
3. Какие Вы знаете виды стекла?
4. Как получают цемент, и где он применяется?
5. Что такое керамика, и какими свойствами она обладает?
6. Чем отличается железобетон от бетона?

### Решение типовых задач

**Пример 1.** При нагревании 50 г известняка было получено 22 г  $\text{CaO}$ . Сколько %  $\text{CaCO}_3$  имеется в данном образце известняка?

**Решение:** 1) При нагревании известняка имеющийся в его составе  $\text{CaCO}_3$  разлагается, образуя негашёную известь ( $\text{CaO}$ ) и  $\text{CO}_2$ .

Сколько г  $\text{CaCO}_3$  требуется для образования 22 г  $\text{CaO}$ ?



$$x = \frac{100 \cdot 22}{56} = 39,3 \text{ г CaCO}_3$$

2) В 50 г известняка имеется 39,3 г  $\text{CaCO}_3$ . Определим % содержание  $\text{CaCO}_3$  в этом образце известняка.

$$\% \text{ CaCO}_3 = \frac{39,3}{50} = 78,6\%$$

**Ответ:** 78,6%  $\text{CaCO}_3$ .

**Пример 2.** Сколько г воды необходимо для приготовления 10% раствора карбоната натрия из 54 г кристаллической соды  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ?

**Решение:** 1) Определим, сколько г  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  в 54 г кристаллической соды

$$\begin{aligned} \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O} &= 46 + 60 + 180 = 106 + 180 = 286 \\ \text{В } 286 \text{ г } \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O} &\text{имеется } 106 \text{ г } \text{Na}_2\text{CO}_3 \\ \text{А в } 54 \text{ г } \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O} &\text{— } x \text{ г } \text{Na}_2\text{CO}_3 \\ x &= 20 \text{ г } \text{Na}_2\text{CO}_3 \end{aligned}$$

2) Если в 54 г кристаллической соды содержится 20 г  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , определим, сколько воды нужно для приготовления 10% раствора

Для приготовления 10% раствора нужно:

10 г  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  растворить в 90 г воды.

А 20 г  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  — в  $x$  г воды

$$x = 180 \text{ г воды}$$

3) В 54 г кристаллической соды имеется (54–20) 34 г воды.

$$180 - 34 = 146 \text{ г воды.}$$

Если 54 г кристаллической соды растворить в 146 г воды, получится (54+146) 200 г раствора.

**Ответ:** 146 г воды

Проверка правильности решения задачи.

1) Масса раствора:

$$54 \text{ г} + 146 \text{ г} = 200 \text{ г}$$

2) В 200 г раствора растворено 54 г кристаллической соды. В составе 54 г кристаллической соды имеется  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и вода:  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$

3) Найдём массу  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  в составе 54 г кристаллической соды.

$$\text{В } 286 \text{ г } \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O} \text{ имеется } 106 \text{ г } \text{Na}_2\text{CO}_3$$

А в 54 г  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  —  $x$  г  $\text{Na}_2\text{CO}_3$

$$x = 20 \text{ г } \text{Na}_2\text{CO}_3 \text{ (растворённое вещество)}$$

4) В 200 г раствора имеется 20 г растворённого вещества. Рассчитаем процентную концентрацию раствора:

$$C\% = \frac{20}{200} \cdot 100\% = 10\%$$

### Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1. При разложении 200 г известняка образовалось 33,6 л углекислого газа (н.у.). Сколько % карбоната кальция содержится в данном образце известняка? Ответ: 75 %.

2. Какой объём углекислого газа (н.у.) образуется при сжигании 4,5 г каменного угля, содержащего 20% пустой породы? Ответ: 6,72 л.

3. При нагревании 60 г известняка было получено 32 г оксида кальция. Определите массовую долю карбоната кальция в известняке. Ответ: 0,953.

4. Сколько моль и г кислорода образуется при нагревании 44,45 г перманганата калия, содержащего 10% примесей?

5. 4 кг карбида кальция —  $\text{CaC}_2$  при реакции с водой образуют 1120 л ацетилена (н.у.). Определите % содержание  $\text{CaC}_2$  в исходном карбиде.

6. Каков объём углекислого газа (н.у.), образующегося при нагревании 2 т известняка, содержащего 10% примесей?

7. Какой объём угарного газа (н.у.) образуется в газовом генераторе из 4 т угля, содержащего 92% С? При этом потери производства составили 15%.

8. В составе кристаллической соды имеется 62,94% кристаллизационной воды. Определите формулу кристаллогидрата.

9. При пропускании 1 м<sup>3</sup> воздуха через раствор  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  образовалось 2,64 г осадка —  $\text{BaCO}_3$ . Каково % содержание углекислого газа в исходном воздухе?

10. Учитывая, что состав простого стекла —  $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$ , рассчитайте количество известняка, соды и оксида кремния (IV), необходимое для получения 1 т такого стекла.

## ГЛАВА XIV МЕТАЛЛЫ

### § 116. РАСПРОСТРАНЁННОСТЬ МЕТАЛЛОВ В ПРИРОДЕ, ИХ ПОЛУЧЕНИЕ И ПРИМЕНЕНИЕ

*Можно ли изготовить нож из чистого железа?*

- Из 118 элементов Периодической системы 95 — металлы.
- Все элементы I, II, III групп (кроме H и B) — металлы.
- В IV группе все элементы, кроме C и Si — металлы.
- В главной подгруппе V группы имеется всего 2 металла — Sb и Bi.
- В главной подгруппе VI группы всего 1 металл — Po.
- В побочных подгруппах V, VI, VII, VIII групп все элементы — металлы.

Издавна люди знали 7 металлов: золото, серебро, медь, железо, олово, свинец и ртуть.

Сегодня нашу жизнь нельзя представить без металлов. Десятки металлов и их сплавов используются в различных отраслях народного хозяйства. Металлы составляют основу различных предметов, начиная с грузовых и легковых машин, сельскохозяйственных машин, тепловозов, паровозов, самолётов и заканчивая иголками, гвоздями, ручками и т.п. Огромное практическое значение имеют такие металлы, как железо, медь, цинк, никель, кобальт, алюминий, магний, вольфрам, молибден, тантал, титан, ниобий и такие сплавы, как сталь, чугун, боббит, дюралюминий, нихром.

**Распространённость в природе**

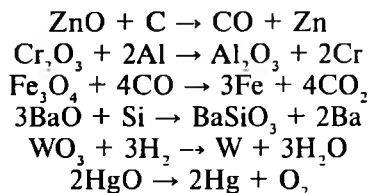


**Получение.** Выделением металлов из их соединений занимается металлургия. Основными задачами металлургии являются восстановление металлов и их выделение из соединений.

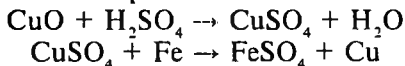
Для получения металлов из их соединений используются различные методы. Все промышленные методы получения металлов основаны на окислительно-восстановительных реакциях. В настоящее время в промышленности используются следующие методы:

- *Пирометаллургические методы*
- *Гидрометаллургические методы*
- *Электротермические методы*

Получение металлов **пирометаллургическими методами** основано на непосредственном нагревании соединений металлов при высоких температурах (при получении пассивных металлов) или на восстановлении металлов из их оксидов с помощью углерода, оксида углерода (II), алюминия, кремния или водорода (сульфиды сначала обжигают, переводя в оксиды, которые затем восстанавливают):

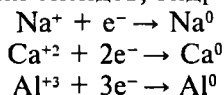


Получение металлов **гидрометаллургическими методами** основано на переводе соединений металла в растворимое состояние и последующем электролизе раствора или восстановлении с использованием другого металла без применения высоких температур:



Этими способами получают золото, серебро, цинк, уран и другие металлы.

Получение металлов **электротермическими методами** основано на электролизе расплавов их оксидов, гидроксидов и солей:



Этими способами получают щелочные и щелочноземельные металлы, а также алюминий.

**Применение.** Металлы используются во всех отраслях народного хозяйства. По степени полезности для жизнедеятельности человека металлы занимают ведущие места. На рис. 79 показаны металлы, используемые в осветительной лампе. По применению металлы условно делят на чёрные и цветные.



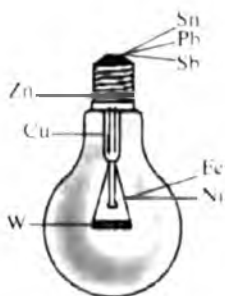


Рис. 79. Осветительная лампа.

- Чёрные металлы — железо и основные продукты его переработки — чугун и сталь.
- Цветные металлы — все металлы, кроме железа, и продукты их переработки.

Цветные металлы в зависимости от плотности, большей или меньшей по отношению к плотности железа ( $7874 \text{ кг/м}^3$ ), подразделяются на:

- Лёгкие металлы (литий, натрий, калий, кальций, алюминий, магний, титан, цинк, сурьма и др.)
- Тяжёлые металлы (технеций, кадмий, никель, ртуть, олово, свинец, медь, кобальт и др.)

По устойчивости к внешнему воздействию и применяемости в изготовлении ювелирных украшений выделяют особую группу металлов:

- *Благородные металлы (серебро, золото, платина, палладий и др.)*

Элементы, рассеянные в природе (редкоземельные элементы), а также металлы, резко отличающиеся по своим свойствам от других (полупроводниковыми свойствами, радиоактивностью, тугоплавкостью) составляют особую группу элементов:

- *Редкоземельные металлы (актиноиды, лантаноиды, молибден, вольфрам, ванадий, ниобий, тантал, радий, торий и др.)*

Индий и серебро хорошо отражают свет, поэтому используются в изготовлении прожекторов и рефлекторов.

В древние времена драгоценные металлы — золото, серебро и медь — использовались для изготовления денежных монет.

- *На сегодняшний день В Узбекистане разведано 40 месторождений драгоценных металлов.*
- *По запасам золота Узбекистан занимает 4-е место в мире.*
- *Золотоносные месторождения расположены в Кызылкумском Мурунтау, Аджибугуте, Булуткане, Балкантау, Аристонтау, Турбае и др.*
- *Месторождения серебра расположены в Высоковольном Навоинской области, Окжетпесе, Космоначи, в Актепе Наманганской области.*
- *Алмалыкский горно-металлургический комбинат является одним из крупнейших предприятий, работает на основе руды, добываемой на месторождении Калмакыр, и производит цветные металлы.*
- *Также в Узбекистане имеются многочисленные месторождения таких металлов, как Au, Ag, Cu, Re, Mo, Pb, Zn, W, Cd, Ni, Os, V, Sc, Te, Se.*

*Что вы знаете о значении сплавов в нашей жизни?*

- Сплавы — растворы, образованные при сплавлении металлов с другими металлами, неметаллами и сложными веществами.
- Сплавы имеют кристаллическую структуру.
- Сплавы подразделяются на твёрдые и мягкие, туго- и легкоплавкие, устойчивые и неустойчивые к действию кислот и щелочей.

Сплавы металлов обладают высокой тепло- и электропроводностью. Свойства сплавов зависят от свойств составляющих их веществ.

- Сплав, состоящий из 99% меди и 1% бериллия, в 7 раз твёрже меди.
- Сплав, состоящий из 50,1% висмута, 24,9% свинца, 14,2% олова, 10,8% кадмия, плавится при 55,5°C (висмут плавится при 271,3°C, олово — при 231,9°C, кадмий — при 320,9°C, свинец — при 327,4°C).
- По отдельности цинк, медь и алюминий с водой не реагируют, а сплав, состоящий из 5% цинка, 50% меди и 45% алюминия, реагирует с водой при обычных условиях, выделяя водород.

Сплавы, как и металлы, имеют кристаллическую структуру, и их свойства связаны со структурой. При кристаллизации в некоторых сплавах образуются химические соединения, в некоторых же случаях атомы металлов химически не связываются. Такие сплавы называются твёрдыми растворами.

- Гомогенные сплавы образованы металлами с близкими атомными радиусами: в узлах кристаллических решёток их атомы расположены попеременно (Cu—Au, Ag—Au, Na—K, Bi—Sb).
- Гетерогенные сплавы образованы металлами с резко отличающимися радиусами атомов: в узлах их кристаллических решёток они не располагаются попеременно (Sn—Al, Zn—Al).
- Интерметаллические (межметаллические) сплавы образованы металлами, электроотрицательности которых резко отличаются друг от друга. В них металлы присоединяются в различных эквивалентных количествах, образуя химические соединения ( $\text{CuZn}$ ,  $\text{Cu}_3\text{Al}$ ,  $\text{Cu}_5\text{Zn}_8$ ).

В отдельных случаях металлы не смешиваются друг с другом, и сплав не образуется (например, железо и свинец).

В повседневной жизни мы почти не встречаем изделий, сделанных из чистого металла.

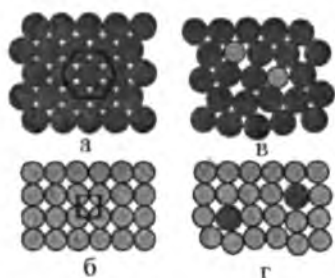


Рис. 80.

Кристаллические решётки сплавов сильно отличаются от таковых для чистых металлов. На рис. 80 приведены кристаллические структуры чистого цинка и меди, а также их твёрдых растворов.

Из-за разнообразия свойств сплавы широко применяются в промышленности и быту. Например, бронза на основе олова уже использовалась 5000 лет назад. Но сейчас наиболее широко используются сплавы на основе железа и алюминия.

Таблица 61

**Сведения об отдельных сплавах**

| Название сплава    | Процентный состав, %                 | Сферы применения сплавов                                |
|--------------------|--------------------------------------|---------------------------------------------------------|
| Дюралюминий        | Al 95, Cu 4, Mg, Mn, Fe, Si, 0,5     | В самолётостроении                                      |
| Марганцевая сталь  | Fe 83, Mn 12, C 1                    | При изготовлении шестерён и измельчении                 |
| Хромовая сталь     | Fe 83,7, Cr 12, C 0,3                | Как нержавеющая сталь                                   |
| Вольфрамовая сталь | Fe 70–85, W 12–23, Cr 2–6, C 0,5–0,6 | При изготовлении быстрорежущих приборов                 |
| Свинцовый баббит   | Pb 80–82, Sn 16–18                   | В изготовлении подшипников                              |
| Оловянный баббит   | Sn 82–84, Sb 10–12, Cu 6             | В машиностроении                                        |
| Смешанный баббит   | Pb 64–66, Sn 15–17, Cu 0,3           | В машиностроении и изготовлении различных литых изделий |
| Нихромовая сталь   | Ni 67, Fe 16, Cr 15, Mn 15           | В изготовлении электронагревательных приборов           |
| Типографный сплав  | Pb 55–75, Sb 15–25, Sn 10–20         | В типографии                                            |

**Вопросы и задания**

1. Как получают сплавы?
2. От чего зависят свойства сплавов?
3. Где используются сплавы?

4. Определите формулу сплава, содержащего 60% меди и 40% цинка.

## § 117. ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

*В чём сходства и отличия металлической связи от других типов химической связи?*

**Физические свойства.** Металлы (кроме франция и ртути) при обычных условиях — твёрдые вещества. Металлы в кристаллическом состоянии хорошо отражают свет, поэтому обладают блеском. Индий и серебро благодаря хорошей способности отражать свет используются в изготовлении прожекторов и рефлекторов. Все металлы, кроме алюминия и магния в измельчённом (порошкообразном виде) имеют черноватый или тёмно-серый цвет. Кроме золота и меди, остальные металлы переливаются белым или серым оттенком.

Все металлы хорошо проводят тепло и электрический ток. Серебро и медь в этом плане занимают лидирующие места.

Металлы обладают ковкостью и пластичностью. Пластичностью называется способность тел изменять свою форму под действием внешней силы и возвращаться в исходное состояние при прекращении действия этой силы. Золото считается самым пластичным металлом. Из него можно изготовить тонкую фольгу и нить.

**Металлическая связь.** Свойства металлов объясняются своеобразием их строения. В узлах кристаллической решётки металлов находятся нейтральные атомы или положительно заряженные ионы, вокруг которых свободно движутся электроны. В металлах постоянно происходит отщепление электронов от атомов и их присоединение к ионам. Наличие свободно движущихся электронов обеспечивает их хорошую тепло- и электропроводность.

- **Химическая связь, возникающая между положительно заряженными ионами металлов и общими электронами, называется металлической.**

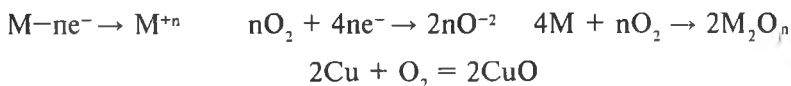
Металлическая связь характерная только для металлов вне зависимости от их агрегатного состояния (твёрдого или жидкого).

Плотность, температура плавления и кипения, твёрдость зависят от заряда ядра атома, массы и прочности металлической связи.

По плотности металлы подразделяются на лёгкие, плотность которых меньше  $5000 \text{ кг/м}^3$  (литий, натрий, магний, алюминий и др.) и тяжёлые с большей плотностью (цинк, железо, медь, ртуть, золото, платина, осмий и др.)

Самая низкая температура плавления у ртути ( $-38,87^{\circ}\text{C}$ ), а самая высокая- у вольфрама ( $3410^{\circ}\text{C}$ ). Самыми твёрдыми металлами являются хром и вольфрам, а самыми мягкими- натрий, калий и индий.

**Химические свойства.** Химические свойства металлов определяются их способностью легко отдавать валентные электроны и превращаться в ионы. В химических реакциях атомы металлов проявляют восстановительные свойства. Например, при горении в кислороде, атомы металлов отдают валентные электроны и превращаются в положительно заряженные ионы- окисляются. Кислород же принимает их электроны и превращается в отрицательно заряженный ион- восстанавливается:



Натрий, реагируя с хлором, отдаёт ему свои электроны, при взаимодействии цинка с серной кислотой его электроны принимают ионы водорода кислоты (напишите уравнение реакции).

**Электрохимический ряд напряжений металлов.** Восстановительные свойства металлов проявляются по-разному. Цинк из раствора нитрата свинца вытесняет свинец:



Но свинец в тех же условиях не вытесняет цинк из его нитрата. Значит, цинк- более сильный восстановитель, чем свинец. Свинец же может вытеснить медь из её солей, т.е он более сильный восстановитель, чем медь. Способность вытеснять один металл другим из его соединений детально изучил Н.Н. Бекетов. Он расположил металлы в «вытеснительный ряд» и показал среди них место водорода. Сейчас этот ряд называется *электрохимическим рядом напряжений металлов* или *рядом стандартных электродных потенциалов металлов*.

| ← возрастание восстановительной силы простых веществ, - п <sup>е</sup>   |                 |                |                  |                 |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                 |                  |                 |                  |                  |
|--------------------------------------------------------------------------|-----------------|----------------|------------------|-----------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|-----------------|------------------|-----------------|------------------|------------------|
| Li                                                                       | Cs              | K              | Ca               | Na              | Mg               | Al               | Mn               | Zn               | Cr               | Fe               | Ni               | Sn               | Pb               | H <sub>2</sub>  | Cu               | Ag              | Hg               | Au               |
| -3.04                                                                    | -3.01           | -2.92          | -2.87            | -2.71           | -2.37            | -1.66            | -1.18            | -0.76            | -0.74            | -0.44            | -0.25            | -0.14            | -0.13            | 0.00            | +0.34            | +0.80           | +0.85            | +1.50            |
| Li <sup>+</sup>                                                          | Cs <sup>+</sup> | K <sup>+</sup> | Ca <sup>2+</sup> | Na <sup>+</sup> | Mg <sup>2+</sup> | Al <sup>3+</sup> | Mn <sup>2+</sup> | Zn <sup>2+</sup> | Cr <sup>3+</sup> | Fe <sup>2+</sup> | Ni <sup>2+</sup> | Sn <sup>2+</sup> | Pb <sup>2+</sup> | 2H <sup>+</sup> | Cu <sup>2+</sup> | Ag <sup>+</sup> | Hg <sup>2+</sup> | Au <sup>3+</sup> |
| Усиление окислительных свойств гидратированных ионов, + п <sup>е</sup> → |                 |                |                  |                 |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                 |                  |                 |                  |                  |

Каждый металл может вытеснять последующий из растворов его солей. Все металлы, стоящие в этом ряду левее водорода, вытесняют его из растворов кислот (металлы между литием и магнием вытесняют водород из воды при обычных условиях). Металлы, стоящие в этом ряду после водорода, не вытесняют его из растворов кислот. На сколько легко атом металла отдаёт свои валентные электроны, настолько сильны его восстановительные свойства.

### **Вопросы и задания**

1. Где расположены металлы в Периодической системе?
2. В каком виде встречаются металлы в природе?
3. Какие Вы знаете способы получения металлов? Приведите примеры.
4. С чем связана хорошая тепло- и электропроводность металлов?
5. Какие Вы знаете лёгкие и тяжёлые металлы?
6. Знаете ли Вы самый твёрдый и самый пластичный металл?
7. Чем объясняются химические свойства металлов?
8. Сможет ли вытеснить медь ртуть из раствора её соли?
9. Какая связь реализуется в металлах, и в чём её суть?
10. В чём суть электрохимического ряда металлов?
11. При взаимодействии раствора нитрата серебра с медью выделилось 4,3 г меди. Сколько нитрата серебра было взято для реакции?

## **§ 118. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ**

### **Почему металлические изделия ржавеют?**

**Как можно предотвратить отрицательные последствия, возникающие в результате ржавления металлических изделий (различных деталей)?**

При воздействии окружающей среды на изделия, изготовленные из металлов происходит их разрушение за счёт образования при окислении таких химических соединений, как оксиды, гидроксиды, соли металлов. Различают следующие виды коррозии: химическая коррозия, биохимическая или биокоррозия и электрохимическая коррозия. В зависимости от условий протекания процесса коррозии различают: атмосферную коррозию, коррозию в жидкости или электролите, в почве или под землёй, электрокоррозию, коррозию под напряжением.

- **Коррозия — процесс разрушения металла при взаимодействии его с окружающей средой.**
- **Химическая коррозия — разрушение металла при его взаимодействии со средой, не проводящей электрический ток.**

- *Электрохимическая коррозия — разрушение металла при взаимодействии с водой, другим металлом или электролитом.*

Примерами химической коррозии могут быть окисление натрия и кальция на воздухе, разрушение металла в среде сероводорода, галогенов, оксида серы (IV) и других газов, при воздействии таких не проводящих электрический ток жидкостей, как нефть, бензин, толуол. При этом электроны металла переходят непосредственно к окислителю.

При электрохимической коррозии происходят сложные процессы. Металлы, используемые в технике, всегда имеют примеси других металлов. Поэтому при попадании металлов в раствор электролита возникает непрерывный гальванический элемент, в результате чего разрушается более активный металл. На воздухе на поверхности любого металлического изделия конденсируется вода. В ней растворяются различные атмосферные газы, образуя электролит. Если металл соприкасается с другим металлом или содержит какие-либо примеси, образуется гальваническая пара, приводящая к электрохимической коррозии. Чистые металлы не подвержены электрохимической коррозии.

Коррозия наносит огромный ущерб народному хозяйству. Больше всего из-за коррозии страдают автомобили, приборы химической промышленности, трубы и др.

Следовало бы ожидать, что чем левее расположен металл в ряду напряжений, т.е. чем он активнее, тем легче он корродирует. В действительности же так бывает не всегда. Например, расположенный почти в начале электрохимического ряда напряжений алюминий довольно устойчив к коррозии под воздействием атмосферы. Причиной того является образование на поверхности этого металла тонкой оксидной плёнки, защищающей его от воздействия внешней среды. Если устранить эту плёнку каким-нибудь способом, то разрушение алюминия произойдёт очень быстро.

В народном хозяйстве способы электрохимической защиты используются для сохранения металлических конструкций от коррозии в водной среде или в почве. Широко применяются на практике следующие способы защиты металлов и металлических конструкций от коррозии:

- *Образование защитного покрытия;*
- *Снижение активности (ингибирование) коррозионной среды;*
- *Изменение свойств металлов (устранение примесей или их добавление);*
- *Электрохимическая защита;*
- *Использование химически устойчивых материалов.*

Сохранение металлов от коррозии имеет огромное значение, потому что коррозия металлов приносит большой ущерб народному хозяйству. Рассмотрим самые важные из вышеуказанных способов.

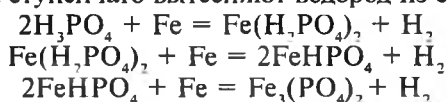
**Защитные слои.** Для сохранения от коррозии поверхность металла покрывают неметаллическим слоем: лака, краски, эмали, смолы, пластмассы, оксида (оксидирование), соли (фосфатирование) и др.

Фосфатирование — способ получения фосфатных покрытий на поверхности чёрных и цветных металлов. Этот способ основан на образовании покрытий, состоящих из водонерастворимых фосфатов на поверхности металла при взаимодействии этих металлов с раствором фосфорной кислоты или её солей. Вещества, используемые для получения фосфатных покрытий, относятся к ряду анодных ингибиторов.

Из-за того, что фосфатные покрытия обладают хорошими электроизоляционными свойствами, их используют при изготовлении частей электромашин, для электроизоляционного покрытия поверхности электротехнической и другой стали.

Фосфатировать можно изделия любого размера и формы, для этого применяются фосфатирующие растворы различной температуры. Фосфатирование занимает мало времени. Фосфатирование металлических изделий перед покраской обеспечивает прочное соединение краски со сталью и меньшее корродирование на различных изъёмах поверхности.

Образование фосфатного покрытия протекает с выделением водорода. Атомы железа ступенчато вытесняют водород из состава кислоты:



Во многих случаях металлы покрываются другими металлами, более устойчивыми к коррозии (никелем, цинком, хромом, алюминием, золотом, серебром). Если повредить поверхностный слой, то защищаемый металл попадает в агрессивную среду, образуется гальванический элемент, и начинается коррозия. Если покрытие сделано из более активного металла, например, если железо покрыто цинком, то защищаемый металл (цинк) будет анодом, и такое покрытие называется анодным. Защитный металл (железо) при этом служит катодом, и он не разрушается до тех пор, пока весь покрывающий его цинк не израсходуется. Металлы, используемые для защиты других металлов с меньшей активностью, образуют катодные покрытия. Если катодное покрытие будет повреждено, то защищаемый металл очень быстро корродирует.

**Обработка коррозионной среды.** Для снижения содержания в металле растворённого кислорода и солей, устранения из внешней среды различных примесей используют вещества, замедляющие коррозию — *ингибиторы*.

**Ингибиторы** — особые вещества, при добавлении незначительного количества которых ( $10^{-6}$ — $10^{-3}$  моль/л) в коррозионную среду происходит резкое снижение скорости процесса коррозии или его



полная остановка. В качестве ингибиторов используются различные индивидуальные органические и неорганические вещества и их смеси. Ингибиторы применяют для защиты металлов от коррозии в атмосферной, кислой среде, морской воде, морозильных жидкостях, окислителях, маслах и др. Защитные свойства ингибиторов связаны с замедлением анодных и катодных процессов при адсорбции на поверхности металлов.

**Электрохимическая защита.** Сущность электрохимической защиты состоит в том, что защищаемое сооружение подсоединяется к катоду постоянного источника тока. Такую защиту от коррозии называют катодной защитой. При этом в качестве анода используется лом в виде металла, который, корродируя сам, защищает от коррозии защищаемое изделие. При протекторной защите к защищаемому металлу присоединяются пластинки из более активного металла – протекторы. В образованной гальванической паре протектор выполняет функцию анода, а защищаемая конструкция – функцию катода. При этом протектор постепенно разрушается, и коррозия металлической конструкции практически прекращается.

В настоящее время разрабатываются не только новые методы защиты, но и пластмассы, кислотоупорный цемент и др., позволяющие заменять металлы.

#### **Вопросы и задания**

1. Что называют коррозией?
2. Какие существуют виды коррозии?
3. Как можно сохранить металлы от коррозии?
4. В чём способ метода фосфатирования?
5. Предложите самостоятельный проект по защите металлов от коррозии.
6. Железо, реагируя с кислородом воздуха и водой, ржавеет:  
$$4\text{Fe} + 6\text{H}_2\text{O} + 3\text{O}_2 = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$$
  
Какой объём кислорода (н.у.) необходим для получения 2,24 г железной ржавчины?

## **§ 119. ЭЛЕКТРОЛИЗ И ЕГО ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗНАЧЕНИЕ**

**Как можно получить 3 важных для народного хозяйства продукта из раствора поваренной соли?**

- Окислительно-восстановительный процесс, происходящий при пропускании электрического тока через раствор или расплав электролита, называется электролизом.

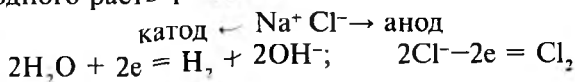
Сущность электролиза заключается в том, что на катоде происходит процесс восстановления, а на аноде – окисление. Так, при пропускании через раствор электролита положительно заряженные

ионы направляются к катоду и, принимая электроны, превращаются в нейтральные атомы. Отрицательно заряженные ионы направляются к аноду, где они отдают электроны.

Рассмотрим электролиз водного раствора хлорида меди (II)  $\text{CuCl}_2$ . При пропускании через раствор электрического тока ионы  $\text{Cu}^{2+}$  и  $\text{Cl}^-$  направляются к соответствующим электродам, на которых протекают следующие процессы:



При пропускании растворов солей металлов, электродный потенциал которых меньше  $-0,41 \text{ V}$ , на катоде восстанавливаются не ионы металлов, а молекулы воды. В качестве примера рассмотрим электролиз водного раствора  $\text{NaCl}$ :



Молекулы воды восстанавливаются только при электролизе солей самых активных металлов, расположенных в ряду потенциалов до алюминия. Причиной тому является то, что процесс восстановления молекул воды осложняется в связи с перенапряжением, и для их восстановления нужна избыточная электродвижущая сила. Наименьшая разность потенциалов, при которой происходит электролиз, называется напряжением распада: оно всегда больше электродвижущей силы (э.д.с.) соответствующего гальванического элемента  $E$ , т.е.  $E_{\text{расп.}} > E$ :

$$h = E_{\text{расп.}} - E$$

$h$  — перенапряжение.

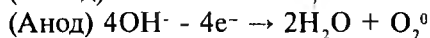
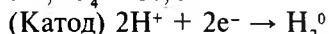
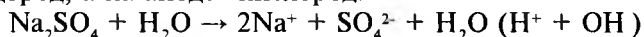
Аноды бывают 2 типов: растворимые и нерастворимые. Растворимые аноды — электроды, разрушающиеся при электролизе, переходящие в раствор в виде ионов. Например: если через раствор  $\text{CuCl}_2$  пропустить электрический ток, и в качестве анода взята медная пластинка, то на катоде выделяется медь, а на аноде хлор не выделяется. В этом случае атомы меди отдают электроны ионам  $\text{Cl}^-$ . В результате анод растворяется, т.е. медь из анода переходит в раствор в виде ионов  $\text{Cu}^{2+}$ .

Электролиз, при котором используется растворимый анод, применяется для получения в промышленности очень чистых веществ, для покрытия одних металлов слоем других. Например, при никелировании изделий используют никелевый анод, а никелируемые изделия служат катодом. Оба электрода погружаются в раствор никелевой соли.

Нерастворимые аноды изготавливаются обычно из золота, платины или графита. В этом случае на поверхности анода окисляются ионы кислотных остатков или молекулы воды. Если концентрация электролита высока, то ионы бескислородных кислот, например,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$  легко теряют заряд.

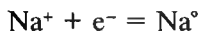
Анионы кислородосодержащих кислот, например,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{NO}_3^-$  не обеззараживаются. При электролизе кислородосодержащей кислоты или раствора её соли на аноде окисляются молекулы воды: при этом выделяется газообразный кислород.

Если через раствор соли, образованной активным металлом и кислородосодержащей кислотой, например,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  пропустить электрический ток, то ни катионы, ни анионы этой соли не изменяются на электродах. На катоде и аноде восстанавливаются и окисляются молекулы воды. По этой причине на катоде образуется водород, а на аноде — кислород.



В результате процесса электролиза разлагаются молекулы воды, и концентрация раствора соли возрастает.

Многие электролиты подвергают электролизу в расплавленном виде. При расплавлении таких электролитов, как  $\text{NaCl}$ , разрушается их ионная кристаллическая решётка. Образованный расплав состоит из беспорядочно двигающихся ионов. По причине того, что в расплаве  $\text{NaCl}$  только ионы  $\text{Na}^+$  положительно заряжены, при электролизе происходит восстановление этих ионов:



В настоящее время в промышленности многие металлы ( $\text{Al}$ ,  $\text{Mg}$ ,  $\text{Ca}$ ,  $\text{Na}$  и другие) получают электролизом расплавов их соединений.

Электролиз широко используется при очистке полученных металлов, покрытии одного металла слоем другого (никелирование, хромирование, золочение). Никелевое, хромовое или золотое покрытие не только придаёт изделиям красивый вид, но и защищает их от химического разрушения (коррозии).

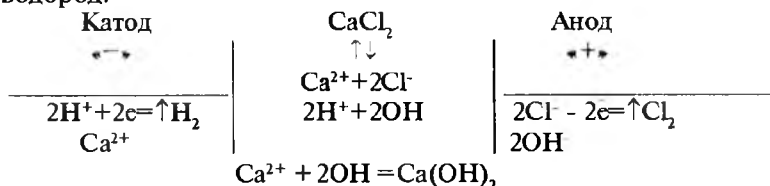
*Законы электролиза.* Законы электролиза сформулировал английский учёный М. Фарадей.

- *1-й закон Фарадея: Количество вещества, выделяющегося на электроде пропорционально проходящему через раствор количеству электричества.*
- *2-й закон Фарадея: При пропускании через растворы различных веществ одинакового количества электричества количество выделяющихся на электродах веществ будет пропорционально их эквивалентным массам.*

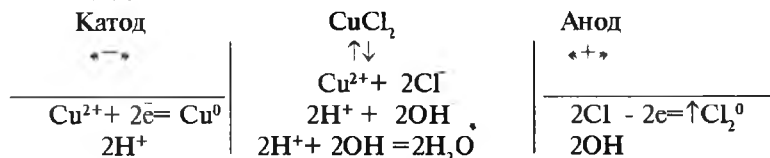
Для выделения 1 г-экв вещества из электролита необходимо 96500 Кулон электричества. Это число называется числом Фарадея.

Электролиз — самый удобный метод для получения точных копий рельефных изделий. Получение копий рельефных изделий с помощью электролиза называют *гальванопластикой* (Б.С. Якоби, 1837).

1. При электролизе растворов соединений металлов, которые расположены в ряду активности до алюминия, на катоде образуется водород.



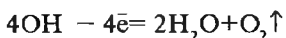
2. При электролизе растворов соединений металлов, которые расположены в ряду активности после алюминия, на катоде образуется металл.



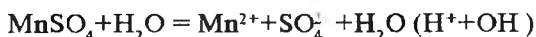
3. При электролизе растворов кислот или солей, содержащих бескислородные анионы, на аноде они окисляются. См. 2 вышеприведённых примера.

4. При электролизе кислородосодержащих кислот и растворов их солей на аноде окисляются молекулы воды, образуя кислород.

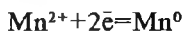
Ионы  $\text{OH}^-$  окисляются и выделяется кислород



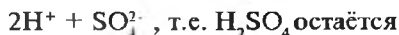
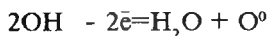
Электролиз раствора  $\text{MnSO}_4$ .



На катоде



На аноде



В процессе электролиза в качестве анода используют нерастворимую пластину из инертных материалов или графита.

Сведения о продуктах, выделяемых при электролизе растворов солей, приведены в следующей таблице.

Таблица 62

| № | Электролиты                                                                | Продукты электролиза |              |
|---|----------------------------------------------------------------------------|----------------------|--------------|
|   |                                                                            | На катоде            | На аноде     |
| 1 | Соли, образованные активным металлом и анионом кислородосодержащей кислоты | $\text{H}_2$         | $\text{O}_2$ |

|   |                                                                                |                                                        |                   |
|---|--------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------|-------------------|
| 2 | Соли, образованные активным металлом и анионом бескислородной кислоты          | $H_2$                                                  | $H_2S$ , газогены |
| 3 | Соли, образованные малоактивным металлом и анионом кислородосодержащей кислоты | Металл. Если концентрация ионов $H^+$ высока, то $H_2$ | $O_2$             |
| 4 | Соли, образованные малоактивным металлом и анионом бескислородной кислоты      | Металл. Если концентрация ионов $H^+$ высока, то $H_2$ | $H_2S$ , газогены |

Масса вещества, выделяемого при электролизе, рассчитывается по законам Фарадея.

Математически закон Фарадея выражается следующим образом:

$$m = \frac{E}{F} \cdot i \cdot t$$

Где:  $m$  — масса выделяемого вещества

$E$  — эквивалент вещества

$F$  — число Фарадея. 96500 или 26,8

$i$  — сила тока (в амперах)

$t$  — время электролиза.

Если время выражено в секундах, то,  $F = 96500$ ; а если в часах, то  $F = 26,8$ .

### Решение типовых задач

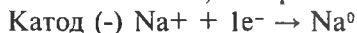
**Пример 1.** Объясните процессы, происходящие на электродах при электролизе расплава йодида натрия.

**Решение.** 1) Диссоциацию йодида натрия в расплаве можно представить так:



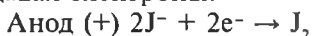
2) Процесс, происходящий на катоде.

Катод имеет отрицательный заряд, дающий электроны положительно заряженным ионам металла.  $Na^+$  притягивается к катоду и восстанавливается, забирая электрон.

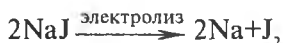


3) Процесс, происходящий на аноде.

Анод имеет положительный заряд, к которому притягиваются отрицательно заряженные ионы. Ионы йода окисляются на аноде, отдавая электроны.

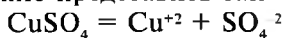


4) Молекулярное уравнение процесса электролиза.

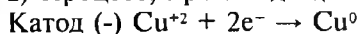


**Пример 2.** Объясните процессы, происходящие на инертных электродах при электролизе раствора сульфата меди (II).

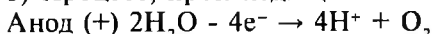
**Решение.** 1) Диссоциацию сульфата меди (II) в водном растворе можно представить так:



2) Процесс, происходящий на катоде:



3) Процесс, происходящий на аноде:

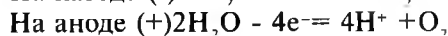
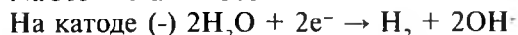


Значит, электролиз раствора  $\text{CuSO}_4$  можно представить так:

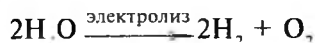


**Пример 3.** При электролизе раствора едкого натра на инертных электродах, на катоде выделилось 11,2 л водорода (н.у.). Определите объём кислорода (н.у.), выделившегося в это время на аноде.

**Решение.** 1) Напишем уравнения электролиза раствора едкого натра на инертных электродах:

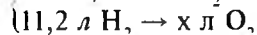
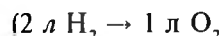


Таким образом, при электролизе водного раствора едкого натра электролизу подвергаются молекулы воды:



2) Найдём объём выделившегося кислорода.

Если на катоде выделится 2 л водорода, то на аноде выделится 1 л кислорода. Значит:



$$x = \frac{11,2 \cdot 1}{2} = 5,6 \text{ л.}$$

**Ответ:** 5,6 л  $\text{O}_2$ .

### Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1. Что называют электролизом?
2. Объясните процессы, происходящие на катоде и аноде при электролизе растворов нитрата меди (II) и хлорида натрия.
3. Каков будет порядок выделения металлов при электролизе раствора, содержащего ионы цинка, железа и свинца?
4. Каково практическое значение электролиза?
5. Графически изобразите электролиз растворов солей  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{MnSO}_4$  с использованием графитовых электродов.

6. Какой процесс будет происходить при электролизе раствора  $\text{AgNO}_3$  при наличии серебряного анода? А что будет при использовании графитового анода?

7. Какое вещество и в каком количестве выделится на аноде, а также сколько серебра выделится на катоде при пропускании через раствор  $\text{AgNO}_3$  ток силой 6 А в течении 30 минут?

8. Какое вещество выделится на аноде при электролизе расплава  $\text{NaCl}$ . А при электролизе раствора?

9. Сколько г меди вытеснит из раствора  $\text{CuSO}_4$  2,8 г Fe?

10. Сколько л водорода (н.у.) образуется при взаимодействии с водой 21 г гидроксида кальция?

## § 120. ЩЕЛОЧНЫЕ МЕТАЛЛЫ

*В чём причина усиления металлических свойств с увеличением атомной массы щелочных металлов?*

Литий Li, натрий Na, калий K, рубидий Rb, цезий Cs, франций Fr составляют главную подгруппу I группы Периодической системы и называются щелочными металлами.

На внешнем энергетическом уровне у атомов щелочных металлов имеется по 1 s-электрону. Поэтому они и относятся к семейству s-элементов.

Таблица 63

Свойства щелочных металлов

| Элемент                      | Li                                       | Na                      | K                      | Rb                      | Cs                      |
|------------------------------|------------------------------------------|-------------------------|------------------------|-------------------------|-------------------------|
| Число протонов в ядре        | 3                                        | 11                      | 19                     | 37                      | 55                      |
| Электронная конфигурация     | (He) $2s^1$                              | (Ne) $3s^1$             | (Ar) $4s^1$            | (Kr) $5s^1$             | (Xe) $6s^1$             |
| Плотность, г/см <sup>3</sup> | 0,53                                     | 0,97                    | 0,86                   | 1,52                    | 1,87                    |
| $T_{\text{п.}}$ , °C         | 179                                      | 97,8                    | 63,5                   | 39                      | 28,5                    |
| $T_{\text{кип.}}$ , °C       | 1340                                     | 883                     | 760                    | 696                     | 708                     |
| $R_{\text{атом.}}$ , нм      | 0,15                                     | 0,19                    | 0,23                   | 0,24                    | 0,26                    |
| $R_{\text{ион.}}$ , нм       | 0,06                                     | 0,10                    | 0,13                   | 0,15                    | 0,17                    |
| Электроотрицательность       | 1                                        | 0,9                     | 0,8                    | 0,8                     | 0,7                     |
| При окислении на воздухе     | $\text{Li}_2\text{O}$                    | $\text{Na}_2\text{O}_2$ | $\text{K}_2\text{O}_2$ | $\text{Rb}_2\text{O}_2$ | $\text{Cs}_2\text{O}_2$ |
| Гидроксиды                   | $\text{LiOH}$                            | $\text{NaOH}$           | $\text{KOH}$           | $\text{RbOH}$           | $\text{CsOH}$           |
| Свойства оксидов             | Уменьшаются основные свойства            |                         |                        |                         |                         |
| Простые вещества             | Возрастает восстановительная способность |                         |                        |                         |                         |
| Распространённость в природе | $3,7 \cdot 10^{-3}\%$                    | 2%                      | 2%                     | $1,5 \cdot 10^{-2}\%$   | $3,7 \cdot 10^{-4}\%$   |

В химических реакциях щелочные металлы легко отдают свои валентные электроны и превращаются в ионы с зарядом  $+1$ . Щелочные металлы являются сильными восстановителями и во всех соединениях проявляют степень окисления  $+1$ .

С увеличением заряда ядра атома увеличивается число электронных слоёв и радиус атома, уменьшается сила притяжения внешних электронов к ядру и ионизационный потенциал, возрастает активность металлов. Франций — не существующий в природе радиоактивный элемент, поэтому самым сильным восстановителем и самым активным металлом среди них является цезий.

**Биологическое значение и применение щелочных металлов.** Из щелочных металлов литий обладает стимулирующими свойствами. Известны также его тератогенные и антидепрессивные свойства. В мышечной ткани его  $0,023 \cdot 10^{-4} \%$ , в крови  $0,004$  мг/л. Его суточная доза —  $0,1$ – $2$  мг. Токсичная доза —  $92$ – $200$  мг. В среднем в организме человека ( $70$  кг) имеется  $0,67$  мг лития.

Натрия в мышечной ткани содержится  $0,26$ – $0,78 \%$ , в костном мозге —  $1,00 \%$ , в крови —  $1970$  мг/л. Суточная доза натрия —  $2$ – $15$  г. Нетоксичен. В среднем в человеческом организме ( $70$  кг) содержится  $100$  г натрия.

Калия в мышечной ткани содержится  $1,6 \%$ , в костном мозге —  $0,21 \%$ , в крови  $1620$  мг/л. Суточная доза калия —  $1,4$ – $3,4$  г. Токсичная доза —  $6$  г. В среднем в человеческом организме ( $70$  кг) содержится  $140$  г калия.

Натрий и калий очень важны для жизни. Натриево-калиевый насос в клетках живых организмов — необходимый процесс, происходящий в клеточном соке (доставляет соли от корней к листьям, обеспечивает интенсивность фотосинтеза). Он также важен для обеспечения жизненно важных биохимических функций (нормализует кровяное давление и работу сердечной мышцы). Хлорид натрия —  $\text{NaCl}$  известен как поваренная соль и является нужным для живого организма веществом. Его широко используют в медицине (как физиологический раствор), в пищевой и химической промышленности. Глауберова соль  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  используется в медицине (слабительное средство) и химической промышленности. Чилийская селитра  $\text{NaNO}_3$  используется в больших количествах, как удобрение, в сельском хозяйстве. Безводная сода  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и кристаллическая сода  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  используется при изготовлении стекла, мыла, в получении соединений натрия, для смягчения воды в паровых котлах, в производстве красителей, на бумажных фабриках, при стирке и в быту.

Калий очень важен для питания растений. Снижение содержания калия приводит к уменьшению урожайности сельскохозяйственных культур и снижению их качества. Такие соединения, как хлорид калия  $\text{KCl}$ , нитрат калия  $\text{KNO}_3$ , сульфат калия  $\text{K}_2\text{SO}_4$ , кар-



бонат калия (содержится в золе растений)  $K_2CO_3$  используются, как удобрение.

Рубидий обладает стимулирующими свойствами. Содержание его в мышечной ткани  $20 - 70 \cdot 10^{-4} \%$ , в костном мозге —  $0,1 - 5 \cdot 10^{-4} \%$ , в крови —  $2,5$  мг/л.

Суточная доза —  $1,5 - 6$  мг. Малотоксичен. В среднем в организме человека ( $70$  кг) содержится  $680$  мг рубидия.

Содержание цезия в мышечной ткани-  $0,07 - 1,6 \cdot 10^{-4} \%$ , в костном мозге-  $1,3 - 5,2 \cdot 10^{-6} \%$ , в крови-  $0,0038$  мг/л. Суточная доза-  $0,004 - 0,03$  мг. Нетоксичен.

Щелочные металлы широко используются в различных областях народного хозяйства.

### **Вопросы и задания**

1. Какие элементы относятся к щелочным металлам?
2. Почему цезий самый активный и сильный восстановитель среди металлов?
3. Объясните нахождение в организме человека калия и его биологическое значение.
4. Объясните нахождение в организме человека натрия и его биологическое значение.

## **§ 121. СВОЙСТВА И ВАЖНЕЙШИЕ СОЕДИНЕНИЯ НАТРИЯ И КАЛИЯ**

### ***Почему нельзя хранить натрий и калий на открытом воздухе?***

**Нахождение в природе.** Натрий и калий широко распространены в природе, входят в состав горных пород и минералов только в связанном виде. Хлорид натрия (поваренная соль) содержится в воде озёр, морей и океанов, также встречается в виде каменной соли в подземных слоях толщиной, достигающей до  $100$  м.

Глауберова соль  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$  и чилийская селитра  $NaNO_3$  — соединения натрия, широко распространённые в природе.

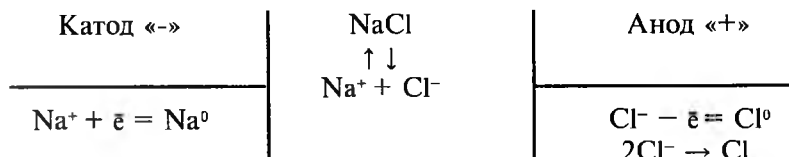
В состав минералов сильвинит  $KCl \cdot NaCl$ , карналлит  $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$  входит калий, он есть у всех растений.

- В Узбекистане калийные соли добываются на месторождении Тубокат Кашкадарьинской области и Ходжаикон Сурхандарьинской области.
- Каменная соль (хлорид натрия) добывается на Ходжаиканском, Тубокатском, Барсакельмесском, Байбичиканском и Аккалинском месторождениях.
- Из барсакельмесской соли в Кунграде производят соду.

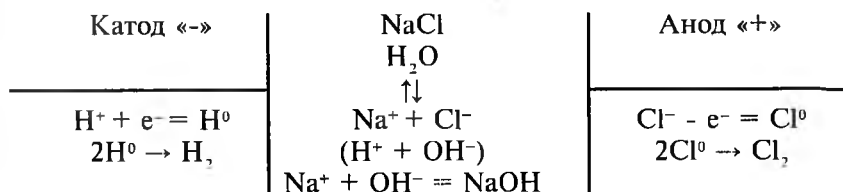
**Получение.** В промышленности натрий и калий получают электролизом расплавов их солей. Например, при расплавлении хлорид натрия диссоциирует на следующие ионы:



При пропускании постоянного электрического тока ионы натрия притягиваются к катоду и, присоединяя электроны, выделяются в атомарном виде; ионы хлора притягиваются к аноду и, отдавая электроны, выделяются в виде свободного хлора.



Раствор поваренной соли подвергается электролизу следующим образом:



При этом образуется не металлический, а едкий натр.

**Физические свойства.** Натрий и калий- мягкие, серебристые металлы.

Таблица 64

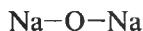
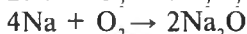
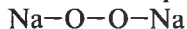
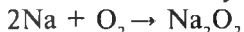
**Физические свойства щелочных металлов**

| Щелочной металл | Химический символ | Атомная масса | Валентный электронный слой | $t_{\text{пл.}}$ | $T_{\text{кип.}}$ | $\rho$ |
|-----------------|-------------------|---------------|----------------------------|------------------|-------------------|--------|
| Литий           | Li                | 6,94          | ...2s <sup>1</sup>         | 179              | 1350              | 0,534  |
| Натрий          | Na                | 22,99         | ...3s <sup>1</sup>         | 97,79            | 883               | 0,971  |
| Калий           | K                 | 39,10         | ...4s <sup>1</sup>         | 63,55            | 776               | 0,862  |
| Рубидий         | Rb                | 85,47         | ...5s <sup>1</sup>         | 38,8             | 705               | 1,532  |
| Цезий           | Cs                | 132,91        | ...6s <sup>1</sup>         | 28,5             | 690               | 1,9    |

Натрий и калий- типичные металлы, обладают высокой электро- и теплопроводностью, металлическим блеском, пластичностью. Ионы натрия окрашивают пламя в жёлтый, а калия- в фиолетовый цвет. Это их свойство используют для определения их соединений.

**Химические свойства.** Как и все щелочные металлы, натрий и калий — сильные восстановители. Они реагируют со всеми неметаллами. В соединениях они всегда проявляют степень окисления +1.

При горении натрия и калия в кислороде образуются *пероксиды* —  $\text{Na}_2\text{O}_2$  и  $\text{KO}_2$  (или  $\text{K}_2\text{O}_4$ ), а также в качестве примесей —  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$  (чистые оксиды получают при нагревании металла с пероксидом):

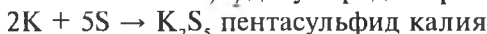
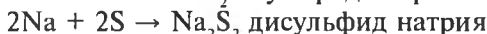


На воздухе натрий и калий быстро покрываются оксидной плёнкой, поэтому они хранятся под слоем керосина.

Натрий и калий, реагируя с неметаллами, образуют соли:

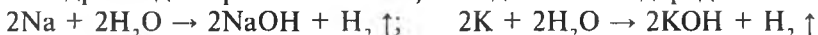


При взаимодействии с серой натрий и калий образуют сульфиды состава  $\text{M}_2\text{S}_n$ :



Соединения натрия и калия с неметаллами — твёрдые ионные соединения.

Натрий и калий реагируют с водой при обычных условиях очень интенсивно с воспламенением и даже взрывом. В результате образуется гидроксид натрия или калия, и выделяется водород:



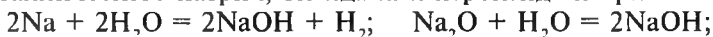
Натрий и калий активно реагируют с кислотами:  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (разб.), вытесняя из них водород и образуя соли.



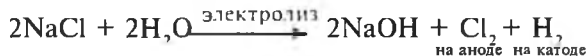
**Важнейшие соединения.** Многочисленные соединения натрия и калия имеют практическое значение.

**Гидроксиды щелочных металлов.**  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{LiOH}$ ,  $\text{RbOH}$ ,  $\text{CsOH}$ . Очень хорошо растворяются в воде. Вступают в реакции, характерные для оснований. Окрашивают лакмус в синий цвет, а фенолфталеин — в малиновый.

**Гидроксид натрия —  $\text{NaOH}$ .** В технике гидроксид натрия называют каустической содой. В лаборатории  $\text{NaOH}$  можно получить реакцией металлического натрия, оксида или пероксида натрия с водой.

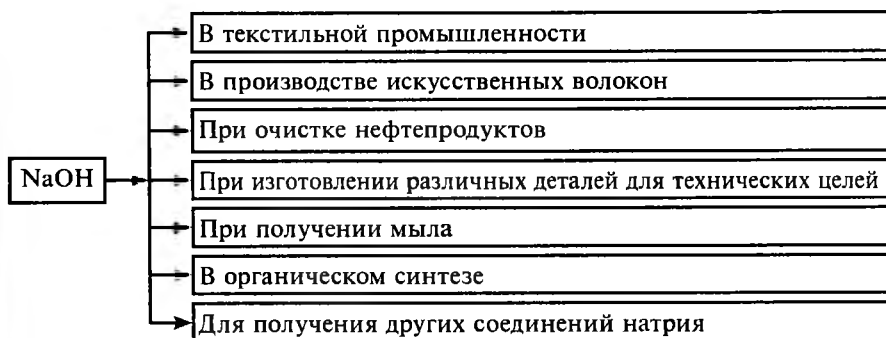


В промышленном масштабе для получения  $\text{NaOH}$  проводят электролиз раствора поваренной соли:



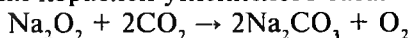
Аналогично в лаборатории и промышленности получают гидроксид калия.

Гидроксиды натрия и калия имеют огромное практическое значение и используются в различных отраслях промышленности:

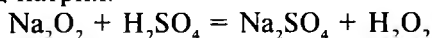


Гидроксид калия используется для получения различных калийных солей, жидкого мыла и при изготовлении щелочных аккумуляторов.

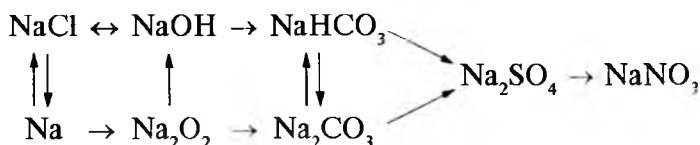
Пероксид натрия ( $\text{Na}_2\text{O}_2$ ) образуется при горении металлического натрия, способен поглощать углекислый газ. Эту его особенность используют для связывания накопившегося в каютах подводных кораблей углекислого газа:



Пероксид натрия также используют для получения пероксида водорода. Для этого в холодную серную кислоту добавляют пероксид натрия:



Напишите уравнения реакций, необходимых для осуществления следующих превращений и выскажите своё мнение по поводу генетической взаимосвязи между соединениями натрия.



### Вопросы и задания

1. Расскажите о физических и химических свойствах натрия и калия.
2. Какой объём водорода (н.у.) можно получить при взаимодействии 46 г натрия с избытком воды?
3. Какое количество металлического калия требуется для приготовления 700 г 8% раствора KOH?
4. Можно ли получить натрий и калий при электролизе растворов их солей?
5. Напишите формулы важнейших солей натрия и калия и назовите их.

6. В каких целях используются соединения натрия и калия?
7. Найдите массу 20% раствора серной кислоты и твёрдого гидроксида калия, необходимых для получения 34,8 кг сульфата калия.
8. Напишите уравнения реакций получения NaOH из Na, Na<sub>2</sub>O и поваренной соли.
9. Напишите уравнения реакций NaOH с CO<sub>2</sub>, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, CuCl<sub>2</sub>.

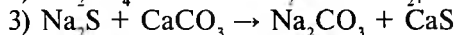
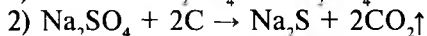
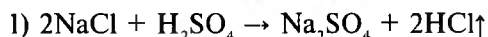
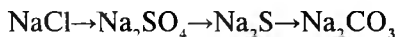
## § 122. ПРОИЗВОДСТВО СОДЫ

*Что Вы знаете о «безводной соде», «кристаллической соде», «питьевой соде», «каустической соде»? В чём их отличие друг от друга?*

Сода — Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> · 10H<sub>2</sub>O — одно из важнейших соединений натрия, имеющее практическое значение для народного хозяйства. Во многих отраслях промышленности сода является сырьём, в частности, при изготовлении стекла она является основной составляющей шихты (смеси сырья в определённых пропорциях). Сода используется при изготовлении бумаги из целлюлозы, в производстве тканей, в производстве мыла нейтрализацией синтетических кислот и жирных кислот в составе масел, для облегчения буровых работ при нефтедобыче, при изготовлении моющих средств из нафтенowych кислот, выделяемых при нефтепереработке, при синтезе других солей натрия.

Сода встречается в природе в очень малых количествах, которые не могут удовлетворить потребности промышленности. Поэтому её синтез из дешёвого сырья имеет огромное значение.

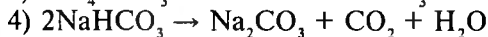
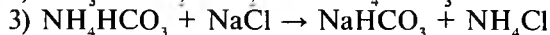
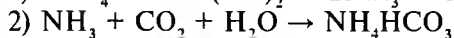
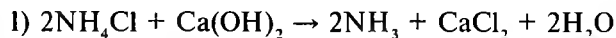
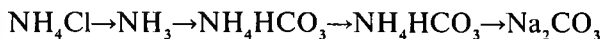
Первая технологическая схема в этом направлении — «сульфатный метод» — была предложена в XVIII веке французским врачом Лебланом. При этом поваренная соль реакцией с серной кислотой переводилась в сульфат. Сульфат натрия при нагревании с углем превращался в сульфид натрия, который при нагревании с порошкообразным известняком, образует соду :



Сода, полученная при нагревании с известняком, отделяется при измельчении твёрдой смеси в специальной мельнице с последующим её растворением в воде.

CaS плохо растворяется в воде, раствор отделяется от осадка, выпаривается, и получается сода в виде кристаллов. Эта технологическая схема из-за своей дороговизны была в последствии заменена более экономичным методом («аммиачным способом»).

«Аммиачный способ» был предложен Солвей. При этом концентрированный раствор поваренной насыщается аммиаком, получаемым при обработке хлорида аммония гашёной известью, и через него под давлением пропускают углекислый газ. При охлаждении раствора выпадает не растворимый при этих условиях осадок гидрокарбоната натрия, который при нагревании образует соду:



Сода образует кристаллогидрат  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , который непосредственно используется в качестве моющего средства под названием «стиральная сода». Нагревая её при высоких температурах, получают кальцинированную (обезвоженную) соду –  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .  $\text{NaHCO}_3$  – питьевая сода, которая используется для различных целей в быту.

### **Вопросы и задания**

1. Расскажите об областях применения соды.
2. Почему аммиачный способ (Солвея) считается экономичнее сульфатного метода (Леблана)? Аргументируйте свои мысли.
3. Какой способ получения соды Вы можете предложить?
4. Рассчитайте массы всех веществ, необходимых для получения 15 кг кальцинированной соды аммиачным способом.
5. Сколько кг 96% ( $d=1,84$  г/мл) серной кислоты необходимо для получения 15 кг стиральной соды сульфатным способом?

## **§ 123. КАЛЬЦИЙ И МАГНИЙ**

**Какие Вы знаете соединения кальция, производимые в Узбекистане? Где они применяются?**

**Положение элементов в Периодической системе.** Mg магний и Ca кальций являются элементами главной подгруппы II группы, называемыми щелочноземельными металлами.

- *Элементы главной подгруппы II группы называются щелочноземельными металлами.*
- *Термин «щелочноземельные металлы» связан с щелочными свойствами их гидроксидов и тем, что их труднорастворимые оксиды раньше назывались землями.*

**Строение атома.** У магния и кальция на внешних электронных слоях имеется по 2 *s*-электрона, поэтому они относятся к семейству *s*-элементов.

В химических реакциях эти металлы выступают в роли восстановителей, отдавая свои валентные электроны, превращаясь в ионы с зарядом  $2^+$ . Во всех соединениях они проявляют степень окисления  $+2$ .

Таблица 65

**Свойства элементов главной подгруппы II группы**

| Элемент                                               | Be                  | Mg                  | Ca                  | Sr                  | Ba                  |
|-------------------------------------------------------|---------------------|---------------------|---------------------|---------------------|---------------------|
| Число протонов в ядре                                 | 4                   | 12                  | 20                  | 38                  | 56                  |
| Электронная конфигурация                              | (He) $2s^2$         | (Ne) $3s^2$         | (Ar) $4s^2$         | (Kr) $5s^2$         | (Xe) $6s^2$         |
| $r_{\text{атом.}}, \text{нм}$                         | 0,11                | 0,16                | 0,20                | 0,20                | 0,22                |
| $r_{\text{ион.}}, \text{нм}$                          | 0,03                | 0,07                | 0,10                | 0,11                | 0,13                |
| Электроотрицательность                                | 1,5                 | 1,2                 | 1,0                 | 1,0                 | 0,9                 |
| Плотность, $\text{г/см}^3$                            | 1,86                | 1,74                | 1,54                | 2,60                | 3,65                |
| $T_{\text{пл.}}, ^\circ\text{C}$                      | 1285                | 650                 | 845                 | 757                 | 170                 |
| $T_{\text{кип.}}, ^\circ\text{C}$                     | 2970                | 1120                | 1439                | 1366                | 1696                |
| Во всех соединениях степень окисления $+2$            |                     |                     |                     |                     |                     |
| Оксид                                                 | BeO                 | MgO                 | CaO                 | SrO                 | BaO                 |
| Гидроксид                                             | Be(OH) <sub>2</sub> | Mg(OH) <sub>2</sub> | Ca(OH) <sub>2</sub> | Sr(OH) <sub>2</sub> | Ba(OH) <sub>2</sub> |
| ← Основные свойства оксидов и гидроксидов уменьшаются |                     |                     |                     |                     |                     |
| Усиливается восстанавливающая способность металлов →  |                     |                     |                     |                     |                     |
| Распространённость в природе                          | 0,0004%             | 2%                  | 3%                  | 0,04%               | 0,05%               |

**Нахождение в природе.** Кальций и магний очень широко распространены в природе. Содержание магния в земной коре составляет 3,35 %, а кальция - 3,5 %. Многие минералы: *магнезит*  $\text{MgCO}_3$ , *кальцит*, *мрамор*, *мел*, *известняк*  $\text{CaCO}_3$ , *доломит*  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ , *гипс*  $\text{CaSO}_4$ , *горькая соль*  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ , *силикаты* – *талк*  $3\text{MgO} \cdot 4\text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ , *асбест*  $\text{CaO} \cdot 3\text{MgO} \cdot 4\text{SiO}_2$ , являются природными источниками кальция и магния.

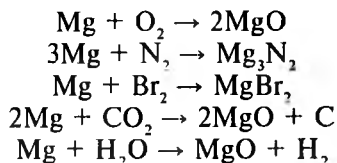
- В Узбекистане имеется около 20 месторождений мрамора, сейчас его добывают на Газганском, Нуратинском и Зирбандском месторождениях.
- Запасы фосфоритов сосредоточены в Центральных Кызылкумах на Каракатском и Джетытауском месторождениях.

**Получение.** Кальций и магний в промышленности получают электролизом расплавов их солей.

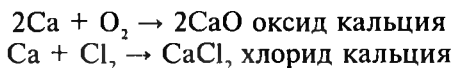
**Свойства.** Магний и кальций — серебристо-белые, лёгкие металлы. На воздухе они быстро покрываются оксидной плёнкой, защищающей внутренний слой от окисления. В силу их активности и щелочной природы их хранят под слоем керосина.

Металлические свойства магния и кальция выражены слабее, чем у щелочных металлов. Причиной тому является наличие на их валентных слоях на 1 большего числа электронов, чем у щелочных металлов.

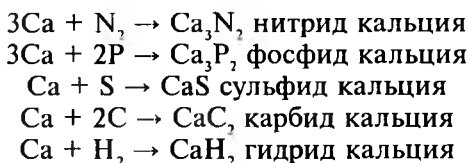
Магний горит ослепительным пламенем, реагирует с галогенами, азотом, углекислым газом и парами воды:



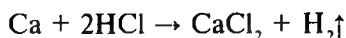
При обычных условиях кальций легко реагирует с кислородом воздуха и галогенами:



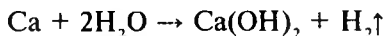
При нагревании вступает в реакцию с азотом, фосфором, серой, углеродом и водородом:



Подобно щелочным металлам кальций бурно реагирует с кислотами:



С водой кальций реагирует при обычных условиях, образуя гидроксид кальция:



**Применение.** Магний, кальций и их соединения используются во многих областях. В чистом виде магний и кальций используются в изготовлении лёгких сплавов. Магний широко используется в осветительных ракетах, огневых сигналах, фотографии. Они составляют основу таких строительных материалов, как асбест, алебастр, гипс, известь, мрамор, обычный и силикатный кирпич, цемент. Соли магния и кальция: магнезит, магнезия, хлорид калия, глюконат кальция, тальк широко применяются в медицине.



В производстве стекла, стали и чугуна используется известь, для снижения кислотности почв применяют карбонат кальция и гашёную известь. Карбонат кальция используется при изготовлении резины, красителей, зубной пасты, исландский шпат- в производстве оптических приборов, гашёная известь- в борьбе с сельскохозяйственными вредителями.

Прозрачный раствор гидроксида кальция называется известковой водой, а белая взвесь- известковым молоком. Гашёная известь широко используется в строительстве. Известковая вода используется в производстве сахара при очистке сока сахарной свеклы.

**Биологическое значение.** Магний и кальций относятся к биологически важным элементам:

- *Магний и кальций- химические элементы, имеющие огромное значение для всех форм жизни.*
- *Магний составляет основу хлорофилла, выполняющего важную жизненную функцию у растений.*
- *На 80% кости животных состоят из фосфата кальция.*

Известно, что жизнь на нашей планете поддерживается кислородом, а поставщиками кислорода в воздух являются растения. Помимо этого, растения являются важным звеном в пищевой цепи на нашей планете. Они под действием солнечного света превращают углекислый газ воздуха в органические молекулы- питательные запасы. Этот процесс в клетках растений осуществляют хлорофилловые зёрна, представляющие собой комплекс, центральным атомом в котором является магний. Соединения кальция составляют основу опорно-двигательной системы животных, выполняют функцию защиты. Дисбаланс кальция в организме приводит к аллергическим нарушениям и заболеваниям костей. Свёртываемость крови и активность некоторых ферментов непосредственно связаны с кальцием.

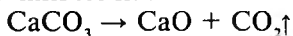
Содержание магния в мышечной ткани- 0,09%, в костном мозге- 0,07–0,18%, крови- 37,8 мг/л. Суточная доза магния- 250–380 мг. В среднем в организме человека (70 кг) содержится 19 г магния.

Содержание кальция в мышечной ткани- 0,14–0,7%, в костном мозге- 17%, в крови- 60,5 мг/л. Суточная доза кальция- 0,6–1,4 г. В среднем в организме человека (70 кг) содержится 1 кг кальция. 99% всего кальция в организме сосредоточено в костях, а 1%- в крови и лимфе.

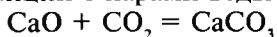
Содержание магния в хлорофилле - пигменте, обеспечивающем процесс фотосинтеза в растениях, составляет 3%. Недостаток магниевых солей приводит к потере зелёности листьев, нарушению процесса фотосинтеза, к резкому снижению урожайности..

**Соединения: оксид кальция —  $\text{CaO}$ .** Оксид кальция является одним из самых широко используемых в народном хозяйстве веществ.

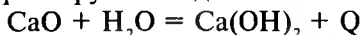
Он также называется негашёной известью. В промышленности оксид кальция получают обжигом известняка в специальных печах.



Оксид кальция (негашёная известь) — твёрдое вещество белого цвета. Вы его могли видеть много раз на стройплощадках. Если его оставить на длительное время на открытом воздухе, то он теряет свои свойства за счёт реакции с парами воды и  $\text{CO}_2$  воздуха.



С водой он бурно реагирует с выделением тепла.

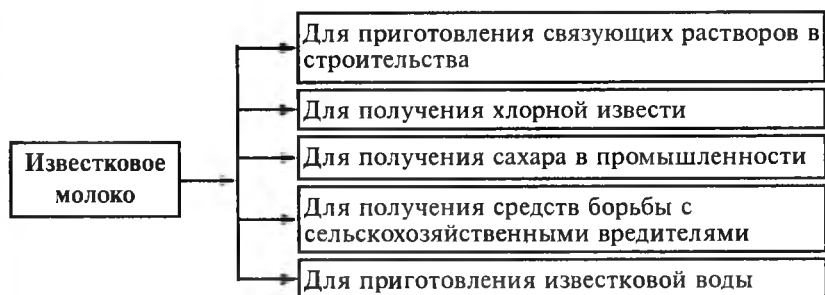


**Гидроксид кальция —  $\text{Ca(OH)}_2$ .** Оксид кальция в основном расходуется для получения гидроксида кальция. Он также называется гашёной известью. Это белое, пористое вещество, малорастворимое в воде (в 1 л воды растворяется 1,56 г).

Гашёная известь вместе с песком, водой и цементом используется для приготовления связующих растворов в строительстве.

Гидроксид кальция вступает во все реакции, характерные для оснований.

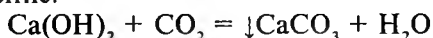
- Известковое молоко — водная суспензия гашёной извести. Мутный раствор, похожий на молоко.



- Известковая вода — получается при фильтровании известкового молока, т.е. является насыщенным раствором гашёной извести.

Известковая вода является реактивом для определения углекислого газа и водорастворимых карбонатов.

При пропускании углекислого газа через известковую воду наблюдается помутнение.

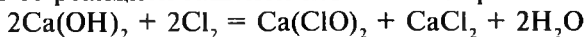


Если продолжить пропускать углекислый газ, раствор опять становится прозрачным. При этом углекислый газ реагирует с  $\text{CaCO}_3$ , образуя водорастворимую соль  $\text{Ca(HCO}_3)_2$ .



**Хлорная известь  $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ .** Окислитель, имеющий большое значение для народного хозяйства. Его используют в текстильной и бумажной промышленности, а также в целях дезинфекции.

Получают её реакцией гашёной извести с хлором:

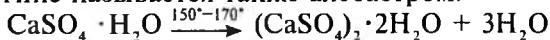


Гипс. 1) Природный гипс —  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

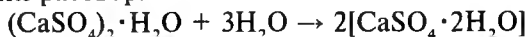
2) Жжённый гипс —  $(\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$

3) Безводный гипс —  $\text{CaSO}_4$

Жжённый гипс называется также алебастром.



Алебастр используется в народном хозяйстве в строительных, медицинских и других целях. При смешении с водой образует быстро твердеющий раствор.



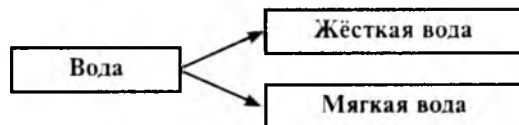
### **Вопросы и задания**

1. Расскажите об основных физических свойствах магния и кальция.
2. В виде каких соединений встречаются магний и кальций в природе?
3. Как получают кальций в промышленности?
4. Напишите уравнения реакций, отражающие химические свойства магния и кальция.
5. Почему оксид кальция не встречается в природе?
6. Сколько негашёной извести, содержащей 90% оксида кальция, нужно взять для получения 2 т 20% известкового молока?
7. Расскажите о биологической значимости кальция и магния.
8. Как устраняется повышенная кислотность почвы?
9. Составьте таблицу применения магния и кальция в народном хозяйстве.

## **§ 124. ЖЁСТКОСТЬ ВОДЫ И СПОСОБЫ ЕЁ УСТРАНЕНИЯ**

### **Является ли лёд жёсткой водой?**

В составе природных вод имеются различные соли, механические примеси, а также хлориды, сульфаты и гидрокарбонаты кальция и магния. В воде, пригодной для питья, также содержатся минеральные соли. Значит, вода химически нечиста.



- **Жёсткая вода** — вода, в составе которой имеется много ионов  $\text{Ca}^{+2}$  и  $\text{Mg}^{+2}$ .
- **Мягкая вода** — вода, в составе которой имеется очень незначительное количество ионов  $\text{Ca}^{+2}$  и  $\text{Mg}^{+2}$ .

Для некоторых технических целей жёсткая вода является непригодной. При использовании жёсткой воды на стенках паровых отопительных котлов образуется накипь из карбонатов кальция магния и других солей.

Накипь затрудняет нагревание воды, приводит к возрастанию расхода горючего, выводит из строя стенки котла.

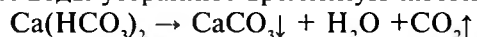
В жёсткой воде мыло не пенится, потому что ионы магния и кальция образуют с мылом не растворимые в воде соединения. В жёсткой воде нельзя хорошо приготовить мясо, овощи, зерновые продукты, заварить чай.

Различают временную (карбонатную), постоянную, кальциевую, магниевую и общую жёсткость.

- *Временная жёсткость определяется наличием в воде гидрокарбонатов магния и кальция  $[Ca(HCO_3)_2; Mg(HCO_3)_2]$ .*
- *Постоянная жёсткость обусловлена наличием в воде сульфатов и хлоридов магния и кальция  $[CaSO_4, CaCl_2; MgSO_4, MgCl_2]$ .*
- *Кальциевая жёсткость обусловлена присутствием в воде солей кальция.*
- *Магниевая жёсткость обусловлена присутствием в воде солей магния.*
- *Общая жёсткость — арифметическая сумма кальциевой и магниевой жёсткости.*

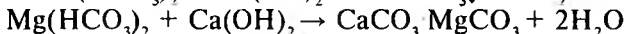
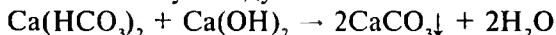
Для уменьшения жёсткости воды, т.е. её смягчения используют дистилляцию (перегонку воды) и химические способы. При использовании химических способов ионы кальция и магния выводятся в виде нерастворимых в воде соединений. Для этого:

1. Кипячением воды устраняют временную жёсткость.



Для заваривания чая воду кипятят. Обратите внимание на посуду, где постоянно кипятят воду. Вы увидите на её стенках нерастворимую в воде каменистую накипь, представляющую собой соли  $CaCO_3$  и  $MgCO_3$ .

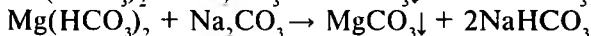
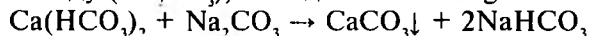
2. Добавляют известковую воду:



3. Обрабатывают щелочами:

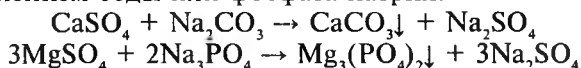


4. Добавляя соду ( $Na_2CO_3$ ), осаждают ионы  $Mg^{2+}$  и  $Ca^{2+}$ :



При этом ионы кальция и магния выводятся из раствора в виде карбонатов, не растворимых в воде.

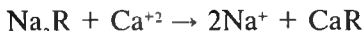
Постоянная жёсткость не устраняется кипячением. Она устраняется добавлением соды или фосфата натрия:



В промышленности для устранения жёсткости воды используют ионообменный способ.

- *Катиониты* — твёрдые вещества, не растворимые в воде, содержащие подвижные катионы ( $\text{Na}^+$ ), способные обмениваться на катионы внешней среды ( $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ).
- *Аниониты* — твёрдые вещества, не растворимые в воде, содержащие подвижные анионы, способные обмениваться на анионы внешней среды ( $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{Cl}^-$ ).

Ионы  $\text{Ca}^{+2}$ ,  $\text{Mg}^{+2}$ , содержащиеся в воде, пропущенной через колонку с катионитом, обмениваются на ионы  $\text{Na}^+$ , которые переходят в воду. Исходные же ионы остаются в колонке:



В катионитах R— органический радикал сложного строения. Если катиониты помогают очистить воду от ионов кальция и магния, то для устанения анионов используются аниониты.

#### **Вопросы и задания**

1. В чём разница между временной и постоянной жёсткостью?
2. Какова степень жёсткости речной, морской и дождевой воды?
3. Является ли чистая вода, пригодная для питья, жёсткой или мягкой?
4. Как устраняется жёсткость воды, содержащей гидрокарбонат магния и сульфат кальция?

## **§ 125. АЛЮМИНИЙ**

*Почему, несмотря на то, что алюминий намного активнее железа, он устойчив на воздухе?*

**Положение в Периодической системе элементов.** Алюминий расположен под номером 13 в главной подгруппе III группы Периодической системы.

- *Химический символ* — Al.
- *Относительная атомная масса* 26,9815.
- *Алюминий относится к семейству p-элементов.*

Во всех стабильных соединениях он проявляет степень окисления +3.

В химических реакциях он теряет 3 валентных электрона, превращаясь в ион с зарядом 3+.

**Строение атома.** У атома алюминия на внешнем энергетическом уровне имеется 3 электрона.

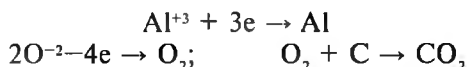
|    |    |     |     |                 |                 |                 |                 |                 |                 |      |                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                      |
|----|----|-----|-----|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|------|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Al | 13 | +13 | -13 | 1s <sup>2</sup> | 2s <sup>2</sup> | 2p <sup>6</sup> | 3s <sup>2</sup> | 3p <sup>1</sup> | 3d <sup>0</sup> | .... | <div style="display: inline-block; vertical-align: middle;"> <div style="border: 1px solid black; padding: 2px; margin-right: 5px;">3s<sup>2</sup><br/>↑↓</div> <div style="display: inline-block; vertical-align: middle;"> <div style="border: 1px solid black; padding: 2px; margin-right: 5px;">3p<sup>1</sup><br/>↑</div> <div style="border: 1px solid black; padding: 2px; margin-right: 5px;"></div> <div style="border: 1px solid black; padding: 2px;"></div> </div> <div style="display: inline-block; vertical-align: middle;"> <div style="border: 1px solid black; padding: 2px; margin-right: 5px;">3d<sup>0</sup><br/> </div> <div style="border: 1px solid black; padding: 2px; margin-right: 5px;"> </div> <div style="border: 1px solid black; padding: 2px; margin-right: 5px;"> </div> <div style="border: 1px solid black; padding: 2px; margin-right: 5px;"> </div> <div style="border: 1px solid black; padding: 2px;"> </div> </div> </div> |
|----|----|-----|-----|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|------|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|

**Распространённость в природе.** Алюминий самый распространённый металл в природе, массовая доля его в земной коре составляет 7,45%. Из-за своей активности в природе он в свободном виде не встречается. Известно свыше 250 минералов, содержащих алюминий. В основном алюминий встречается в виде алюмосиликатов.

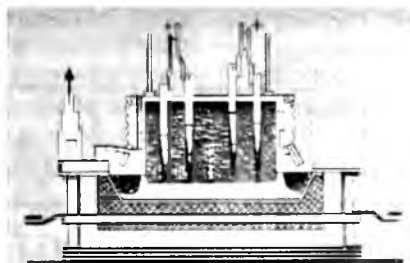
К алюмосиликатам относятся полевой шпат  $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$  или  $K(AlSi_3O_8)$ , слюда  $K_2O \cdot 2H_2O \cdot 3Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$  или  $KAl_2(AlSi_3O_{10})(OH)_2$ . При разрушении алюмосиликатов образуются *глины*, например, *белая глина* - каолин  $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$ . Обычно глины содержат примеси. В *корунде* алюминий находится в виде  $Al_2O_3$ . *Бокситы* —  $Al_2O_3 \cdot nH_2O$  — горные породы, содержащие алюминий. В качестве примесей они содержат оксиды железа, марганца, кремния. Ресурсом для получения алюминия служит оксид алюминия, содержащийся в бокситах и *нефелине*  $(Na, K)_2O \cdot Al_2O_3 \cdot SiO_2$  или  $(K, Na)[AlSiO_4]$ .

Содержание алюминия в мышечной ткани —  $0,07-2,8 \cdot 10^{-4} \%$ , в костном мозге —  $(4-27) \cdot 10^{-4} \%$ , в крови — 0,39 мг/л. Суточная доза алюминия 2,45 мг. В среднем в организме человека (70 кг) содержится 61 мг Al.

**Получение.** Алюминий получают *электротермическим способом*. При этом электролитом является оксид алюминия, растворённый в расплавленном криолите ( $Na_3AlF_6$ ). К этому расплаву добавляется небольшое количество фторида алюминия. Такой электролит хорошо проводит электрический ток. Электролиз проводят при 950°C. Через расплав пропускают постоянный ток напряжением 5–8 вольт и силой тока 80000 ампер. При этом на катоде образуется алюминий, а на аноде кислород, с которым реагирует изготовленный из углерода анод:



Используемый в промышленности электролизёр изготавливается из стали, внутренняя часть которого выложена углем, который подсоединён к отрицательному источнику и служит катодом. Опущенные сверху в расплав толстые пластинки из угля служат анодом. Анод со временем разрушается, поэтому его время от времени отключают и заменяют на новый.



**Рис. 81.** Электролизёр, используемый в промышленности для получения алюминия.

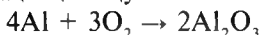
Электролизёр работает непрерывно. Оксид алюминия также непрерывно поступает в электролизёр. Через каждые 2-3 суток образованный алюминий с помощью вакуума заливают в ковш. Полученный алюминий загрязнён примесями железа, кремния и других неметаллов, а также газообразных веществ. На следующей стадии его переплавляют и очищают с помощью электролиза.

Фтор и его соединения выделяются в качестве отходов производства алюминия путём электролиза раствора оксида алюминия в расплавленном криолите ( $\text{Na}_3\text{AlF}_6$ ), что загрязняет окружающую среду.

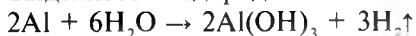
Для получения алюминия расходуется большое количество электроэнергии: для получения 1 т алюминия нужно 20000 кВт ч электроэнергии.

**Физические свойства.** Алюминий - серебристый твёрдый металл. Он хорошо куётся, хорошо проводит тепло и электрический ток. Температура его плавления-  $660,5^\circ\text{C}$ , плотность-  $2698 \text{ кг/м}^3$ ; число изотопов 11 ( $22 \rightarrow 31$ ).

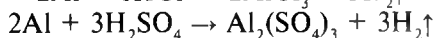
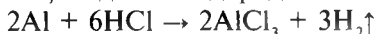
**Химические свойства.** При обычной температуре алюминий устойчив на воздухе, потому что он быстро окисляется, образуя тонкую оксидную плёнку, защищающую его от воды и окислителей:



Если устранить оксидную плёнку, алюминий легко вступает в реакцию с водой, и выделяется водород:

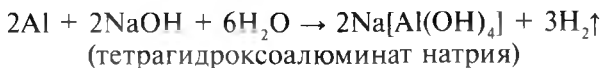


Алюминий при нагревании легко реагирует с соляной и разбавленной серной кислотой, выделяя водород:

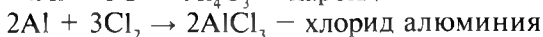
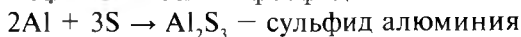
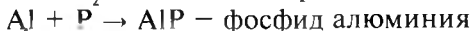
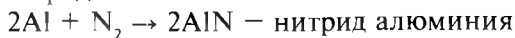


Он не реагирует с концентрированной азотной кислотой при обычной температуре. Поэтому концентрированная азотная кислота хранится в алюминиевой таре.

Алюминий легко реагирует с водными растворами щелочей, выделяя водород:



При нагревании алюминий реагирует с галогенами, фосфором, серой, азотом, углеродом:



Алюминий реагирует с оксидами многих металлов. Если смешать алюминий с оксидами железа (II, III) и привести их в соприкосновение с раскалённой проволокой, произойдёт очень бурная экзотермическая реакция:



В результате реакции смесь разогревается до 3500°C. Продукты реакции - оксид алюминия и железо пребывают в расплавленном состоянии.

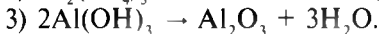
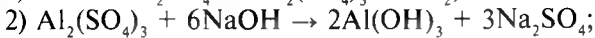
Смесь алюминия с железной окалиной называется *термитом* и в некоторых случаях используется при пайке металлов.

- *Алюмотермия* — способ получения металлов, основанный на восстановлении их оксидов алюминием.

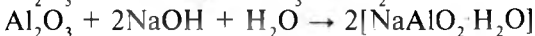
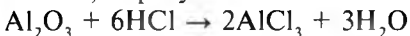
Алюмотермию разработал русский учёный Н.Н. Бекетов. Алюмотермия используется при восстановлении алюминием таких металлов, как хром, марганец, ванадий, цирконий, титан из их оксидов.

Оксид алюминия ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) - твёрдое вещество белого цвета с температурой плавления 2050°C.

Из-за того, что поверхность металлического алюминия покрыта оксидной плёнкой  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , его трудно окислить напрямую. Поэтому оксид алюминия получают в несколько стадий:



Оксид алюминия амфотерен. Он реагирует и с кислотами, и с щелочами, образуя соли.



Гидроксид алюминия  $\text{Al}(\text{OH})_3$  также обладает амфотерными свойствами. Получают гидроксид алюминия взаимодействием его солей с эквивалентным количеством щёлочи:

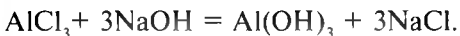
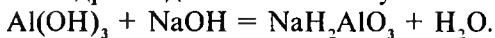


Рис. 82. Термитная пайка.



Если щелочь будет взята в избытке, то благодаря своей амфотерности гидроксид алюминия вступает в следующую реакцию:



**Применение.** Алюминий и его сплавы широко применяются в народном хозяйстве в силу своей лёгкости и устойчивости на воздухе и к влаге. Например, дюралюминий (95 % Al, 4 % Cu, 0,5 % Mg, 0,5 % Mn) прочен, как сталь, но в 3 раза легче её.

Алюминиевые сплавы применяются в ракетостроении, авиации, кораблестроении, в производстве железнодорожных транспортных средств, приборостроении. Из алюминия изготавливаются электрические провода, термит, осветительные ракеты, кухонная посуда. Используя алюминий, получают многие металлы и неметаллы. Из алюминиевого порошка изготавливают металлическую краску, сохраняющую железо и изделия из него от коррозии. Алюминиевая фольга используется, как обёрточный материал, в пищевой промышленности. В электротехнике его используют для изготовления конденсаторов.

Соединения алюминия тоже широко используются. Оксид алюминия, встречаемый в природе в виде корунда, используется в различных целях: из него изготавливают наждачную бумагу, точильные бруски; его прозрачные кристаллы - красный рубин и голубой сапфир используются в ювелирном деле. Из рубинов также изготавливают лазеры и подшипники. Глинозём является сырьём для получения алюминия. Безводный хлорид алюминия применяется при синтезах в качестве катализатора, сульфат алюминия используется в производстве бумаги, клея, алюмокалиевые квасцы  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  для крашения нитей и тканей, а также в медицинских целях.

### **Вопросы и задания**

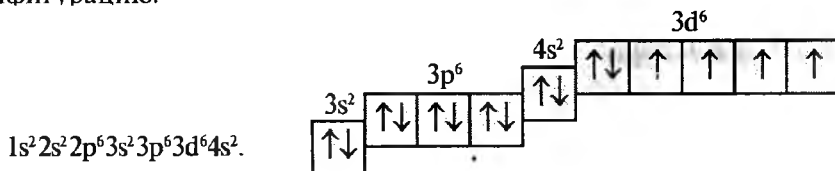
1. *Какие Вы знаете природные соединения алюминия?*
2. *Какой состав электролита при получении алюминия?*
3. *Сколько алюминия нужно для восстановления 39 г оксида хрома (III)?*
4. *Расскажите об областях применения алюминия.*
5. *Определите % состав сплава алюминия с медью, если его 10-граммовое количество реагирует с избытком соляной кислоты, образуя 6,72 л водорода (н.у.).*
6. *Немецкий учёный Ф. Вёллер получил алюминий в 1827 году следующим способом:*  
 $\text{AlCl}_3 + 3\text{K} \rightarrow 3\text{KCl} + \text{Al}$ . *Сколько металлического калия нужно, чтобы получить 5,4 кг алюминия этим способом?*
7. *Напишите уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:*  
 $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3$
8. *Сколько г алюминия можно получить электролизом 5,1 г  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , если выход продукта составляет 90% от теоретического?*
9. *Определите степень окисления и массовую долю алюминия (%) в  $\text{KAlO}_2$ .*

## § 126. ЖЕЛЕЗО

*Встречается ли железо в природе в чистом виде?*

**Положение в Периодической системе элементов.** Железо расположено в побочной подгруппе восьмой группы Периодической системы. Его порядковый номер — 26. Химический символ — Fe. Относительная атомная масса — 55,847. Относится к семейству d-элементов.

**Строение атома.** Атом железа имеет следующую электронную конфигурацию:



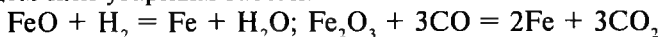
В химических реакциях железо теряет 2 электрона на внешнем 4s подуровне, превращаясь в ион с зарядом 2+. Ион  $Fe^{+2}$ , теряя 1 электрон с 3d-подуровня, может превратиться в ион с зарядом 3+. Железо может проявлять в своих соединениях степени окисления +2 и +3.

**Распространённость в природе.** После алюминия железо — самый распространённый на Земле металл. Он составляет ядро Земли. Содержание его в земной коре — 4,2%. Железо встречается в природе в виде соединений. В составе небесных тел и метеоритов железо встречается в свободном виде. Основные железосодержащие минералы: магнетит — магнитный железняк  $Fe_3O_4$ , гематит — красный железняк  $Fe_2O_3$ , лимонит — бурый железняк  $2Fe_2O_3 \cdot 3H_2O$ , сидерит — железный шпат  $FeCO_3$ , пирит — железный колчедан  $FeS_2$ .

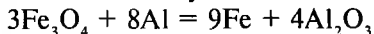
В минеральных водах железо содержится в виде гидрокарбоната  $Fe(HCO_3)_2$ . Оно имеется в организме растений, животных и человека. Железо составляет основу гемоглобина, входящего в состав крови и обеспечивающего её красный цвет у животных и человека.

**Получение.** В лабораторных условиях железо можно получить следующими способами:

1. Железо получают при реакции его оксидов с водородом, углеродом или угарным газом:



2. Железо получают из его оксидов алюмотермией:

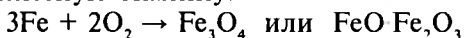


3. Его также получают электролизом солей двухвалентного железа.

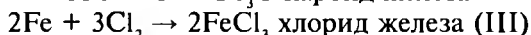
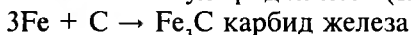
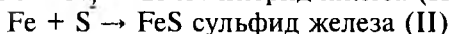
**Физические свойства.** Чистое железо — серебристого цвета металл, быстро тускнеющий на воздухе, довольно мягкий и ковкий, сильно намагничивающийся. Железо хорошо проводит тепло и

электричество. Температура его плавления  $1534,83^{\circ}\text{C}$ , плотность- $7874 \text{ кг/м}^3$ ; число изотопов - 16 (49→63).

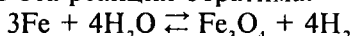
**Химические свойства.** При нагревании на воздухе железо даёт смесь оксидов - железную окалину:



При нагревании железо реагирует с хлором, серой, углеродом, азотом:



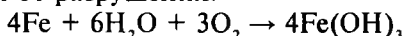
Раскалённое железо реагирует с парами воды, образуя железную окалину и водород, но эта реакция обратима:



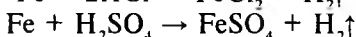
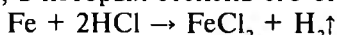
Во влажном воздухе и воде железо корродирует, разрушается, ржавеет.

- *Ржавчина — сложное жёлто-бурое вещество, состоящее из гидроксида железа (III) —  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ .*

Пористый слой ржавчины легко пропускает различные газы и не защищает металл от разрушения:

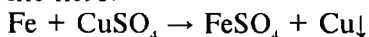


В ряду активности металлов железо расположено левее водорода. Поэтому оно вытесняет водород из соляной и разбавленной серной кислоты, образуя соли, в которых степень его окисления равна +2:

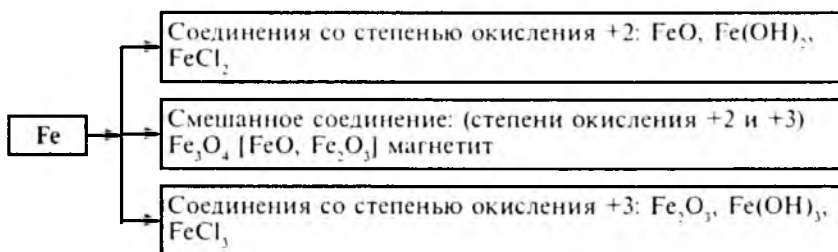


При обычной температуре концентрированные серная и азотная кислоты пассивируют железо: на его поверхности образуются нерастворимые в этих кислотах соединения. Поэтому эти концентрированные кислоты хранятся в железной таре.

Железо вытесняет металлы из растворов их солей, находящиеся в ряду активности после него:

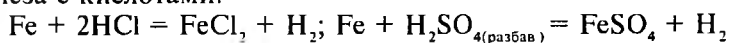


### Соединения

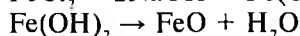
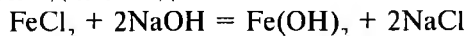


При горении на воздухе железо образует  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ .  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  – смешанный оксид.

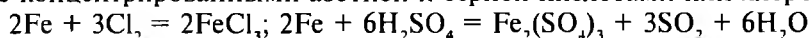
Соединения двухвалентного железа образуются при реакции железа с кислотами:



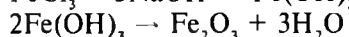
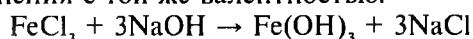
Из хлорида железа (II) можно получить его двухвалентный гидроксид и оксид:



Соединения трёхвалентного железа получают при реакции железа с концентрированными азотной и серной кислотами или хлором:

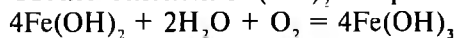


Из солей трёхвалентного железа можно получить и другие соединения с той же валентностью:



$\text{Fe(OH)}_3$  – светло-зелёный осадок.

Светло-зелёный  $\text{Fe(OH)}_3$  со временем буреет:



$\text{Fe(OH)}_2$  – осадок бурого цвета.

**Применение.** Среди всех металлов железо имеет особое значение для человека. Современная техника неразрывно связана с железом и его сплавами. На практике чистое железо используется в незначительных количествах, а его сплавы чугуны и стали используются довольно широко. Их значение настолько велико, что их производство выделяют в особую отрасль – чёрную металлургию. С чугуном и сталью мы ознакомимся в следующей теме.

**Биологическое значение.** Железо является одним из важнейших с биологической точки зрения элементов. Оно входит в состав организмов растений и животных, содержится во многих ферментах. Огромное значение имеют некоторые железосодержащие белки. Например, из курса биологии нам хорошо известны значение и функции крови в организме животных и человека. Способность крови переносить кислород связана с её красными тельцами – эритроцитами. Основу этих эритроцитов составляет гемоглобин, содержащий ионы железа. В 1 молекуле гемоглобина имеется 4 иона  $\text{Fe}^{2+}$ .

Роль железа огромна и в процессе фотосинтеза, происходящего у растений и позволяющего превращать неорганический углерод в органические соединения.

Недостаток железа у растений приводит к хлорозу, а у людей – к малокровию. Поэтому для профилактики в рацион питания растений и людей должно входить железо. Удобрения, используемые для растений, должны содержать железо, как микроэлемент. Железом

богаты яблоки, гранаты, айва, овощи, яйца, печень, язык, почки и другие продукты животного происхождения.

Содержание железа в мышечной ткани — 0,018 %, в костном мозге  $(0,03-3,8) \cdot 10^{-2}$  %, в крови — 447 мг/л. Суточная доза железа — 6–40 мг. Токсичная доза — 200 мг. Летальная доза — 7–35 г. В среднем в человеческом организме (70 кг) содержится 4,2 г железа. Синтезированные на основе ферроцена (соединения железа) более 10 препаратов являются очень эффективными при лечении малокровия и других болезней, связанных с нехваткой железа.

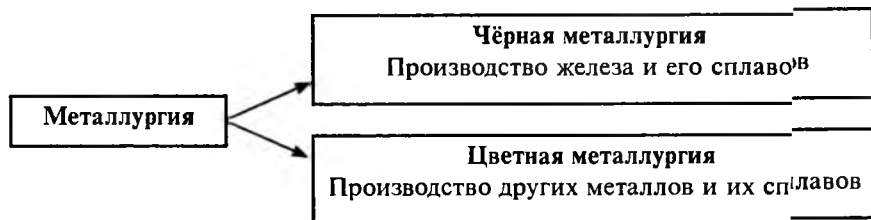
### Вопросы и задания

1. Какие Вы знаете природные соединения железа?
2. К какому семейству элементов относится железо?
3. Напишите уравнения реакций получения железа из его соединений.
4. Что Вы знаете о физических свойствах железа?
5. Расскажите о биологическом значении железа для жизненных процессов.
6. Почему железо проявляет в своих соединениях 2 степени окисления?
7. Напишите уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:  
a)  $Fe \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe$   
b)  $Fe \rightarrow FeCl_2 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow FeO \rightarrow Fe$   
d)  $Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3$   
e)  $FeO \rightarrow Fe \rightarrow FeSO_4 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow Fe(NO_3)_2$
8. Из какого количества магнитного железняка, содержащего 10% примесей, можно получить 7 т железа?

## § 127. МЕТАЛЛУРГИЯ В УЗБЕКИСТАНЕ. ПРОИЗВОДСТВО ЧУГУНА И СТАЛИ

### Почему чугун хрупкий, а сталь прочная?

Металлургия — отрасль промышленности, занимающаяся производством металлов различными способами.



В Узбекистане крупнейшим центром чёрной металлургии является Бекабадский металлургический завод, производящий чугун и сталь.

- *Чугун — сплав железа с углеродом, содержащий более 2,14 % последнего.*
- *Сталь — сплав железа с углеродом, содержащий менее 2,14 % последнего.*

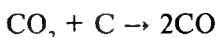
**Получение чугуна.** Состав для получения чугуна, состоящий из железных руд, содержащих в основном оксиды железа, расплавляется в *доменных печах* или *домнах*. Доменные печи построены из огнеупорного кирпича и представляют собой башни с высотой до 27-31 м. С верхней части в домну загружают железную руду, кокс-С, *флюс*- смесь известняка с песком. С нижней части через фурмы - специальные отверстия подаётся воздух, нагретый до 600–800°C. Во многих случаях вместе с воздухом подаётся и чистый кислород (кислородная продувка). При горении кокса в домне образуется высокая температура. Кислородная продувка обеспечивает увеличение температуры и ускорение плавления чугуна. В домне кокс служит источником высокой температуры и угарного газа CO, выполняющего роль восстановителя.

В домне протекают следующие процессы:

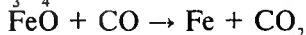
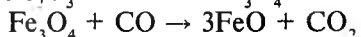
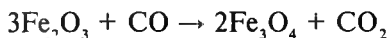
- 1) часть кокса сгорает, образуя CO<sub>2</sub>:



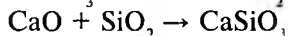
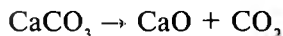
- 2) при высокой температуре CO<sub>2</sub> реагирует с коксом, образуя CO:



- 3) CO восстанавливает железную руду до свободного железа:



- 4) Примеси в руде образуют легко сплавляемые с флюсом соединения - шлак:



Пористое железо, образованное при восстановлении руды, реагирует с CO, углеродом кокса, кремнием, марганцем, фосфором и серой, образуя жидкий чугун. Чугун и шлак стекают в нижнюю часть домны- *горн*. В горне образуются 2 жидких слоя: верхний - шлак, нижний- чугун. Слой шлака защищает чугун от окисления. Чугун и шлак периодически выводятся из доменной печи через специальные зазоры.

Доменная печь работает непрерывно до 10 лет. Затем она ремонтируется. В доменной печи за сутки можно получить около 10000 т чугуна. В последнее время наряду с кислородной продувкой осуществляют и продувку природным газом. При горении метана, входящего в состав природного газа, образуются углекислый газ и пары воды. Последние взаимодействуют с раскалённым углем, в результате чего доменный газ обогащается сильными восстановителями — водородом и угарным газом:

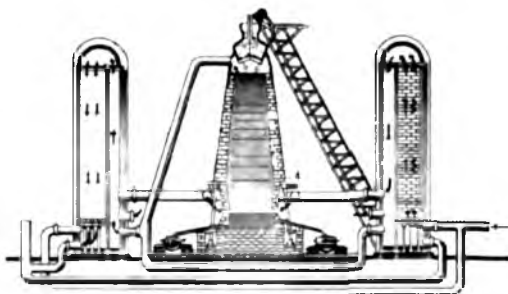
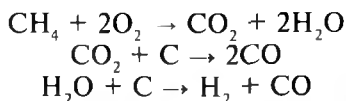


Рис. 83. Строение доменной печи.

Использование природного газа в этом процессе снижает расход кокса на 10-20%.

**Свойства чугуна.** Полученный в домне чугун содержит 2–4,5% С и малое количество кремния, марганца, серы и фосфора. Чугун твёрже, но хрупче железа. Назличают литой и насыщенный чугун. Из насыщенного чугуна получают сталь.

- Чугун — сплав железа с углеродом, содержащий 2–4,5% последнего. Также в составе чугуна имеется до 1,5% Mn, до 4,5% Si и малые количества S и P.

- В составе легированного чугуна имеются Cr, Ni, Si и Mn.

- Чугун получают в доменных печах. При этом сырьём служат железная руда ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ) и кокс.

- Чугун — первичный продукт чёрной металлургии. Сталь получают из чугуна.

- Литой чугун имеет серый цвет, углерод в нём присутствует в виде графита. Из него изготавливают трубы, решётки для мостов, части автомобилей, химические устройства.



Рис. 84. Чугунная решётка.

- Насыщенный чугун имеет белый цвет, в нем углерод присутствует в виде карбида железа. Его используют для производства стали.

**Получение стали.** Сущность процесса получения стали заключается в устранении избыточного углерода, а также серы, фосфора, кремния и других примесей в составе чугуна его обжигом. Чем меньше содержание в стали углерода, тем ниже её твердость. При этом источником кислорода служит воздух, а в качестве руды или металлолома используются специально добавляемые оксиды железа. Сначала железо частично окисляется, затем FeO окисляет кремний, марганец, фосфор и углерод:

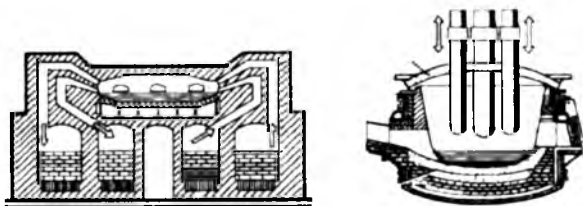
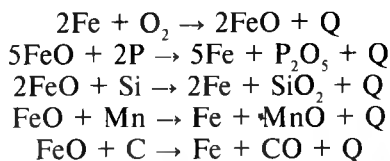


Рис. 85. Мартеновская печь (срез).

Получение стали из насыщенного чугуна осуществляется в кислородном конвертере, мартеновкой или электродуговой печи.

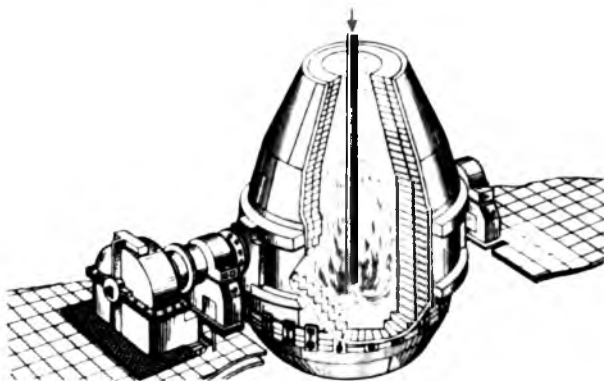


Рис. 86. Кислородный конвертор.



**Свойства стали.** По химическому составу стали делятся на углеродистые и легированные. При изготовлении легированных сталей добавляются различные легирующие добавки, сильно меняющие свойства стали: хром, никель, титан, молибден, ванадий, вольфрам и др.

Общими для всех сталей являются прочность и пластичность. Их можно ковать, растягивать, штамповать, вытягивать в проволоку. По отраслям применения в технике стали бывают конструкционные, приборостроительные и обладающие особыми свойствами.

- *Сталь — сплав железа с углеродом, содержащий до 2% последнего.*
- *Углеродистая сталь — сталь, в составе которой имеется до 2% С, 0,1–1% Мn, 0,4% Si, S и P.*
- *Легированная сталь изготавливается при добавлении специальных добавок Cr, Ni, Mo, Al и др. для придания стали особых свойств (устойчивость к коррозии, магнитные свойства) .*
- *Сталь получают в мартеновских печах, кислородных конверторах. Сырьём для этого служит чугун, а также отработанные стальные и чугунные изделия.*
- *Издавна местные ремесленники, кузнецы знали, что свойства стали меняются в зависимости от способа закалки, нагрева, цементирования, азотирования и ковки стали.*
- *Конструкционные стали обладают высокой степенью прочности и пластичности. Их обработка под давлением, резка и пайка не вызывают труда. Их используют для изготовления частей автомобилей, при строительстве конструкций и зданий.*
- *Приборостроительные стали обладают высокой степенью прочности и твёрдости, устойчивы к растяжению. Они используются для изготовления режущих и измерительных приборов, а также штампов. Особую группу среди них составляют режущие стали, которые сохраняют свои свойства даже в условиях высокоскоростной резки (600–700°С).*
- *Стали, обладающие особыми свойствами (нержавеющие, устойчивые к высоким температурам, обладающие магнитными свойствами и др.), устойчивы к коррозии при высоких температурах, в атмосфере, в растворах кислот и других агрессивных средах. Из них изготавливают газовые турбины, реактивные двигатели, ракеты и магнитные устройства.*

**Охрана окружающей среды при производстве чугуна и стали.** Получение чугуна и производство стали его переработкой представляют сложный процесс, приводящий к загрязнению окружающей среды пылью, вредными газами, шлаком, сточными водами. Поэтому проводятся исследования по разработке способов получения железа и стали непосредственно из руд.

В этих процессах в качестве восстановителя используется не кокс, а водород и природный газ.

Получаемое из руд пористое железо очень чисто (не содержит углерод и другие примеси). Оно широко используется при получении стали и порошкообразной стали в мартеновских и электропечах.

Способ получения железа из руд без кокса является примером использования новых эффективных технологий в чёрной металлургии. При этом значительно уменьшаются расход воды и объём сточных вод, а также количество твёрдых отходов и газов, выделяемых в атмосферу.

### Вопросы и задания

1. Напишите уравнения реакций, происходящих в домене.
2. Что такое флюс, и в чём его функция?
3. Почему продувку домы осуществляют смесью воздуха, кислорода и природного газа?
4. Расскажите о видах чугуна. Приведите примеры их применения в повседневной жизни.
5. Какие Вы знаете изделия, изготавливаемые из стали?
6. Расскажите о различных видах стали.
7. Что Вы понимаете под безотходной технологией?

### Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1. Напишите уравнения реакций, протекающих между соединениями, представленными в таблице:

Таблица 66

|                                | Na | K  | Ca | Mg | Al | Fe |
|--------------------------------|----|----|----|----|----|----|
| O <sub>2</sub>                 | 1  | 2  | 3  | 4  | 5  | 6  |
| H <sub>2</sub> O               | 7  | 8  | 9  | 10 | 11 | 12 |
| HCl                            | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 |
| H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> | 19 | 20 | 21 | 22 | 23 | 24 |
| ZnCl <sub>2</sub> (раствор)    | 25 | 26 | 27 | 28 | 29 | 30 |
| Cl <sub>2</sub>                | 31 | 32 | 33 | 34 | 35 | 36 |

а) Сравните реакции 2 и 6, определите сходства и различия, объясните их;

б) Объясните условия протекания реакций 7 и 11;

в) Почему восстановительные свойства железа по-разному проявляются в реакциях 18 и 36?

г) Выскажите своё мнение по поводу реакций 28 и 30;

д) Что произойдёт, если для реакций 22, 23 и 24 будет взята концентрированная или разбавленная серная кислота? Дайте обоснованный ответ;

е) Подробно опишите процесс, протекающий в реакции 25. Напишите уравнение реакции.

2. При окислении  $\text{FeSO}_4$  перманганатом калия в кислой среде образуется  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ . Чему равна сумма всех коэффициентов в уравнении этой реакции?

3. В какой массе магнитного железняка, содержащего 10% примесей, содержится 1 т железа?

4. Определите степень окисления железа в жёлтой кровяной соли  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ .

5. Чему равна сумма всех коэффициентов в уравнении реакции  $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{H}_2$ ?

6. При обжиге 2 кг стали в потоке кислорода образуется 44 г углекислого газа. Определите процентное содержание углерода в этой стали.

## ГЛАВА XV ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

### § 128. ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ – ХИМИЯ СОЕДИНЕНИЙ УГЛЕРОДА

#### *Почему органическую химию носит такое название?*

Известно, что вещества подразделяются на 2 большие группы: органические и неорганические. Если неорганические вещества изучает неорганическая химия, то органические – органическая химия.

Издавна в хозяйстве люди использовали не только минеральные вещества, но и соединения растительного и животного происхождения. Эти вещества использовались в приготовлении пищи, одежды, а с возрастом ежедневных потребностей человека и для изготовления лекарств, красителей, косметики и др. Человеку издавна известны растительные и животные продукты: сахар, жиры, эфирные масла, красители и вещества, влияющие на настроение. Все перечисленные вещества образовывались только в результате жизнедеятельности растений и животных или являлись продуктами их переработки. Поэтому появилось понятие «органические вещества», а изучающий их раздел химии начали называть «органической химией».

- Органические вещества, издавна известные человеку: уксус, вино, сахар, эфирные масла, красители.
- Элементы, входящие в состав органических соединений: углерод, водород, кислород, азот, фосфор, сера.
- Термин «органическая химия» ввёл в науку в 1808 году шведский химик Я. Берцелиус.

В силу того, что долгое время не было возможности синтезировать и определить строение соединений, выделяемых в результате жизнедеятельности организмов, у учёных сформировалось ошибочное мнение о том, что органические вещества возникают в живых организмах только под воздействием некой «жизненной силы» (вitalистическое учение; от лат. «vitas» – жизнь). Однако, позже стали появляться факты, заставившие отказаться от этой ложной идеи.

- Первыми синтезированными органическими веществами были щавелевая кислота и мочеви́на (немецкий учёный Ф. Вёллер, 1824–1828).
- Синтез анилина осуществил русский учёный Н.Н. Зинин в 1832 году.
- Синтез уксусной кислоты осуществили немецкий учёный Г. Кольбе и английский учёный Франкленд в 1848 году.
- Синтез искусственного жира осуществил французский учёный М. Бертло в 1854 году.
- Сахаристое вещество синтезировал русский учёный А.М. Бутлеров в 1861 году.

Сейчас органической химией называется химия соединений углерода, а под органическими соединениями понимаются соединения углерода с другими элементами. Некоторые соединения углерода (его оксиды, карбиды, угольная кислота и её соли) проявляют характерные для неорганических веществ свойства, и поэтому они рассматриваются в курсе неорганической химии.

Количество органических веществ исчисляется миллионами. Они являются основным материалом, составляющим организмы растений и животных.

Органические вещества менее стабильны, чем неорганические, претерпевают изменения при нагревании, многие из них горючи. Поскольку в их состав обязательно входит углерод и водород, то при горении они образуют углекислый газ и воду.

Реакции органических веществ протекают относительно медленнее, чем у неорганических.

Сейчас синтезируются многие вещества, встречающиеся в организмах растений и животных (витамины, гормоны), а также не встречающиеся в живой природе (искусственные и синтетические волокна, синтетический каучук, пластмассы, средства борьбы с сельскохозяйственными вредителями, антибиотики, лекарства и др.)

Таблица 67

#### Различия между органическими и неорганическими веществами

| № |                 | Органические вещества          | Неорганические вещества                                  |
|---|-----------------|--------------------------------|----------------------------------------------------------|
| 1 | При нагревании  | Разлагаются. Обугливаются.     | Разлагаются или не изменяются                            |
| 2 | При сжигании    | Образуют $\text{CO}_2$ и воду  | Не горят. Некоторые, сгорая, образуют различные вещества |
| 3 | В состав входят | Обязательно содержат углерод С | Атомы различных элементов                                |

#### Вопросы и задания

1. В чём причины своеобразия органических веществ?
2. Что Вы знаете о месте, занимаемом органическими веществами в народном хозяйстве?
3. Чем отличаются органические вещества от неорганических?

## 129-§. ТЕОРИЯ ХИМИЧЕСКОГО СТРОЕНИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

*Есть ли вещества, имеющие одинаковый состав, но разные свойства?*

Несмотря на то, что понятия «органическое вещество» и «органическая химия» были введены в науку Я. Берцеллиусом, эта дисциплина была признана, как химия веществ, получаемых из растений и животных.

Основу любой науки составляет теория. Значение любой теории определяется возможностью объяснить известные факты и предсказать неизвестное.

Научную основу органической химии составила теория химического строения. Её основы изложил русский химик А.М. Бутлеров.

В 1858—1861 гг. А.М. Бутлеров сделал доклад об основах теории химического строения в городах Париж и Шпейер (16 сентября 1861 года):

1. Атомы и молекулы реально существуют. Атомы в молекуле связаны не беспорядочно, а в определённой последовательности согласно их валентности посредством химических связей
2. Свойства вещества зависят не только от количественного и качественного состава, но и от химического строения молекул.
3. Атомы или группы атомов в молекуле оказывают друг на друга прямое и косвенное воздействие.

Рассмотрим более подробно основные положения теории химического строения А.М. Бутлерова.

**Первое положение.** Учёные до А.М. Бутлерова считали, что состав вещества можно выражать несколькими формулами и думали, что строение вещества узнать нельзя. А. Кекуле только для уксусной кислоты использовал 20 формул. Многие же учёные вообще не верили в реальность существования атомов и молекул. В то время ещё оставались необъяснёнными такие факты, как многообразие органических веществ, сохранение в них валентности элементов и др.

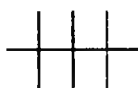
А.М. Бутлеров, исходя из реальности существования атомов и молекул, обобщил известные к тому времени научные факты:

- В 1823 году Ю. Либих и Ф. Вёллер открыли явление изомерии.
- В 1876 году Дж. Дюма и П. Булей предложили первую теорию строения органических соединений на основе радикалов.
- Э. Франкланд в 1858 году ввёл в науку понятие валентности элементов.
- В 1857 году А. Кекуле определил, что углерод четырёхвалентен.

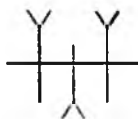
- В 1857 году А. Купер и А. Кекуле установили, что атомы углерода способны связываться друг и другом
- В 1858 году А. Купер ввёл валентный штрих для определения химической силы связывания атомов.
- В 1860 году на Международном конгрессе в Карлсруэ были уточнены и разделены понятия «атом» и «молекула».

А.М.Бутлеров ввёл понятие «химическое строение вещества». Он назвал химическим строением последовательность (порядок) связывания атомов в молекуле.

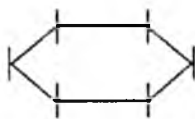
В органических соединениях углерод четырёхвалентен, его атомы соединяются, образуя линейные, разветвлённые и замкнутые цепи.



Линейные



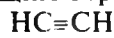
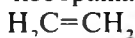
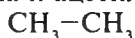
Разветвлённые



Циклические

А.М.Бутлеров подчёркивал, что любое органическое вещество имеет определённое химическое строение, выражаемое только 1 структурной формулой.

Например, порядок связывания атомов в молекулах этана, этилена и ацетилена нужно изображать следующим образом:



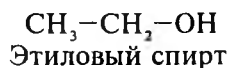
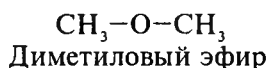
На основе структурной формулы можно рассказать и о многих свойствах вещества.

Химическое строение вещества определяется его химическими свойствами и реакциями образования.

**Второе положение.** До А.М. Бутлерова не было объяснено существование изомеров и явление изомерии.

*Вещества, имеющие одинаковую молекулярную массу, качественный и количественный состав, но разные физические и химические свойства, называются изомерами.*

А.М. Бутлеров смог объяснить это явление. Он считал, что изомеры обладают различными свойствами, потому что обладают разным строением. Так, к примеру, диметиловый эфир и этиловый спирт имеют одинаковый качественный и количественный состав. Однако различие в строении обуславливает различие их свойств:

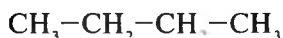


## Некоторые свойства диметилового эфира и этилового спирта

| Вещество         | Формула   | Структурная формула                                  | Агрегатное состояние (н.у.) | Температура кипения, °С | Взаимодействие с щелочными металлами |
|------------------|-----------|------------------------------------------------------|-----------------------------|-------------------------|--------------------------------------|
| Диметиловый эфир | $C_2H_6O$ | $\begin{array}{c} CH_3-O- \\   \\ CH_3 \end{array}$  | Газ                         | -23,6                   | -                                    |
| Этиловый спирт   | $C_2H_6O$ | $\begin{array}{c} CH_3- \\   \\ CH_2-OH \end{array}$ | Жидкость                    | 78,6                    | +                                    |

Свободное вращение возможно вокруг  $\sigma$ -связей. Поэтому у насыщенных углеводородов имеется изомерия углеродной цепи, связанная с различным порядком соединения атомов углерода. У углеводородов с двойной связью структурная изомерия связана с разветвлением цепи и положением двойной связи. У них имеется также геометрическая изомерия, которая вызвана различным положением заместителей при двойной связи (расположение одинаковых заместителей в одной плоскости от двойной связи называют цис-изомерией, а если они располагаются в разных плоскостях, то это транс-изомерия).

А.М.Бутлеров предполагал наличие 2 изомеров у бутана и в 1867 году синтезировал изобутан.



н-бутан



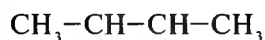
изобутан

Теория химического строения объясняет многообразие органических соединений. Было показано, что причинами тому являются изомерия и способность четырёхвалентного углерода образовывать цепи и циклы.

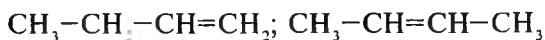
### Типы изомерии, встречающиеся у органических веществ:

#### Структурная изомерия

- а) За счёт разветвлённости углеродной цепи
- б) Изомерия положения



2, 3-диметилбутан



бутен-1

бутен-2

#### в) Метамерия



диметиламин

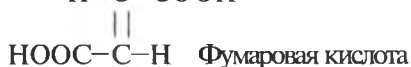
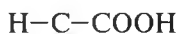


этиламин



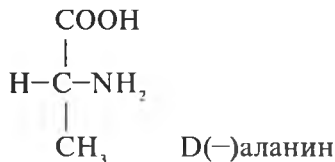
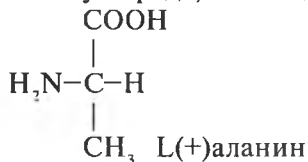
## Пространственная изомерия

### а) Геометрическая изомерия



### б) Оптическая изомерия

Атом углерода, имеющий 4 разных заместителя:



### Динамическая изомерия (таутомерия)

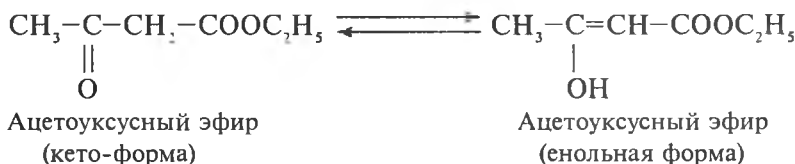


Таблица 68

Число изомеров

| У парафинов (алканов)        |                | У насыщенных одноатомных спиртов      |                |
|------------------------------|----------------|---------------------------------------|----------------|
| Вещество                     | Число изомеров | Вещество                              | Число изомеров |
| $\text{CH}_4$                | 1              | $\text{CH}_3\text{OH}$                | 1              |
| $\text{C}_2\text{H}_6$       | 1              | $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$       | 1              |
| $\text{C}_3\text{H}_8$       | 1              | $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$       | 2              |
| $\text{C}_4\text{H}_{10}$    | 2              | $\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$       | 4              |
| $\text{C}_5\text{H}_{12}$    | 3              | $\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}$    | 8              |
| $\text{C}_6\text{H}_{14}$    | 5              | $\text{C}_6\text{H}_{13}\text{OH}$    | 17             |
| $\text{C}_7\text{H}_{16}$    | 9              | $\text{C}_{10}\text{H}_{21}\text{OH}$ | 543            |
| $\text{C}_8\text{H}_{18}$    | 18             |                                       |                |
| $\text{C}_9\text{H}_{20}$    | 35             |                                       |                |
| $\text{C}_{10}\text{H}_{22}$ | 75             |                                       |                |
| $\text{C}_{11}\text{H}_{24}$ | 159            |                                       |                |
| $\text{C}_{12}\text{H}_{26}$ | 355            |                                       |                |
| $\text{C}_{13}\text{H}_{28}$ | 802            |                                       |                |
| $\text{C}_{20}\text{H}_{42}$ | 366319         |                                       |                |

**Третье положение.** Из курса неорганической химии известно, что вода  $\text{H}_2\text{O}$ , аммиак  $\text{NH}_3$ , хлороводород в соляной кислоте  $\text{HCl}$  ведут себя по-разному. Из соляной кислоты водород с лёгкостью вытесняют многие металлы, а из воды - только щелочные и щелочноземельные: из аммиака вытеснить водород довольно трудно.

Это можно объяснить различным влиянием на атом водорода атомов кислорода, азота и хлора.

По мнению А.М. Бутлерова, при образовании молекулы атомы реагируют друг с другом согласно своему химическому сродству. В молекулах возникает строго упорядоченное распределение химического сродства. Поэтому свойства атома элемента в различных соединениях отличаются от свойств элемента в свободном состоянии. Мысль о взаимном влиянии атомов друг на друга является одной из самых глубоких в теории химического строения.

Таким образом, под химическим строением А.М. Бутлеров понимал не только определённую последовательность связывания атомов в молекуле, но и порядок их взаимного влияния. Он хоть и не знал в то время, в чём выражается взаимное влияние атомов, однако понимал, что атомы в молекуле связываются в определённой последовательности, а не представляют собой обычную совокупность.

Теория химического строения органических соединений была развита русскими учёными А.М. Зайцевым, В.В. Марковниковым, А.Э. Арбузовым.

Узбекский учёный, профессор А.Г. Махсумов связал теорию химического строения с электронным и пространственным строением, предложив современное, усовершенствованное положение: «Природа сложной частицы связана с её составом, химическим, электронным и пространственным строением».

Современная электронная теория строения вещества подтвердила правильность теории химического строения А.М. Бутлерова, объяснила природу взаимного влияния атомов в молекуле и химическую связь в органических молекулах. То, что атомы в органических молекулах в основном связаны посредством ковалентной одинарной ( $\sigma$ ), двойной ( $\pi + \sigma$ ) связи, обоснованность четырёхвалентности углерода его электронным строением, связь химических свойств вещества не только с его химическим составом, но и с природой химической связи, изменение электронного строения атомов при образовании химической связи, связь природы взаимного влияния атомов с различной поляризованностью ковалентной связи, обусловленной различной электроотрицательностью атомов или группы атомов, нашли своё подтверждение в современной электронной теории строения вещества.

### **Вопросы и задания**

1. Объясните термин «химическое строение».
2. Расскажите основные положения теории химического строения.
3. Какие вещества называются изомерами?
4. Что Вы понимаете под разветвлённой и неразветвлённой цепью?

## § 130. УГЛЕВОДОРОДЫ

### *В чём суть $sp^3$ -гибридизации?*

Углеводороды являются простейшими органическими веществами. Они состоят из атомов углерода и водорода. В зависимости от типа связи между углеродными атомами в цепи различают насыщенные, ненасыщенные и ароматические углеводороды.

- ♦ *Насыщенные углеводороды — углеводороды, углеродные атомы в которых связаны между собой одинарными связями, а остальные валентности насыщены атомами водорода.*
- ♦ *Насыщенные углеводороды подразделяются на ациклические и алициклические.*
- ♦ *Ациклические углеводороды - алифатические углеводороды нециклического строения.*
- ♦ *Алициклические углеводороды - алифатические углеводороды циклического строения.*



Насыщенные углеводороды с открытой цепью называются, алканами, парафинами, предельными алифатическими углеводородами.

- *Алканы — насыщенные углеводороды с открытой цепью*

Они образуют гомологический ряд общей формулы  $C_nH_{2n+2}$ .

- *Гомологическим рядом называется ряд веществ со схожим составом и химическими свойствами, отличающимися друг от друга на гомологическую разность  $CH_2$ .*

К гомологическому ряду предельных углеводородов относятся  $CH_4$  (метан),  $C_2H_6$  (этан),  $C_3H_8$  (пропан),  $C_4H_{10}$  (бутан),  $C_5H_{12}$  (пентан) и т.д.

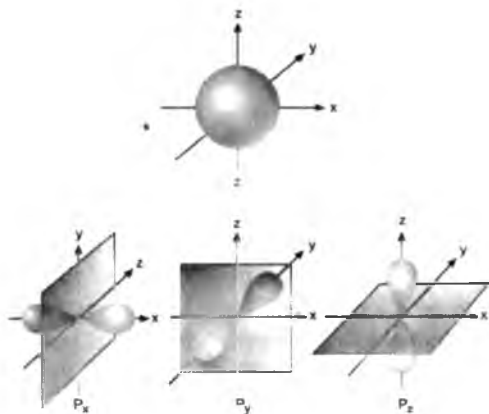
**Электронное строение алканов.** Молекула метана имеет формулу тетраэдра, угол связи Н-С-Н равен  $109^{\circ}28'$ . Аналогичную гео-

метрию имеет молекула этана. У других алканов атомы углеродной цепи образуют такой же угол, и они расположены в пространстве зигзагообразно. Для того чтобы понять причины всего этого, рассмотрим электронное строение метана. Атом углерода в стационарном состоянии имеет электронную конфигурацию  $1s^2 2s^2 2p^2$  (А). В возбуждённом состоянии  $2s^2$ -электроны распариваются, при этом один из них переходит на  $2p$ -орбиталь (В).

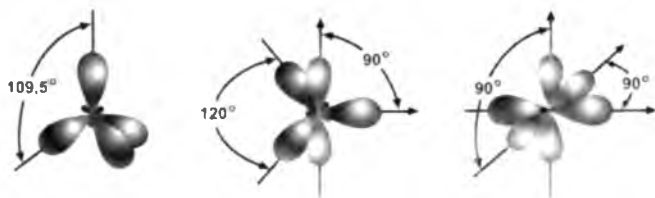


Таким образом, в возбуждённом состоянии атом углерода имеет 4 неспаренных электрона: один  $2s$ -электрон и три  $2p$ -электрона.  $2p$ -электронные облака располагаются относительно друг друга под углом  $90^\circ$  вдоль осей  $x$ ,  $y$ ,  $z$ .

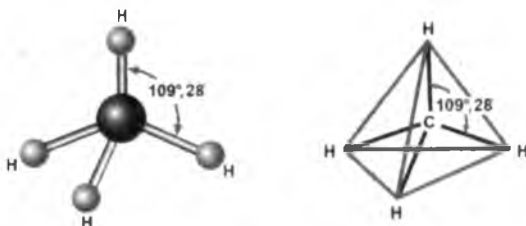
В результате этого получается представление о неравнозначности связей между атомом углерода и водорода в молекуле метана. Одна  $C-H$  связь образована  $2s$ -электроном углерода и  $1s$ -электроном водорода, остальные 3 связи-  $2p_x$ ,  $2p_y$ ,  $2p_z$ -электронами углерода и  $1s$ -электронами атомов водорода. Однако, опытным путём была доказана их равнозначность с точки зрения энергии и образования правильного тетраэдра.



В 1931 году Л.К. Поллинг объяснил это явление. Согласно Л.К. Поллингу при образовании связи электронные облака «смешиваются» друг с другом, при этом орбитали уравниваются по форме и энергии. Это явление называется *гибридизацией*, а новые орбитали называются *гибридными*.



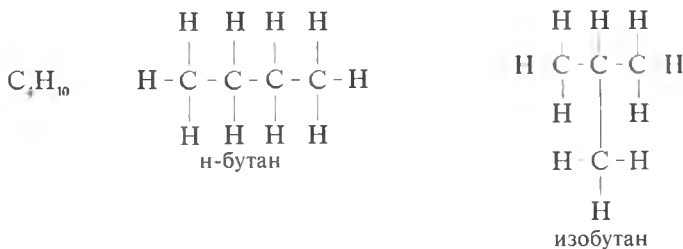
В образовании С-Н связей в метане участвуют гибридные, так называемые  $sp^3$  —орбитали. Гибридные орбитали обеспечивают более сильное перекрывание орбиталей атомов, присоединяющихся к углероду, и в результате обеспечивают стабильность молекулы. Эти гибридные  $sp^3$ —орбитали перекрываются с  $s$ —орбиталями 4 атомов водорода, образуя прочную тетраэдрической формы молекулу с 4  $\sigma$ -связями, расположенными под углом  $109^\circ 28'$ .



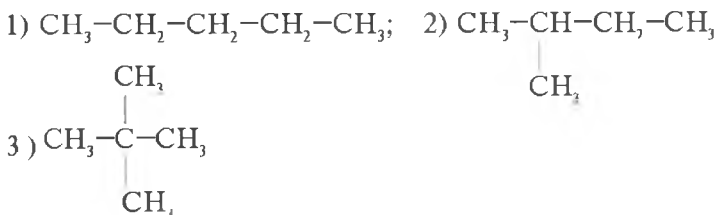
В образовании  $\sigma$ -связи молекул алканов всегда принимают участие гибридные  $sp^3$ —орбитали. В молекуле этана имеются 7  $\sigma$ -связей: одна  $sp^3$ — $sp^3$  (C—C) и 6  $sp^3$ — $s$  (C—H). Таким образом, все связи в алканах гибридизованы [ $sp^3$ —гибридизация центрального атома имеется у ионов  $NH_4^+$ ,  $BH_4^+$  молекулы воды (угол связи Н-О-Н составляет не  $90^\circ$ , а  $104^\circ$ . Угол  $90^\circ$  характерен для негибридных  $p$ — $s$ —связей). Молекулы алканов неполярны.

**Изомерия и номенклатура.** В гомологическом ряду алканов имеется изомерия углеродной цепи. У метана, этана и пропана нет изомеров.

У бутана  $C_4H_{10}$  имеется 2 изомера.



У пентана имеется 3 изомера:



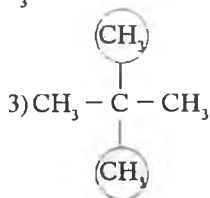
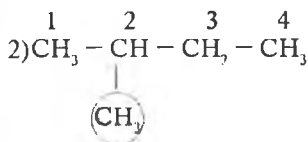
Если Вы обратили внимание, при наименовании предельных углеводородов используется аффикс **-ан**: метан, этан, пропан, бутан, пентан и т.п.

Если от молекулы углеводорода отнять 1 атом водорода, то образуемая группа атомов называется радикалом. Название радикала образуется заменой аффикса **-ан** на **-ил**: метил, этил, пропил, бутил, пентил и др.

При наименовании изомеров одного и того же вещества не используют одинаковые названия. Для этого на заседании Международного союза чистой и прикладной химии была оговорена номенклатура органических соединений.

При наименовании углеводородов действует следующий порядок и правила:

1. Выбирается самая длинная (основная) углеродная цепь, атомы которой номеруются, начиная с того конца, к которому ближе всего заместители.



2. Указывается название радикала через тире после номера углеродного атома, к которому этот радикал прикреплен. Если у атома углерода имеются 2 радикала, то его номер повторяется через запятую в названии (при наличии одинаковых радикалов у одного атома углерода к названию радикала прибавляют приставки: ди(2), три(3), тетра(4) и т.д.): 2-метил, 2,2-диметил и т.д.

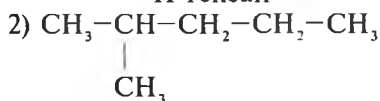
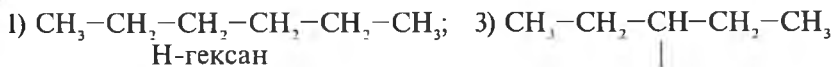
3. После указания всех радикалов с номерами атомов основной углеродной цепи, к которым они присоединены, добавляется название, соответствующее числу атомов углерода в основной цепи:

2-метилбутан

2,2-диметилпропан

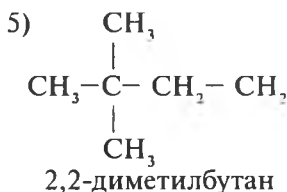
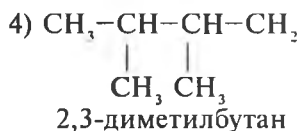
Линейноцепочечные углеводороды именуются с добавлением приставки **н-**. Например: н-пентан.

Напишем структурные формулы 5 изомеров гексана и назовём их.



3-метилпентан

2-метилпентан



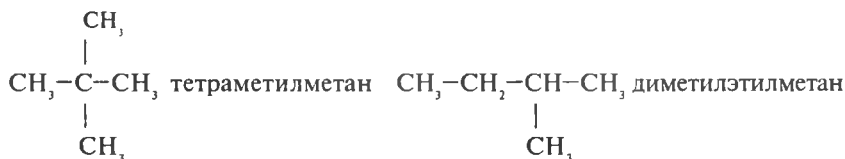
## Номенклатура органических соединений

### 1. Исторически сложившаяся номенклатура.

Случайное наименование органических соединений по способу получения, свойствам, цвету. Например: “муравьиная кислота”, “уксусная кислота”, “метан”, “этан”, “пропан”, “бутан” и т.п.

### 2. Рациональная номенклатура.

Например, предельные углеводороды рассматриваются, как производные метана:

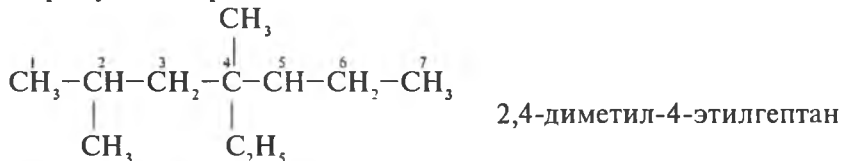


### 3. Женевская номенклатура.

Была принята в 1892 году на Международном съезде химиков, которая была переработана и усовершенствована в 1930 и 1957 гг.

1) Выбирается основная (самая длинная) углеродная цепь.

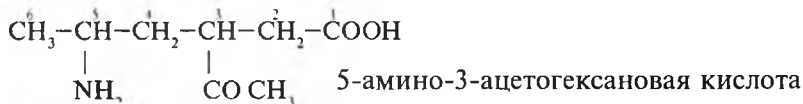
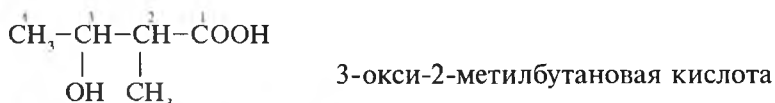
2) Атомы углерода этой цепи нумеруются начиная с того конца, к которому ближе разветвление:



3) При наличии функциональных групп в молекуле нумерация атомов основной цепи начинается с того, к которому присоединена функциональная группа:



Если имеется 2 и более функциональных групп, то наличие основной функциональной группы выражается в конце названия, а дополнительной - в виде приставки:



**Физические свойства и распространённость в природе.** С увеличением числа атомов углерода в молекулах углеводородов увеличиваются их температуры плавления и кипения. Все алканы легче воды, в ней не растворяются. Они широко распространены в природе, встречаются в составе нефти, природного и попутных газов.

Таблица 69

Насыщенные углеводороды (общая формула  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ )

| Алкан      | Формула                      | Агрегатное состояние | Температура, °С |         |
|------------|------------------------------|----------------------|-----------------|---------|
|            |                              |                      | плавления       | кипения |
| Метан      | $\text{CH}_4$                | Газ                  | -189,5          | -161,4  |
| Этан       | $\text{C}_2\text{H}_6$       | Газ                  | -183            | -88,6   |
| Пропан     | $\text{C}_3\text{H}_8$       | Газ                  | -189,9          | -42,2   |
| Бутан      | $\text{C}_4\text{H}_{10}$    | Газ                  | -138,3          | -0,5    |
| Пентан     | $\text{C}_5\text{H}_{12}$    | Жидкость             | -129,7          | +36,0   |
| Гексан     | $\text{C}_6\text{H}_{14}$    | Жидкость             | -94,3           | +68,7   |
| Декан      | $\text{C}_{10}\text{H}_{22}$ | Жидкость             | -29,7           | +174,0  |
| Гексадекан | $\text{C}_{16}\text{H}_{34}$ | Твёрдое вещество     | +18,2           | +270,0  |

**Химические свойства.** Поскольку все валентности у алканов насыщены, они в химическом плане демонстрируют инертность. Их основные химические свойства рассмотрим в следующем параграфе на примере метана.

## § 131. МЕТАН

*Определите относительную молекулярную массу метана, его абсолютную и относительную плотность по водороду и воздуху.*

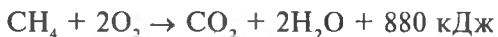


**Физические свойства и распространённость в природе.** Метан – простейший представитель алканов, бесцветный газ легче воздуха, плохо растворимый в воде. Метан составляет 90-98% природного газа. Он входит в состав попутных газов, получаемых при сухой перегонке каменного угля и переработки нефти.

Метан часто называют болотным или рудным газом. Метан образуется при медленном гниении в отсутствие воздуха остатков растений в болотах, а также при медленном разложении каменного угля под землёй.

**Химические свойства.** Метан, как и другие алканы, химически не активен, не вступает в реакции присоединения, не реагирует с растворами перманганата калия и щелочей, не взаимодействует с бромной водой и холодным раствором концентрированной серной кислоты. Его окисление происходит только при высоких температурах

**Горение.** Метан горит светло-голубым пламенем: (Вы наверняка видели горение природного газа. Метан составляет 90–98% природного газа):



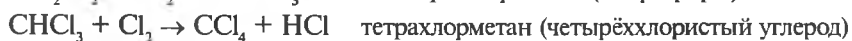
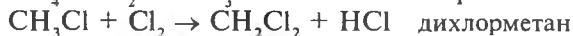
При этой реакции выделяется большое количество теплоты, поэтому метан используется в виде топлива. Очень взрывоопасны смесь метана с кислородом в объёмном соотношении 1:2 и смесь метана с воздухом в объёмном соотношении 1:10.

***Будьте осторожны при использовании природного газа в качестве горючего дома и других зданиях!***

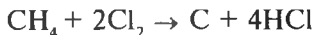
**Разложение.** При сильном нагревании (1000°С) метан разлагается на водород и углерод:



**Реакции замещения.** Метан вступает в реакции замещения с галогенами, разбавленными серной и азотной кислотами. Галогенирование происходит на свету. Под действием квантов света происходит гомолитический разрыв ковалентной связи в молекуле галогена. При этом образуется свободный радикал галогена (например, хлора), имеющий неспаренный электрон и высокую кинетическую энергию:  $\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{Cl}\cdot$ . Радикал галогена, реагируя с углеводородом, образует свободный углеводородный радикал:  $\text{CH}_4 + \text{Cl}\cdot \rightarrow \text{HCl} + \cdot\text{CH}_3$ . Свободный углеводородный радикал опять реагирует с молекулой галогена, вновь образуется радикал галогена и т.д. Реакции, протекающие подобным образом, называются *цепными реакциями*. В результате образуется смесь галоидных производных метана (ниже приведены молекулярные уравнения реакции):

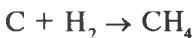


Под действием ультрафиолетового света реакция метана с хлором протекает со взрывом:



Получение. В промышленности метан получают следующими способами:

1) из водорода и графита в присутствии никелевого катализатора при 500°C

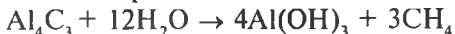


2) из водяного газа (этим способом можно получить и другие алканы);



В лаборатории метан получают следующими способами:

1) взаимодействием карбида алюминия с водой



2) при сплавлении ацетата натрия с гидроксидом натрия



Алканы можно получить взаимодействием металлического натрия с галоидпроизводными углеводородов (Реакция Вюрца)



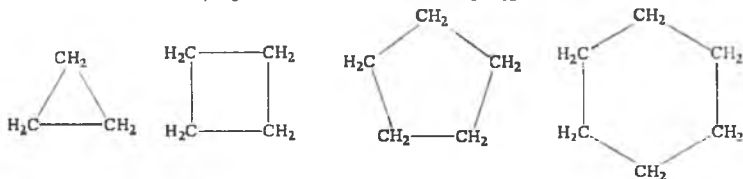
**Применение метана и других алканов.** Метан имеет огромное практическое значение. Он используется, как сырьё для получения различной продукции. Такими продуктами являются ацетилен, метанол, формальдегид, которые сами являются важным сырьём в химической промышленности.

Особое значение имеет окисление углеводородов, содержащих 20-25 углеродных атомов в молекуле. Этим способом получают синтетические жирные кислоты с различной длиной цепи. Из них получают мыло, различные моющие средства, смазочные материалы, лаки, эмали. Алканы в малой степени используются в качестве горючего.

**Насыщенные алициклические соединения (циклопарафины, циклоалканы, нафтены, полиметилены, цикланы)**

• *Циклоалканы — насыщенные углеводороды замкнутого строения.*

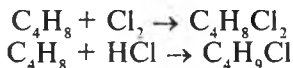
Общая формула углеводородов гомологического ряда циклоалканов —  $\text{C}_n\text{H}_{2n}$ . Их названия образуются при добавлении приставки цикло к названию соответствующего алкана. Например,  $\text{C}_3\text{H}_6$  — циклопропан,  $\text{C}_4\text{H}_8$  — циклобутан,  $\text{C}_6\text{H}_{12}$  — циклогексан.



Циклоалканы были впервые определены в составе бакинской нефти и изучены русским учёным и В.В. Марковниковым.

Циклоалканы близки по физическим и химическим свойствам к парафиновым углеводородам: в зависимости от числа атомов углерода в молекуле различают циклоалканы газообразного, жидкого и твёрдого состояния: они горючи, химически малоактивны, атомы водорода способны обмениваться на атомы галогенов. Стабильность цикла в молекулах циклоалканов различна. Наиболее стабильным является шестичленный цикл (пятичленный - по теории Байера).

В особых условиях они присоединяют молекулы галогенов и галогеноводородов, превращаясь в насыщенные соединения открытой цепи:



### **Вопросы и задания**

1. Какие вещества называются алканами?
2. Напишите формулы 2-метилбутана, 2,3-диметилбутана, 2,3,3-триметилбутана.
3. Напишите структурные формулы изомеров гептана состава  $\text{C}_7\text{H}_{16}$  и назовите их.
4. Почему при определении свойств веществ нужно обращать внимание не только на состав, но и на их строение?
5. При сгорании 16 г вещества, плотность которого по водороду равна 8, образует 44 г углекислого газа и 36 г воды. Определите молекулярную формулу вещества.
6. Чем отличаются реакции замещения в органической и неорганической химии? Приведите примеры.
7. Объясните явление гибридизации.

## **§ 132. НЕПРЕДЕЛЬНЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ**

Отличаются ли непредельные углеводороды от предельных по строению и химическим свойствам?

1. Непредельные углеводороды — углеводороды, в молекулах которых атомы углерода связаны двойной или тройной связью.

2. К важнейшим представителям непредельных углеводородов относятся алкены (этиленовый ряд), алкадиены (диеновый ряд) и алкины (ацетиленовый ряд).

3. Алкены — углеводороды, в молекуле которых имеется 1 двойная связь.

4. Алкадиены — углеводороды, в молекулах которых имеются 2 двойные связи.

5. Алкины — углеводороды, в молекулах которых имеется 1 тройная связь.

Алкены также называются олефинами или углеводородами этиленового ряда, они образуют гомологический ряд общей формулы  $\text{C}_n\text{H}_{2n}$ .

| Формула        |                          | Название    |               |
|----------------|--------------------------|-------------|---------------|
| Эмпирическая   | Структура                | Тривиальное | Международное |
| $C_2H_4$       | $CH_2=CH_2$              | Этилен      | Этен          |
| $C_3H_6$       | $CH_2=CH-CH_3$           | Пропилен    | Пропен        |
| $C_4H_8$       | $CH_2=CH-CH_2-CH_3$      | Бутилен     | Бутен-1       |
| $C_5H_{10}$    | $CH_2=CH-CH_2-CH_2-CH_3$ | Амилен      | Пентен-1      |
| $C_6H_{12}$    | $CH_2=CH-(CH_2)_3-CH_3$  | Гексилен    | Гексен-1      |
| $C_7H_{14}$    | $CH_2=CH-(CH_2)_4-CH_3$  | Гептилен    | Гептен-1      |
| $C_8H_{16}$    | $CH_2=CH-(CH_2)_5-CH_3$  | Октилен     | Октен-1       |
| $C_9H_{18}$    | $CH_2=CH-(CH_2)_6-CH_3$  | Нонилен     | Нонен-1       |
| $C_{10}H_{20}$ | $CH_2=CH-(CH_2)_7-CH_3$  | Децилен     | Децен-1       |

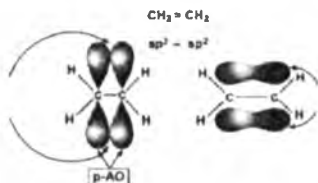
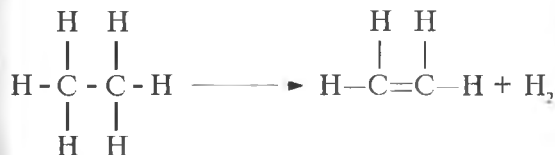
Алкины также называются углеводородами ацетиленового ряда. Они образуют гомологический ряд общей формулы  $C_n H_{2n-2}$ .

Таблица 71

| Формула      |                              | Название       |               |
|--------------|------------------------------|----------------|---------------|
| Эмпирическая | Структурная                  | Тривиальное    | Международное |
| $C_2H_2$     | $CH \equiv CH$               | Ацетилен       | Этин          |
| $C_3H_4$     | $CH \equiv C-CH_3$           | Метилацетилен  | Пропин        |
| $C_4H_6$     | $CH \equiv C-CH_2-CH_3$      | Этилацетилен   | Бутин-1       |
| $C_5H_8$     | $CH \equiv C-CH_2-CH_2-CH_3$ | Пропилацетилен | Пентин-1      |
| $C_6H_{10}$  | $CH \equiv C-(CH_2)_3-CH_3$  | Бутилацетилен  | Гексин-1      |

Электронное строение (на примере этана (этилена) и этина (ацетилен)). При сильном нагревании алканы теряют атомы водорода, превращаясь в неопределенные углеводороды.

При этом расстояние между атомами углерода в этане уменьшается от 0,154 нм до 0,133 нм. Угол связи также меняется от  $109^\circ 28'$  до  $120^\circ$ .



Современные теории строения вещества объясняют это явление следующим образом: после отщепления атомов водорода 2  $p$ -электрона 2-х атомов углерода этилена образуют  $\pi$ -связь. Таким образом, в молекуле этилена атомы углерода связаны 1  $\sigma$ - и 1  $\pi$ -связью.

Изменение угла до  $120^\circ$  возникает за счёт  $sp^2$ -гибридизации. В отличие от этана у этилена гибридизованы 1  $s$ - и 2  $p$ -орбитали ( $p_x$  и  $p_y$ ). Образующая  $\pi$ -связь и обладающая минимальной энергией в плоскости  $\sigma$ -связи третья  $p_z$ -орбиталь не участвует в гибридизации. В результате, у каждого атома углерода в молекуле этилена имеется по 3  $sp^2$ -гибридных орбиталей, расположенных в одной плоскости под углом  $120^\circ$ . Гибридные орбитали образуют между атомами углерода 1  $\sigma$ -связь и с  $s$ -орбиталями атомов водорода 2  $\sigma$ -связи. Поэтому в молекуле этилена  $\sigma$ -связи 6 атомов расположены в одной плоскости, а  $\pi$ -связь расположена перпендикулярно этой плоскости. В таком состоянии  $\pi$ -связь стабилизирует молекулу этилена, в этой молекуле отсутствует свободное вращение вокруг  $C=C$  связи. Поэтому в соединениях с двойной связью наблюдается геометрическая стереоизомерия.

- *Геометрическая стереоизомерия — изомерия, возникающая в результате различного пространственного расположения заместителей вокруг двойной связи.*
- *Структурная изомерия — изомерия, связанная с положением двойной связи и разветвлением углеродной цепи.*

Связь между атомами углерода в молекуле этина значительно короче, чем в этене:  $H-C \equiv C-H$  (0,120 нм). Угол между связями равен  $180^\circ$ , молекула имеет линейное строение. Сближение атомов углерода в молекуле этина объясняется образованием 2  $\pi$ -связи за счёт 2  $p_y$ -электронов каждого атома углерода. Тройная связь в молекуле этина состоит из 1  $\sigma$ -связи и 2 перпендикулярных  $\pi$ -связей. Угол  $180^\circ$  является результатом  $sp$ -гибридизации. В отличие от этена в этине гибридизуются 1  $s$ - и 1  $p$ -орбитали. В результате, каждый атом углерода в молекуле этина имеет по 1  $sp$ -гибридной орбитали. Эти гибридные орбитали участвуют в образовании 1  $\sigma$ -связи между атомами углерода в молекуле этина и 2  $\sigma$ -связей с атомами водорода. В молекуле этина имеется 5 связей: 3  $\sigma$ -связи и 2  $\pi$ -связи.

Таблица 70

### Типы гибридизации

| Гибридизация | Пространственная форма молекулы | Угол связи  | Примеры веществ с такой гибридизацией                                                                                                                                                                              |
|--------------|---------------------------------|-------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| $sp$         | Плоская (Линейная)              | $180^\circ$ | $C_{(карбин)}$ , $CH_3-C \equiv CH_2$ , $CO_2$ , $CS_2$ , $KrF_2$ , $BeCl_2$ , $VaCl_2$ , $C_2H_2$ и его гомологи (фрагмент, содержащий тройную связь), $HCN$ , $HgCl_2$ , $ZnCl_2$ , $N_2$ , соединения бериллия. |

|                                                                                                                                                |                                                                          |         |                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                        |
|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------|---------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| sp <sup>2</sup>                                                                                                                                | Плоская (угловая)                                                        | 120°    | C <sub>(фрагм.)</sub> , бензол, винилбензол (стирол), SO <sub>2</sub> , SO <sub>3</sub> , BCl <sub>3</sub> , BF <sub>3</sub> , BBr <sub>3</sub> , AlCl <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> , HNO <sub>2</sub> , HNO <sub>3</sub> , KrOF <sub>4</sub> , CO, CaCl <sub>2</sub> , GaBr <sub>3</sub> , -COOH, -CHO, O <sub>3</sub> , COF <sub>2</sub> , O <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> , -CO- (кетонный фрагмент), HCOOH, SnCl <sub>2</sub> , SnBr <sub>2</sub> , SnS <sub>2</sub> , SnF <sub>2</sub> , RbBr <sub>2</sub> , PbS <sub>2</sub> , COCl <sub>2</sub> , NO-Cl, NOF, NOBr, POF, POBr, C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> и его гомологи (фрагменты, содержащие двойную связь), соединения бора и алюминия... (Для соединений, выделенных жирным шрифтом, характерна равно-сторонняя треугольная форма)                                                                                                                                                                                                                                                                                                                     |
| sp <sup>3</sup>                                                                                                                                | Простран-<br>ственная<br>(тетраэдр<br>или три-<br>гональная<br>пирамида) | 109°28' | C <sub>(ма)</sub> , атомы углерода в алканах и циклоалка-<br>нах, H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , NH <sub>3</sub> , PH <sub>3</sub> , NF <sub>3</sub> , PCl <sub>3</sub> , NCl <sub>3</sub> , NH <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> ,<br>SOCl <sub>2</sub> , SOGal <sub>2</sub> , NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> , H <sub>2</sub> O, H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> , HCl, HClO,<br>HClO <sub>2</sub> , HClO <sub>3</sub> , F <sub>2</sub> O, CCl <sub>4</sub> , HClO <sub>4</sub> (соли), P <sub>4</sub> , SiO <sub>2</sub> ,<br>POCl <sub>3</sub> , H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> , P <sub>4</sub> O <sub>10</sub> , KrO <sub>2</sub> F <sub>2</sub> , MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> , MnO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> ,<br>CH <sub>3</sub> -NO <sub>2</sub> (нитрометан), CH <sub>4</sub> , CF <sub>4</sub> , CBr <sub>4</sub> , SiH <sub>4</sub> ,<br>GeH <sub>4</sub> , NSF, SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> , PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> , OsO <sub>4</sub> , CuO, BH <sub>3</sub> , PH <sub>4</sub> <sup>+</sup> ,<br>XeO <sub>2</sub> , SiO <sub>2</sub> (Для соединений, выделенных жир-<br>ным шрифтом, характерна форма тригональной<br>пирамиды). |
| sp <sup>3</sup> d                                                                                                                              | Простран-<br>ственная<br>(тригональ-<br>ная бипира-<br>мида)             | -       | PF <sub>5</sub> , PCl <sub>5</sub> , SOF <sub>6</sub> , SOBr <sub>2</sub> , SOCl <sub>4</sub> , XeO <sub>3</sub> F <sub>2</sub> , ClF <sub>3</sub> , XeOF <sub>2</sub><br>(Соединения, выделенные жирным шрифтом,<br>имеют Т-образную форму).                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                          |
| sp <sup>3</sup> d <sup>2</sup>                                                                                                                 | Простран-<br>ственная<br>(октаэдр)                                       | -       | SF <sub>6</sub> , SCl <sub>6</sub> , Ba <sub>3</sub> [XeO <sub>6</sub> ], K <sub>4</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ], K <sub>3</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ],<br>[Cr(NH <sub>3</sub> ) <sub>6</sub> ]Cl <sub>3</sub> , UF <sub>6</sub> , XeOF <sub>4</sub> , SF <sub>3</sub> , XeF <sub>5</sub> , XeF <sub>4</sub> , SCl <sub>4</sub> ,<br>ClF <sub>3</sub> , (соединения, выделенные жирным шрифтом,<br>имеют форму квадратной пирамиды или про-<br>сто квадрата), XeF <sub>6</sub> , PtF <sub>6</sub> , Na <sub>4</sub> [XeO <sub>6</sub> ], Na <sub>6</sub> [XeO <sub>6</sub> ],<br>Ba <sub>3</sub> [XeO <sub>6</sub> ]...                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                |
| Молекулы с центральным Sp <sup>3</sup> -гибридным атомом, имеющие линейное строение:<br>KrF <sub>2</sub> , J <sub>2</sub> , JCl <sub>2</sub> . |                                                                          |         |                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                        |

**Изомерия.** У алкенов, начиная с бутена, наблюдается *структурная и геометрическая изомерия*, у алкинов только структурная изо-  
мерия (начиная с бутина). При наименовании алкенов к основе на-  
звания алкана добавляется суффикс -ен, а для алкинов- -ин. Ато-  
мы углерода нумеруются, начиная с того конца, к которому ближе  
кратная связь.

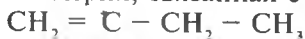
Число изомеров у непредельных углеводородов гораздо больше,  
чем у предельных. Это связано с наличием в их молекулах π-связей,  
положение которых может меняться.

## Наименование изомеров пентена

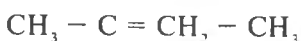
1) Изомерия положения двойной связи:



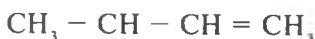
2) Изомерия, связанная с разветвлением углеродной цепи.



2-метилбутен-1

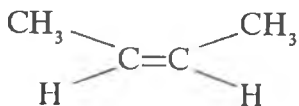


2-метилбутен-2

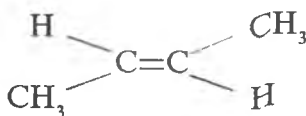


3-метилбутен-1

Геометрические изомеры именуются следующим образом: если одинаковые заместители расположены по одну сторону от двойной связи, то к названию добавляется приставка *цис-*, а если по разные стороны - приставка *транс-*. Так, бутен-2 имеет *цис-* и *транс-* изомеры.



Цис - бутен-2



транс - бутен-2

**Физические свойства.** Низшие алкены - газы, начиная с  $\text{C}_5\text{H}_{10}$  до  $\text{C}_{14}\text{H}_{28}$  - жидкости, высшие алкены - твёрдые вещества. Все алкены в воде практически нерастворимы, частично растворимы в спирте.

Первые 3 представителя алкинов газы, с  $\text{C}_4\text{H}_6$  до  $\text{C}_8\text{H}_{14}$  - жидкости, последующие представители - твёрдые вещества.

**Химические свойства.** Алкены и алкины относительно алканов довольно активны. Их химические свойства рассмотрим на примере этена - этилена и этина - ацетилена. В силу того, что  $\pi$ -связи образованы за счёт перекрывания  $p$ -электронных облаков вне плоскости молекулы, они менее устойчивы, что обуславливает их большую активность. В химические реакции сначала вступают атомы углерода при кратных связях. Поэтому для них характерны реакции присоединения.

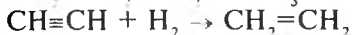
*Присоединение галогенов (галогенирование):*

Алкены и алкины обесцвечивают бромную воду. Эта реакция используется для определения непредельных углеводородов.

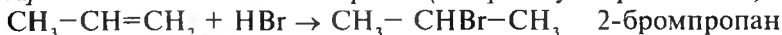


### Присоединение водорода (гидрогенизация)

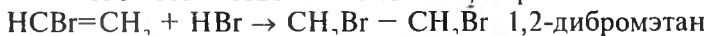
Эта реакция протекает в присутствии платинового, палладиевого, никелевого или другого металлического катализатора:



### Присоединение галогеноводородов (по правилу Марковникова):

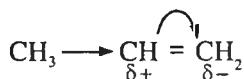


Присоединение галогеноводородов к алкинам осуществляется при 120–180°C в присутствии активированного угля или солей ртути:



- Согласно правилу Марковникова при присоединении к непредельно-му соединению вещества, содержащего активный водород, водород присоединяется к более, а оставшаяся часть - к менее гидрогенизированному атому углерода.

Современная теория строения вещества так объясняет это явление. Метильная группа- донор электронов (обладает положительным индуктивным эффектом), а винильная группа- акцептор электронов (обладает отрицательным индукционным эффектом). В таком случае несимметричная двойная связь частично поляризуется. Поэтому катион  $\text{H}^+$  присоединяется к атому углерода с большей электронной плотностью, а оставшаяся часть молекулы (например, ион брома ( $\text{Br}^-$ ))- к атому углерода с меньшей электронной плотностью:



### Присоединение воды (гидратация):



Присоединение воды к алкенам осуществляется по правилу Марковникова. Эта реакция обратима. При высоком давлении, температуре и в присутствии фосфорной кислоты (катализатора) получают спирты. Спирты при нагревании с серной кислотой образуют алкены.

Реакция присоединения воды к алкинам имеет огромное промышленное значение:

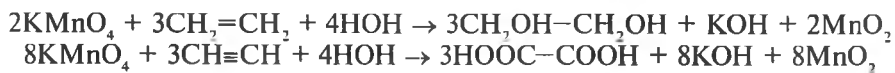


Эта реакция проводится в присутствии солей ртути-  $\text{HgSO}_4$ ,  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ . Уксусный альдегид является важным промышленным сырьём, из него получают пластмассы, этанол, уксусную кислоту.



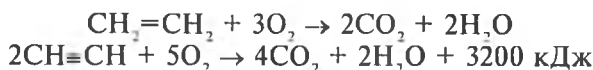
Эту реакцию впервые осуществил в 1881 году русский учёный М.Г. Кучеров, поэтому она носит его имя.

**Окисление.** Алкены и алкины легко окисляются. Водный раствор перманганата калия  $\text{KMnO}_4$  окисляет этилен до этиленгликоля, а ацетилен — до щавелевой кислоты:



Эта реакция наряду с бромной водой используется для определения непредельных углеводородов.

В кислороде и воздухе алкены горят светло-жёлтым пламенем, ацетилен горит ярким, ослепляющим пламенем:



Реакцию горения ацетилена используют для резки и пайки металлов.

*Полимеризация. Алкены и алкины способны полимеризоваться.*

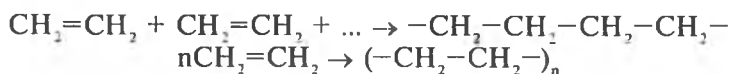
1. Полимеризация — реакция последовательного соединения одинаковых молекул с образованием крупных молекул (макромолекул).

2. При полимеризации образуются высокомолекулярные вещества — полимеры.

3. Молекулы полимера называются макромолекулами.

4. Низкомолекулярные вещества, образующие полимеры, называются мономерами.

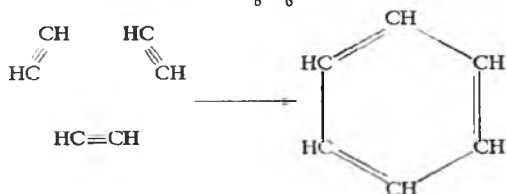
При высоком давлении ( $\approx 151987$  кПа) и температуре этилен превращается в полиэтилен. При этом двойная связь разрывается, и с этого места образуется новая связь в молекуле:



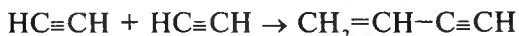
Здесь  $n$ —степень полимеризации. Она не является постоянной величиной. Поэтому молекулярная масса полимера обычно имеет среднее расчётное значение. Более подробно мы рассмотрим сведения о полимерах в теме «Высокомолекулярные соединения».

Реакция полимеризации ацетилена может приводить к образованию различных продуктов в зависимости от условий проведения реакции.

При пропускании ацетилена через раскалённый уголь( 800°C) образуется бензол:  $3\text{CH} \equiv \text{CH} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6$



В присутствии солей одновалентной меди ацетилен образует ви-нилацетилен:



Винилацетилен является важным сырьём в производстве хлоро-пренового каучука.

**Кислотные свойства.** В отличие от алканов и алкенов ацетилен обладает кислотными свойствами, его водородные атомы способны замещаться на металлы. Например, если ацетилен пропускать через раствор солей серебра или меди, то выпадает осадок соответствующего ацетиленида:



Ацетилениды серебра и меди при ударе детонируют. Карбид кальция тоже считается ацетиленидом.

При действии кислот на ацетилениды выделяется ацетилен:



Кислотные свойства ацетилена объясняются большей полярно-зованностью С-Н связи в его молекуле, чем у этана и этена. Раз-личие С-Н связей в молекулах алканов, алкенов и алкинов зависит от природы соседней углерод-углеродной связи.

Согласно современной теории строения вещества насколько ве-лик вклад s-орбитали атома углерода в образование σ-связи, на-столько сильнее будет притягиваться обобществлённая электрон-ная пара, и настолько же сильно возрастет полярность С-Н связи. Поэтому полярность С-Н связи в молекуле ацетилена сильнее, чем у алканов и алкенов.

Вклад s-орбиталей в образование σ-связи оставляет 25 % у алканов (вклад p-орбиталей- 75 %), у алкенов-33 % (вклад p-орбиталей- 67 %), у алкинов-50 % (вклад p-орбиталей- 50 %).

**Получение.** При отщеплении атомов водорода от предельных соединений образуются соединения с кратными связями. На этом основано получение алкинов и алкенов.

Отщепление галогенов от дигалоидпроизводных, отщепление галогеноводорода от галоидпроизводных, отщепление воды от спирта (дегидратация), отщепление водорода от алканов (дегидро-генизация) являются реакциями получения соединений с двойной

связью. Самостоятельно напишите следующие уравнения реакций. В этих реакциях водород отщепляется от менее гидрогенизированного атома углерода (*правило Зайцева*):

1. 1,2-дибромпропан + цинк  $\rightarrow$

2. 2-бромбутан + (спиртовый раствор щелочи)  $\rightarrow$

3. бутанол-2 + (350–500°C,  $\text{Al}_2\text{O}_3$  или конц.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{ZnCl}_2$ )  $\rightarrow$

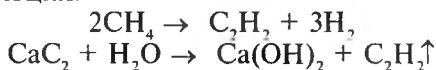
4. бутан + (450–600°C,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$  + KOH)  $\rightarrow$

Крекинг и пиролиз нефтепродуктов получают газы, содержащие алкены (700°C, выход алкенов- 43 %)



В промышленности этилен получают дегидрогенизацией этана или частичной гидрогенизацией ацетилен, а в лаборатории - дегидратацией этанола концентрированной серной кислотой.

Ацетилен в промышленности получают из метана, а в лаборатории из карбида кальция:



**Применение.** Этилен и ацетилен являются важным сырьём современной химической технологии. Более половины получаемого этилена расходуется на производство полиэтилена. Остальная его часть используется для синтеза этанола, хлорэтана, винилхлорида, стирола и многих других органических соединений. При транспортировке полуспелой сельскохозяйственной продукции на дальнейшее расстояние используют способность этилена ускорять созревание (в основном, фруктов). Из ацетилен получают этиловый спирт, уксусную кислоту, синтетический каучук, поливинилхлорид и поливинилфторид.

На основе веществ, в молекуле которых имеется ацетиленовый фрагмент, узбекскими химиками А.Т. Махсумовым, С.Ш. Рашидовой, Н. Миржоновым и С. Туробжоновым был создан ряд препаратов, внедрённых в сельское хозяйство.

### Вопросы и задания

1. Объясните сущность правил Марковникова и Зайцева.
2. Объясните образование  $\sigma$  - и  $\pi$  - связей. Какая из них наиболее прочная?
3. Укажите сходства и различия алканов, алкенов и алкинов.
4. Напишите структурные формулы изомеров бутена и назовите их по Международной номенклатуре.
5. Напишите структурные формулы изомеров пентина и назовите их.
6. При пропускании 3 л смеси этана и этена через 250 мл 3% бромной воды (плотность 1220 кг/м<sup>3</sup>) было получено 4,7 г дибромэтана. Определите массовую долю каждого углеводорода в исходной смеси и количество непрореагировавшего брома.
7. Напишите уравнения реакций, характерных для ацетилен.
8. Почему отличается количество изомеров у алканов и алкенов, имеющих одинаковое число атомов углерода?

9. Проанализируйте строение молекул этана и ацетилена.

10. Предложите реакции, используя которые можно отличить бутан, бутен, бутин и аммиак.

### § 133. ДИЕНОВЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ

**Знаете ли Вы химические свойства углеводородов, молекулы которых содержат 2 и более двойных связей, схожие со свойствами предельных и других непредельных углеводородов?**

- Алкадиены (диеновые углеводороды) — непредельные углеводороды, молекулы которых содержат 2 двойные связи.
- Полиены (алкатриены и др.) — непредельные углеводороды, молекулы которых содержат более 2 двойных связей.
- Диеновые углеводороды образуют гомологический ряд общей формулы  $C_nH_{2n-2}$ .

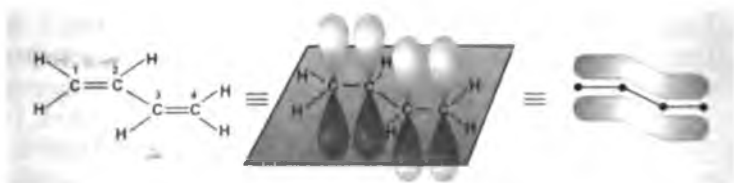
При наименовании алкадиенов и полиенов к корню названия соответствующего алкана добавляется суффикс, обозначающий количество двойных связей (ди-, три-, тетра- и др.), + -ен.

Таблица 71

| Формула           |                                                                                                   | Название    |                                                                        |
|-------------------|---------------------------------------------------------------------------------------------------|-------------|------------------------------------------------------------------------|
| Эмпири-<br>ческая | Структурная                                                                                       | Тривиальное | Международное                                                          |
| $C_3H_4$          | $CH_2=C=CH_2$                                                                                     | -           | Пропадиен                                                              |
| $C_4H_6$          | $CH_2=C=CH-CH_3$<br>$CH_2=CH-CH=CH_2$                                                             | Дивинил     | Бутадиен-1,2<br>Бутадиен-1,3                                           |
| $C_5H_8$          | $CH_2=C=CH-CH_2-CH_3$<br>$CH_3=CH-CH=CH-CH_3$<br>$CH_2=CH-CH_2-CH=CH_2$<br>$CH_3=C(CH_3)-CH=CH_2$ | Изопрен     | Пентадиен-1,2<br>Пентадиен-1,3<br>Пентадиен-1,4<br>2-метилбутадиен-1,3 |

**Изомерия.** Для алкадиенов характерна структурная и стереоизомерия. Среди изомеров, приведённых в таблице 71, у бутадиена-1,2, бутадиена-1,3, пентадиена-1,2, пентадиена-1,3 и пентадиена-1,4 изомерия связана с положением двойной связи, а у 2-метилбутадиена-1,3- с разветвлённостью углеродной цепи.

**Электронное строение.** Как видно из таблицы, положение двойных связей в молекуле может быть различным. Наибольшее практическое значение имеют алкадиены, в молекулах которых двойные связи чередуются с одинарными. Важнейшими из них являются дивинил и изопрен. В молекуле дивинила все углеродные атомы расположены в одной плоскости, и во фрагменте  $-C=C-C=C-$  длина двойных связей — 0,133 нм, а чередующихся с ними одинарных — 0,146 нм.



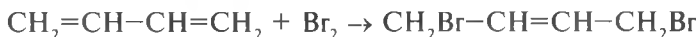
Последнее значение является средним между длиной одинарной (0,154 нм) и двойной (0,133 нм) связей. Причиной тому является то, что перпендикулярно расположенные в плоскости молекулы р-электронные облака взаимодействуют друг с другом, образуя обобщённые р-электронные облака. Это приводит к уравниванию связей (эффекту сопряжения).

**Физические свойства.** Дивинил - бесцветный газ, кипящий при  $-5^{\circ}\text{C}$ . Изопрен бесцветная жидкость, кипящая при  $34^{\circ}\text{C}$ .

**Химические свойства.** Алкадиены, как и алкены, обесцвечивают бромную воду, присоединяют галогеноводороды. В этих реакциях обе двойные связи разрываются, присоединение происходит по 1- и 4-му положению:

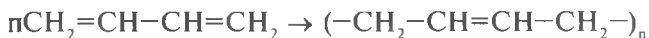


Двойная связь образуется между 2- и 3-м атомами углерода:

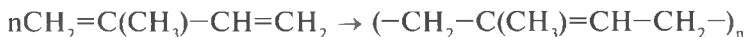


Таким образом, в реакциях присоединения к диеновым углеводородам происходит смещение двойной связи (миграция двойной связи). При избытке брома двойные связи насыщаются, образуя предельное соединение.

При полимеризации алкадиенов (дивинила) образуются каучукообразные полимеры (дивиниловый каучук):



**Природный каучук.** *Каучук* – высокоэластичный материал, получаемый из *латекса* – млечного сока тропического растения гевеи. Латекс – коллоидный раствор каучука в воде. При нагревании или под действием кислот латекс коагулирует, он отделяется от жидкости и высушивается. Каучук растворяется в сероуглероде, бензине, бензоле. Важным свойством каучука является эластичность и водонепроницаемость. Природный каучук является полимером изопрена. В среднем степень полимеризации равна 2500. Его молекулярная масса 150000-500000. Образование молекулы каучука сопровождается присоединением изопрена в полимерную цепь:



Молекула каучука имеет линейное строение. В молекуле природного каучука метиленовые группы  $-\text{CH}_2-$  расположены по одну сторону от двойной связи, образуя молекулы стереорегулярного цис-строения. Молекулы каучука находятся в сильно изогнутом и скрученном состоянии. При растяжении каучука молекулы его распрямляются, и образец каучука удлиняется. При прекращении воздействия на каучук в результате внутреннего теплового движения звенья возвращаются в исходное скрученное состояние, и размер каучука сокращается.

В настоящее время получены синтетические каучуки, обладающие такими же, как природный каучук, свойствами и даже по некоторым признакам превосходящими его.

Каучуки при нагревании смягчаются, а при охлаждении становятся твёрдыми и хрупкими. Эти недостатки устраняются при нагревании каучука с серой.

- *Вулканизация — превращение каучука в резину при нагревании с серой.*

Сера, присоединяясь к двойным связям в полимере, «сшивает» молекулы каучука. В результате образуется резина - полимер пространственного строения с наполнителем. Резина по сравнению с каучуком более эластична и устойчива к действию температур и растворителей (не растворяется в бензине). Это объясняется наличием помимо межмолекулярных сил между линейными макромолекулами резины и силой химических связей. Продукт вулканизации каучука, содержащий до 32% серы, называется *эбонитом*. Эбонит - твёрдое вещество, обладающее изоляционными свойствами. Каучук имеет огромное значение для народного хозяйства, он широко используется в автомобильной, авиационной, электротехнической промышленности и медицине.

### **Вопросы и задания**

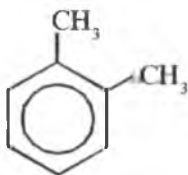
1. Какие углеводороды называются диенами?
2. Напишите уравнения следующих реакций, необходимых для осуществления следующих превращений: *этилен* → *этанол* → *бутадиен* → *синтетический каучук*. Определите молекулярную массу синтетического каучука со степенью полимеризации 2500.
3. Чем отличаются гексан и гексадиен?
4. В чём значение вулканизации каучука?
5. Расскажите об областях применения каучука.

## **§ 134. АРОМАТИЧЕСКИЕ УГЛЕВОДОРОДЫ**

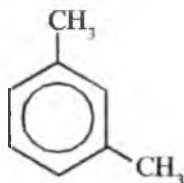
### ***Каковы специфические свойства ароматических углеводов?***

**Изомерия и номенклатура.** Для ароматических соединений, содержащих 2 и более заместителей в ядре, характерна изомерия положения. Ниже приведены изомеры ксилола:

Орто-ксилол или 1,2-диметилбензол; мета-ксилол или 1,3-диметилбензол; пара-ксилол или 1,4-диметилбензол.



Орто-диметилбензол  
1,2-диметилбензол



Мета-диметилбензол  
1,3-диметилбензол



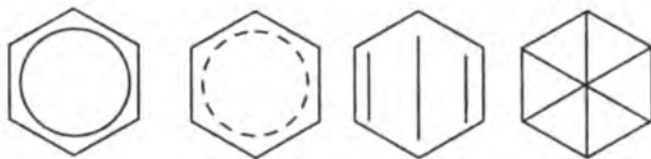
Пара-диметилбензол  
1,4-диметилбензол



**Электронное строение.** Простейшим представителем ароматических соединений является бензол  $C_6H_6$ . Из молекулярной формулы видно, что это непредельное соединение. В 1865 году немецкий учёный А. Кекуле предложил для бензола шестичленную циклическую структуру, где двойные связи чередуются с одинарными.

Но эта формула бензола полностью не отражает всех его свойств. Бензол не проявляет свойства непредельных соединений: не обесцвечивает бромную воду и раствор перманганата калия, для него более характерны реакции замещения, нежели присоединения. Помимо этого, химические связи между атомами углерода в кольце равносильны, их длина равна 0,139 нм (длина одинарной связи - 0,154 нм; а двойной связи - 0,133 нм). Эти факты объясняются современной теорией строения атомов. Согласно этой теории каждый атом углерода в молекуле бензола имеет  $sp^2$ -гибридизацию. Атом углерода образует с 2 соседними углеродными атомами и атомом водорода 3 простых  $\sigma$ -связи. При этом C—C и C—H связи образуют плоский шестиугольник. Не участвующее в гибридизации, 4-е гантелеобразное p-электронное облако расположено перпендикулярно плоскости этого шестиугольника, нижние и верхние части этих «гантелей» перекрываются, в результате чего образуется общая для всех углеродных атомов бензольного кольца шестиелектронная  $\pi$ -связь.

В современной структурной формуле бензола такое строение выражается сплошной или пунктирной линией окружности внутри шестичленного цикла, однако наряду с этим используется и формула, предложенная Кекуле.

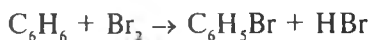


**Физические свойства.** Бензол – бесцветная, летучая, горючая жидкость с характерным запахом. Не растворим в воде. Его пары с воздухом образуют взрывчатые смеси. Жидкий бензол и его пары ядовиты. Многие ароматические углеводороды при обычных условиях бесцветные жидкости, не растворимые в воде.

**Химические свойства.** Бензол и другие ароматические углеводороды отличаются от предельных и непредельных углеводородов. Для них характерны более легко протекающие, чем для предельных углеводородов реакции замещения.

#### **Реакции замещения:**

*Галогенирование* – замещение атомов водорода в бензольном кольце на галогены в присутствии катализаторов ( $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{FeCl}_3$ , Fe):

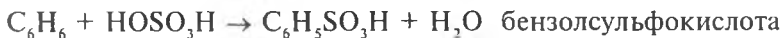


Образующийся бромбензол – бесцветная жидкость тяжелее воды, кипящая при  $156^\circ\text{C}$ .

*Нитрование* – замещение атомов водорода в бензольном кольце на нитрогруппу  $-\text{NO}_2$  в присутствии серной кислоты:



*Сульфирование* – замещение атомов водорода в бензольном кольце на сульфогруппу  $-\text{SO}_3\text{H}$ :



#### **Реакции присоединения:**

*Гидрирование* – насыщение бензольного кольца водородом, проводится в присутствии никелевого или платинового катализатора при  $200^\circ\text{C}$  и  $5066,25 \text{ кПа}$ :



Эта реакция обратима, при  $300^\circ\text{C}$  и атмосферном давлении происходит дегидрогенизация.

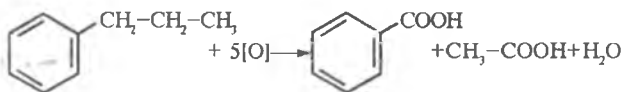
*Присоединение галогенов* – Присоединение галогенов, например, хлора к бензолу на свету. Под действием ультрафиолетовых лучей образуется гексахлорциклогексан:



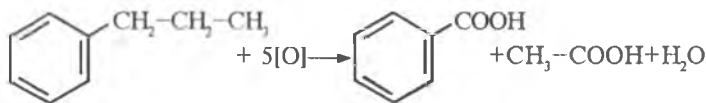
#### **Реакции окисления:**

Бензол очень устойчив к действию окислителей. А гомологи бензола под действием окислителей окисляются. При этом бензольное кольцо не трансформируется, происходит только окисление боковых цепей, т.е. алкильных групп. В случае если боковой заместитель представляет собой длинную цепь, окисление сопровождается разрывом цепи.

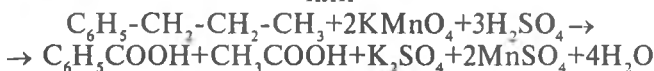




или



или



При взаимодействии с кислородом бензол горит коптящим пламенем:

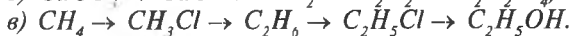
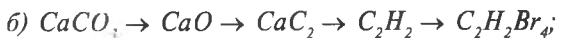


**Получение.** Бензол и его гомологи получают из каменноугольной смолы — продукта коксования угля. В настоящее время арены также выделяют из нефти (смотрите свойства ацетилен).

**Применение.** Бензол и его гомологи используются для получения нитробензола, хлорбензола, красителей, лекарств, средств борьбы с сельскохозяйственными вредителями, высокомолекулярных соединений.

### Вопросы и задания

1. Какие углеводороды называются ароматическими?
2. Какая изомерия свойственна ароматическим углеводородам?
3. Напишите уравнения реакций, характерных для бензола.
4. Как можно отличить ароматические углеводороды от предельных и непредельных?
5. Напишите уравнения реакций, необходимых для осуществления следующих превращений:
  - a)  $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{CaC}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6$ ;
  - b)  $\text{C} \rightarrow \text{CaC}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6$ ;
  - d)  $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_4\text{C}_3 \rightarrow \text{CH}_4 \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl}$ .
6. Сколько бензола можно получить из 44,8 л ацетилен (н.у), если выход продукта составляет 40%?
7. Напишите уравнения реакций, необходимых для осуществления следующих превращений:
  - a)  $\text{CH}_4 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{Br}$ ;



8. Какое вещество образуется при окислении 1,3-диметилбензола? Напишите уравнение соответствующей реакции.

## § 135. ПРИРОДНЫЕ ИСТОЧНИКИ УГЛЕВОДОРОДОВ

*Какие меры предосторожности необходимо предпринимать при использовании каменного угля, нефти, природного газа и получаемых из них продуктов?*

Основными природными источниками углеводородов являются каменный уголь, нефть и природный газ.

- Найденные запасы угля в Узбекистане превышают 2 млрд. тонн.
- По геологическим запасам угля Узбекистан занимает 2-е место в Центральной Азии.
- В настоящее время уголь добывают на Ангренском, Шаргунском и Бойсунском месторождениях.
- Найденные запасы газа в Узбекистане составляют около 2 трлн. кубометров.
- Имеется более 160 месторождений нефти.
- 5 основных нефте-газовых регионов: Устюртский, Бухаро-Хивинский, Юго-Западно-Гиссарский, Сурхандарьинский, Ферганский.
- В нашей республике действуют нефте- и газоперерабатывающие заводы в Фергане, Алтыарыке, Шуртане, Мубараке и Кокюмалаке.

**Каменный уголь.** Помимо использования в качестве топлива, его применяют в металлургии для получения кокса, приготавливаемого в больших количествах для выплавки железа из руд.

Получение кокса производится на специализированных заводах. Каменный уголь нагревается в коксовых печах без доступа воздуха при  $1000^\circ\text{C}$  и подвергается сухой перегонке (коксуется): при этом образуются летучие вещества и кокс - пористая субстанция, состоящая из смеси углерода и золы. При охлаждении этой смеси  $25-79^\circ\text{C}$  из неё получают каменноугольную смолу, аммиачную воду, коксовый газ.

Каменноугольная смола раньше просто выбрасывалась коксохимической и газовой промышленностью, сейчас же она используется для получения целого ряда ценных органических веществ. Для этого она подвергается фракционной перегонке с образованием нескольких фракций: 1) *лёгкое масло*, содержащее арены и их производные (бензол, толуол, кислоты др.) с температурой кипения до  $170^\circ\text{C}$ ; 2) *среднее масло*, содержащее фенол, нафталин с температурой кипения  $170-230^\circ\text{C}$ ; 3) *тяжёлое масло*, состоящее из нафталина

и его гомологов с температурой кипения 230–270°C; 4) *антраценовое масло*, содержащее антрацен, фенантрен и др. с температурой кипения 270–350°C; 5) *пек*- чёрная остаточная масса.

*Аммиачная вода* представляет собой водный раствор аммиака, хлорида и карбоната аммония и используется в производстве азотных удобрений.

*Коксовый газ* содержит бензол, толуол, ксилолы, фенол, аммиак, сероводород, цианистые соединения и другие вещества. После выделения из коксового газа аммиака, сероводорода и цианистых соединений получают бензол и другие ценные вещества.

Непосредственное сжигание угля не является рациональным способом его использования. Эффективным с экологической и экономической точки зрения методом является его переработка в газообразное и жидкое горючее и извлечение из него ценных веществ. В настоящее время имеются установки, позволяющие перерабатывать угли в жидкое топливо- бензин, дизельное топливо, мазут.

**Нефть.** *Нефть* — маслянистая жидкость, представляющая смесь газообразных, жидких и твёрдых углеводородов, имеющая окраску от жёлтой или светло-бурой до чёрной, обладает неприятным запахом, легче воды, её плотность- 730 - 860 кг/м<sup>3</sup>.

В нефти помимо углеводородов присутствуют также в незначительном количестве нафтеновые кислоты, серу- и азотсодержащие соединения. Состав нефти, добываемой в различных местах, разный. Из нефти, являющейся основным источником жидкого топлива для двигателей внутреннего сгорания и ценным сырьём для химической промышленности, получают синтетические каучуки, пластмассы, химические волокна и многие другие вещества. Переработкой нефть очищают от газов, воды, серусодержащих соединений, нафтеновых кислот и солей. После этого она подвергается фракционной перегонке. При этом получают несколько фракций: 1) *бензин*- первая фракция, содержащая углеводороды C<sub>4</sub>–C<sub>12</sub> (35–195°C); 2) *керосин*- смесь углеводородов C<sub>9</sub>–C<sub>16</sub> (200–300°C); 3) *мазут* - углеводороды, кипящие при температуре выше 300°C.

Бензин и керосин при вторичной фракционной перегонке дают специальные топлива различных марок, различные сорта автомобильных и авиационных топлив, лёгкий и тяжёлый керосин для тракторов. Керосин является топливом и для ракетных двигателей.

Мазут используется в качестве топлива для паровых котлов, сырья для получения смазочных материалов, вазелина, парафина. Он перегоняется с помощью перегретого пара (для предотвращения разложения углеводородов). Из мазута получают машинное масло, автол, авиационные и другие минеральные масла.

Остаток после перегонки нефти - пек или гудрон (асфальт) используется для дорожных покрытий.

При непосредственной перегонке нефти выход бензина достигает 5–14%. С целью увеличения его выхода другие фракции нефти подвергаются крекингу:



Крекинг нефти позволяет повысить выход бензина до 65–70%. Газы, выделяемые при крекинге, также имеют огромное значение. Они содержат неперелетные углеводороды, служащие сырьём для химической промышленности.

В местах добычи нефти встречаются природный и *попутные газы*. В них мало метана, а содержатся в основном этан, пропан, бутан и другие углеводороды.

Нефтехимические предприятия (нефтеперегонные, нефтеперерабатывающие заводы) оказывают отрицательное воздействие на организм человека и окружающую среду, загрязняя её вредными веществами. Поэтому актуальнейшими задачами сегодняшнего дня является проектирование конструкций и устройств, позволяющих комплексно перерабатывать сырьё, создание безотходных технологий для защиты окружающей среды.

Таблица 72

### Продукты фракционной перегонки нефти

| № | Название | Температура кипения                        | Состав                        |
|---|----------|--------------------------------------------|-------------------------------|
| 1 | Газолин  | 40°–200°                                   | $C_4H_{10} - C_5H_{12}$       |
| 2 | Бензин   | 70°–120°                                   | $C_5H_{12} - C_{11}H_{24}$    |
| 3 | Лигроин  | 150°–250°                                  | $C_8H_{18} - C_{14}H_{30}$    |
| 4 | Керосин  | 180°–300°                                  | $C_{12}H_{26} - C_{18}H_{38}$ |
| 5 | Мазут    | Остаток нефтепереработки (гудрон)<br>725°С |                               |
| 6 | Газойль  |                                            |                               |

**Природные газы.** Состав природного газа изменяется в зависимости от места его добычи: его основную часть составляет метан, а остальную - этан, пропан, бутан и пентан.

Природные газы используются, как топливо и сырьё для химической промышленности. Для этого природный газ подвергается низкотемпературному фракционированию или газы в его составе экстрагируются растворителями, а затем подвергаются фракционной перегонке.

В Узбекистане имеются запасы каменного угля, нефти и газа в большом количестве, эффективно работают предприятия по их переработке.

Сегодня перед человечеством стоит проблема предотвращения роста использования органического топлива в энергетических целях, применения энергии солнца, ветра, рек, морей, океанов, атомного ядра, биотоплива, использования освобождённого органического топлива в качестве сырья для химической промышленности. Многие учёные проводят исследования для решения этой проблемы.

### **Вопросы и задания**

1. *Что составляет природные источники углеводов?*
2. *Какие продукты получаются при сухой перегонке каменного угля?*
3. *Какие продукты получаются при перегонке нефти?*
4. *Какие углеводороды входят в состав природного газа?*
5. *В каких областях используются природные источники углеводов и продукты их переработки?*

## **КИСЛОРОДОСОДЕРЖАЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ**

### **§ 136. ОДНОАТОМНЫЕ СПИРТЫ**

*Как можно объяснить то, что бутан, относительная молекулярная масса которого равна 58- газ, а этиловый спирт, относительная молекулярная масса которого равна 46- жидкость?*

До сих пор мы изучали соединения, состоящие только из углерода и водорода. Известны также органические вещества, содержащие помимо этих двух элементов ещё и кислород. К ним относятся спирты, фенолы, альдегиды, кетоны, органические кислоты, простые и сложные эфиры и др.

- *Спирты — производные углеводов, в которых водородные атомы замещены на 1 или несколько функциональных групп —ОН.*
- *Между молекулами спирта имеется водородная связь.*
- *Общая формула спиртов —  $ROH$ , где  $R$ —углеводородный радикал, в зависимости от насыщенности или ненасыщенности радикала различают предельные и непредельные спирты.*
- *По числу гидроксильных групп в молекуле различают одноатомные (содержащие одну -ОН группу), двух- и многоатомные (содержащие несколько —ОН групп).*
- *Если гидроксильная группа связана с первичным атомом углерода, то это первичный спирт ( $R-CH_2-OH$ ), если со вторичным- вторичный спирт ( $R_2CH-OH$ ), если с третичным- третичный спирт ( $R_3C-OH$ ) ( $R_1, R_2, R_3$ -углеводородные радикалы).*

Общая формула предельных одноатомных спиртов —  $C_n H_{2n+1} OH$ , они образуют гомологический ряд, каждый последующий представитель которого отличается от предыдущего на метиленовую группу —  $CH_2$ —. Первыми представителями этого гомологического ряда являются метанол, этанол и н-пропанол.

**Номенклатура.** При наименовании спиртов наряду с тривиальной номенклатурой (метиловый, этиловый, н-пропиловый спирты, глицерин) широко используют международную номенклатуру. При этом к названию соответствующего алкана добавляют суффикс —ол, указывая при этом номер атома углерода, с которым связана OH-группа. Нумерация атомов самой длинной углеродной цепи начинается с того конца, к которому ближе всего расположена OH-группа:

$CH_3OH$ —метанол

$CH_3CH_2OH$ —этанол

$CH_3CH_2CH_2CH_2OH$ —бутанол-1

$CH_3CH(CH_3)C(OH)(CH_3)CH_3$ —2,3-Диметилбутанол-2

**Изомерия.** У спиртов наблюдается изомерия, связанная с разветвлённостью углеродного скелета и с положением гидроксильной группы. Поэтому спирты образуют больше изомеров, чем соответствующие им углеводороды. Изомерию положения OH-группы можно наблюдать, начиная с пропанола (пропанол-1, пропанол-2).

$CH_3-CH_2-CH_2-OH$   
Пропанол-1

$CH_3-\underset{\substack{| \\ OH}}{CH}-CH_3$   
пропанол-2

Изомеры одноатомных спиртов можно наблюдать в ряду простых эфиров (этанол и диметиловый эфир)

$CH_3-CH_2-OH$   
этанол

$CH_3-O-CH_3$   
диметиловый эфир

**Физические свойства.** Спирты, молекулы которых содержат до 15 углеродных атомов — жидкости (засчёт водородных связей). Спирты, молекулы которых содержат более 15 атомов С — твёрдые вещества. Все они легче воды. Метанол, этанол и пропанол смешиваются с водой в любых соотношениях. С увеличением молекулярной массы спиртов их растворимость в воде снижается. Высшие спирты в воде практически не растворяются. Более высокая, чем у соответствующих углеводородов температура плавления и кипения, растворимость обусловлены присутствием водородных связей.

**Химические свойства.** Химические свойства спиртов связаны с гидроксильной группой и углеводородным радикалом. Как и многие органические вещества, спирты горят:



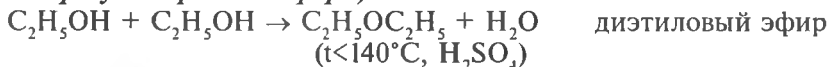
Реакции по гидроксильной группе:

### 1. Реакции, протекающие с разрывом O—H связи

- Этиловый спирт, реагируя с активными металлами, образует этилаты:



- Образование простых эфиров (спирты, реагируя друг с другом, образуют простые эфиры):



- Образование сложных эфиров (спирты, реагируя с органическими и неорганическими кислотами, образуют сложные эфиры):



### 2. Реакции, протекающие с разрывом C—O связи

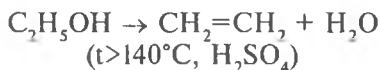
- При взаимодействии с галогеноводородами образуют галоидалканы:



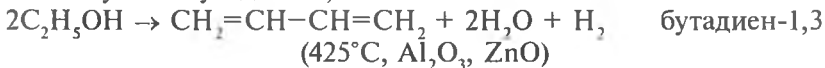
(реакция протекает в присутствии  $\text{H}_2\text{SO}_4$  при нагревании)

### 3. Реакции, в которых участвует и гидроксильная группа, и углеводородный радикал

- Реакции дегидратации. Спирты при внутримолекулярной дегидратации образуют алкены:

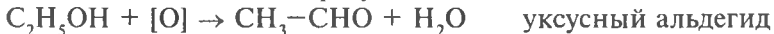


Одновременной дегидратацией и дегидрогенизацией этанола можно получить бутadiен-1,3:



- Окисление. Под действием сильных окислителей ( $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$ ) спирты превращаются в альдегиды и кислоты.

При окислении сначала образуется альдегид:

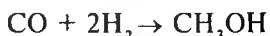


При более длительном окислении образуется кислота:



**Метиловый спирт.** Метиловый спирт (метанол, карбинол, древесный спирт) — простейший одноатомный спирт, представляющий собой бесцветную, подвижную жидкость, сильный яд (в количестве до 30 г он ослепляет, а в большем — приводит к летальному

исходу). Метанол синтезируют из оксида углерода (II) и водорода при температуре 300–400°C и давлении 50 МПа в присутствии катализатора - оксида цинка и оксида меди (II):



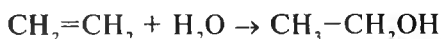
Метанол также получают сухой перегонкой древесины. Он используется при получении формальдегида, красителей, фотореактивов, фармацевтических препаратов и в качестве растворителя.

**Этиловый спирт.** Этиловый спирт (этанол) – бесцветная, подвижная жидкость, кипящая при 78,3°C и замерзающая при –114°C. Используется в изготовлении термометров для измерения низких температур. Этиловый спирт получают брожением сахаристых веществ с помощью дрожжевых грибов. Сущность брожения состоит в том, что образующаяся из крахмала глюкоза или винный сахар  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  распадается на спирт и углекислый газ под действием ферментов:



Раньше для производства спирта в качестве сырья использовались богатые крахмалом картофель, зерновые и др. Сейчас этиловый спирт всё больше получают из древесных отходов.

Большое практическое значение имеет способ получения этанола непосредственной гидратацией этилена, образующегося при крекинге нефти:



Реакцию осуществляют при 260–300°C и под давлением 7,5–10 МПа в присутствии специальных катализаторов.

В будущем произойдёт полный переход на получение этанола переработкой древесины и нефтяных газов.

Этиловый спирт применяется в производстве синтетического каучука, пластмасс, в качестве растворителя для приготовления духов, одеколона, лекарств, лаков, для консервации анатомических препаратов, получения диэтилового эфира, красящих веществ, уксусной кислоты, бездымного пороха и др., а также используется в двигателях внутреннего сгорания.

Этанол вреден для организма, он нарушает обмен веществ, даже при употреблении его в небольших количествах развивается алкоголизм. Это приводит к дегенеративному изменению печени, сердца, мозга, способствует нарушению психики, оказывает отрицательное воздействие на потомство.

### **Вопросы и задания**

1. Какие вещества называют спиртами?
2. Напишите общую формулу предельных одноатомных спиртов.
3. Чем определяется атомность спиртов?



4. Почему спирты имеют больше изомеров, чем соответствующие углеводороды?
5. Напишите структурные формулы всех изомеров спирта  $C_5H_{11}OH$  и назовите их по международной номенклатуре.
6. Чем объясняется более высокая температура кипения и растворимость спиртов, чем у соответствующих углеводородов?
7. Как можно отличить спирты от изомерных им простых эфиров?
8. Где водородные связи сильнее в метаноле или в воде?
9. При горении 8 г метанола выделяется 181,66 кДж теплоты. Напишите термохимическое уравнение горения метанола.
10. Получите этиловый спирт из известняка и других необходимых веществ. Напишите уравнения соответствующих реакций.

## § 137. МНОГОАТОМНЫЕ СПИРТЫ

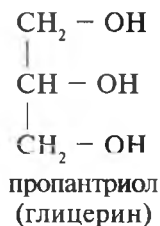
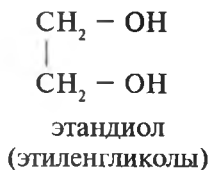
*Как можно получить этандиол из метана?*

**Строение и физические свойства.** К каждому атому углерода может присоединиться по одной ОН-группе. Из курса неорганической химии Вы знаете, что угольная кислота - очень неустойчивое вещество, потому что в её молекуле при одном углеродном атоме имеются 2 ОН-группы:

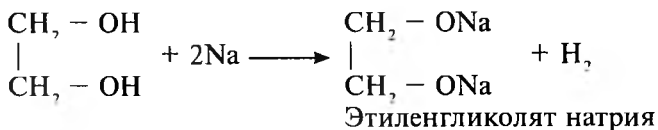


Простейшими представителями многоатомных спиртов являются этиленгликоль (двухатомный спирт) и глицерин (трёхатомный спирт), в который, как и в других многоатомных спиртах, гидроксильные группы расположены у разных углеродных атомов.

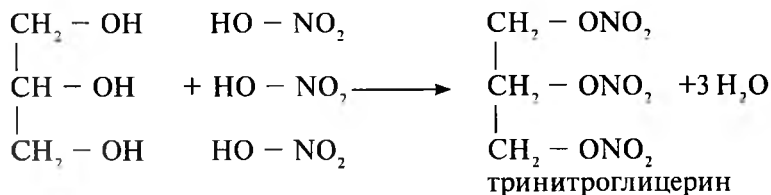
Этиленгликоль и глицерин - бесцветные, сладкие на вкус сиропообразные жидкости, хорошо растворимые в воде. Этиленгликоль ядовит, а глицерин гигроскопичен и нетоксичен, хорошо усваивается организмом.



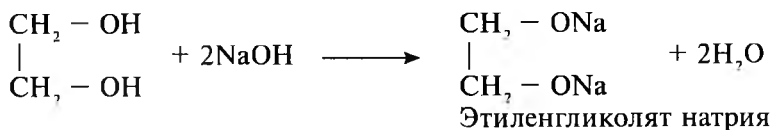
**Химические свойства.** Благодаря наличию гидроксильной группы свойства многоатомных спиртов схожи со свойствами одноатомных. Реагируя с щелочными металлами, они образуют гликоляты.



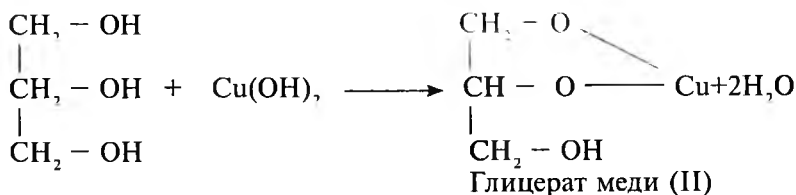
Реагируя с органическими и минеральными кислотами, образуют сложные эфиры:



Нитроглицерин — тяжёлая маслянистая жидкость, которая детонирует при лёгком встряхивании и нагревании. Используется в медицине и для изготовления динамита. Глицерин, реагируя с органическими кислотами, образует *сложные эфиры*. Сложные эфиры, образующиеся с высокомолекулярными карбоновыми кислотами, называются *жирами*. Взаимодействуя с щелочами, образуют гликоляты.

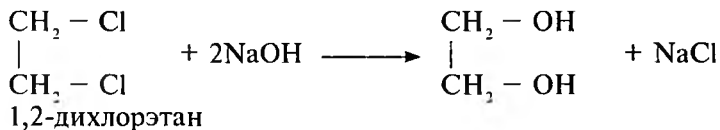


Алкоголяты меди — вещества ярко-голубого цвета. Качественной реакцией на многоатомные спирты служит взаимодействие их с гидроксидом меди (II).



**Получение и применение.** Многоатомные спирты получают взаимодействием соответствующих галогенопроизводных углеводов с водными растворами щелочей.

В промышленности глицерин получают из жиров (синтетическим способом из газов, образующихся при крекинге нефти).



Водные и спиртовые растворы глицерина и этиленгликоля используются в качестве *антифризов* - незамерзающих растворов, они применяются вместо воды в радиаторах авто- и авиамоторов в зимний период.

Этиленгликоль используется при получении синтетического волокна лавсан, а глицерин — в производстве синтетических смол и взрывчатых веществ (нитроглицерина).

Глицерин широко используется, как гигроскопичное вещество. В косметике используется для смягчения кожи рук, предохраняет кожу от сухости, придаёт мягкость и эластичность тканям в текстильной промышленности.

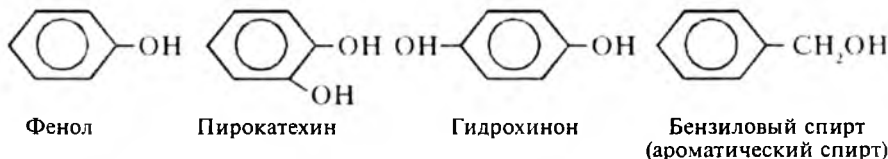
### Вопросы и задания

1. С каким веществом реакция металлического натрия протекает быстрее: а) глицерин; б) этиленгликоль; в) этанол?
2. Напишите уравнения реакций, необходимых для осуществления следующих превращений: пропилен → 1,2,3-трихлорпропан → глицерин.
3. Напишите уравнение реакции, позволяющей отличить этанол от глицерина.
4. Какой объём водорода (н.у.) образуется при взаимодействии 0,5 г металлического натрия с 2 г глицерина?
5. Получите этанол из неорганического сырья. Напишите соответствующие уравнения реакций.

## § 138. ФЕНОЛЫ

*Можно ли получить фенол из известняка? (Поясните ответ, приводя уравнения соответствующих химических реакций)*

Если OH — группа непосредственно соединена с бензольным кольцом, такие вещества называются фенолами, а если OH- группа присоединена к боковой цепи ароматического ядра, то такие соединения называются ароматическими спиртами.



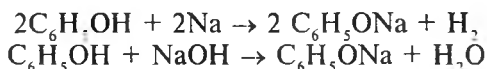
Простой фенол - одноатомное гидроксипроизводное бензола.

**Электронное строение фенолов.** В молекуле фенола гидроксильная группа напрямую соединена с бензольным ядром, проявляющим от-

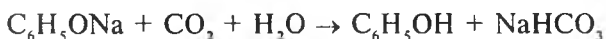
рицательный индуктивный эффект. Неподелённые электронные пары атома кислорода взаимодействуют с  $\pi$ -электронами бензольного кольца, электронная плотность смещается от атома кислорода в сторону ароматического ядра, в результате чего кислородный атом в О-Н связи сильнее оттягивает на себя электронную пару  $\sigma$ -связи. Поэтому водородный атом в гидроксильной группе фенолов подвижнее, чем в спиртах. Фенол обладает свойствами слабой кислоты. В то же время гидроксильная группа, как заместитель первого рода, приводит к перераспределению электронной плотности в бензольном ядре. В результате, водороды бензольного ядра в положениях 2, 4 и 6 (орто-, пара-) становятся подвижными. Фенолы более реакционноспособны, чем бензол.

**Физические свойства фенолов.** Фенол — бесцветное (со временем под действием кислорода приобретающее светло-розовый цвет) кристаллическое вещество с резким запахом. Фенол плавится при  $42,3^{\circ}\text{C}$  и кипит при  $182^{\circ}\text{C}$ . В воде частично растворим (в 100 г воды растворяется 6 г фенола). Обладает сильными антисептическими свойствами (убивает микробы). Сильный яд. При попадании на кожу оставляет ожоги, образует долго не заживающие раны.

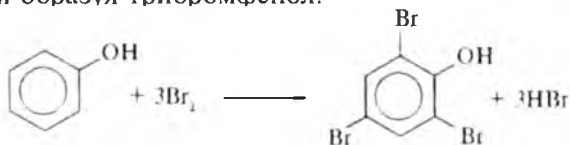
**Химические свойства.** Простой фенол  $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$  также называется карболовой кислотой, которая проявляет слабые кислотные свойства (фенол слабее угольной кислоты). Наряду с металлическим натрием фенол реагирует с растворами щелочей, образуя феноляты, устойчивые в водном растворе (сравните с одноатомными спиртами):



Феноляты не гидролизуются, но разлагаются под действием минеральных кислот и даже угольной:



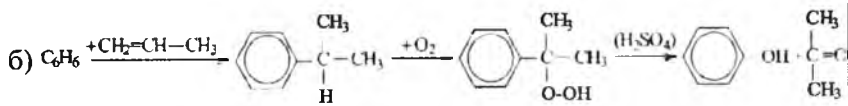
В отличие от бензола фенол реагирует с бромной водой, обесцвечивая её и образуя трибромфенол:



Фенол, реагируя с формальдегидом, образует фенолформальдегидные смолы.

**Получение и применение.** Для промышленных нужд фенол получают из каменноугольной смолы. Синтетическим путём фенол можно получить из бензола по следующей схеме:





Фенол расходуется на получение лекарственных веществ, про-  
явителей для фотографии, красителей и используется в качестве  
дезинфицирующего средства (сильный антисептик). В больших ко-  
личествах используется в производстве фенопластов.

Фенол, содержащийся во многих промышленных отходах, на-  
носит огромный ущерб окружающей среде. Для предотвращения  
загрязнения фенолом воды и воздуха используются безотходные  
технологии: газы, содержащие фенол, каталитически окисляются,  
сточные воды обрабатываются озоном, фенол извлекается раство-  
рителями.

### Вопросы и задания

1. Какие вещества называются фенолами?
2. Напишите уравнения реакций, необходимых для осуществления сле-  
дующих превращений: бензол→хлорбензол→фенол→трибромфенол.
3. Напишите уравнения реакций, позволяющих отличить этиловый  
спирт, глицерин и фенол.
4. Напишите уравнение реакции фенола с гидроксидом кальция. Какие  
свойства проявляет фенол в этой реакции?
5. Получите фенол, используя известняк и другие необходимые веще-  
ства. Напишите уравнения соответствующих реакций.

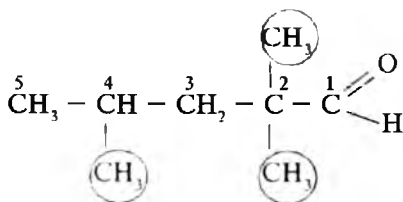
## § 139. АЛЬДЕГИДЫ

*Что Вы знаете о формальдегиде и его применении?*

- Альдегидами называют карбонильные соединения, молекулы ко-  
торых содержат углеводородный радикал и функциональную  
группу —  $\text{C} \begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{H} \end{array}$  (в молекул метаналя вместо углево-  
дородного радикала имеется атом водорода)
- Общая формула альдегидов: —  $\text{R}-\text{CHO}$ .  
Группа атомов  $>\text{C}=\text{O}$  называется карбонильной группой.
- Альдегиды можно рассматривать, как органические вещества,  
содержащие карбонильную группу  $>\text{C}=\text{O}$ , водород и углеводород-  
ный радикал.

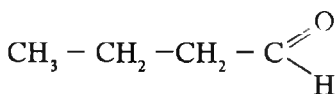
**Классификация и номенклатура.** Тривиальные названия альдеги-  
дов образуются добавлением к латинскому названию соответствующей  
кислоты слова «альдегид».

Согласно международной номенклатуре название альдегида образуется от корня соответствующего алкана добавлением к нему суффикса *-аль*. Углеродная цепь нумеруется начиная с углеродного атома функциональной группы.

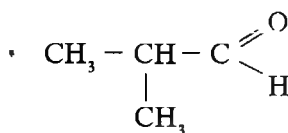


2,2,4-триметилпентаналь

**Изомерия.** Для альдегидов характерна изомерия углеродной цепи:



бутаналь



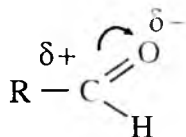
2-метилпропаналь

**Электронное строение.** В молекуле альдегида имеются  $\sigma$ - и  $\pi$ -связи. Углеродный атом в карбонильной группе находится в  $sp^2$ -гибридизованном состоянии (все атомы карбонильной группы лежат в одной плоскости, угол между ними составляет  $120^\circ$ ). Углеродный атом карбонильной группы образует с другим углеродным атомом, атомом кислорода и водородом 3 гибридные  $\sigma$ -связи и только с атомом кислорода 1  $\pi$ -связь.  $\pi$ -связь возникает за счёт негибризованного  $p$ -электрона атома углерода и неспаренного  $p$ -электрона атома кислорода. Она располагается перпендикулярно плоскости  $\pi$ -связи. Таким образом, углеродный и кислородный атом в карбонильной группе связаны, как в алкенах, двойной связью ( $\sigma + \pi$ ).

В карбонильной группе между атомами углерода и кислорода связь поляризована сильнее, чем в спиртах. Поэтому, во-первых,  $\pi$ -связь подвижнее и легче поляризуется, чем  $\sigma$ -связь. Во-вторых, кислородный атом в карбонильной группе оттягивает на себя только электроны углеродного атома, а не углерода и водорода, как в случае спиртов.

В карбонильной группе углерод имеет частичный положительный заряд, а кислород - частичный отрицательный заряд.

**Физические свойства.** Насыщенные алифатические альдегиды образуют гомологический ряд общей формулы  $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{CHO}$ . При обычных условиях муравьиный альдегид - газ, последующие представители - жидкости, высшие альдегиды - твёрдые вещества.



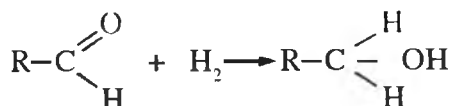
Муравьиный альдегид - ядовитое вещество с резким запахом. 40% водный раствор муравьиного альдегида называется формалином.

Низшие альдегиды и кетоны хорошо растворяются в воде, с увеличением молекулярной массы их растворимость понижается.

**Химические свойства.** Альдегиды вступают в следующие реакции:

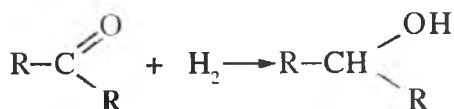
### 1. Реакции присоединения

Водород присоединяется к альдегидам по двойным связям:

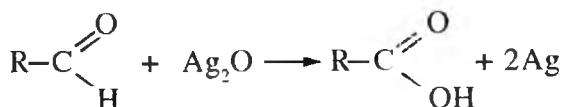


### 2. Реакции окисления

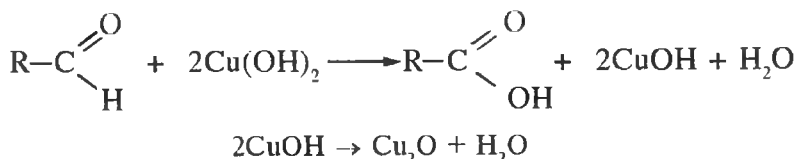
1) Альдегиды легко окисляются, превращаясь в карбоновые кислоты:



2) При нагревании с аммиачным раствором оксида серебра альдегиды превращаются в карбоновые кислоты, а выделяющееся серебро осаждается на стенках сосуда. Эта реакция называется реакцией «серебряного зеркала», которая является качественной для альдегидов:



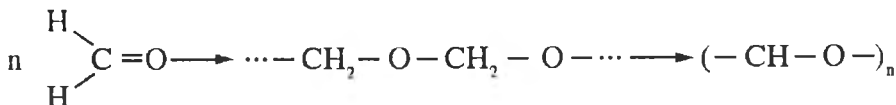
3) Гидроксид меди (II) также окисляет альдегиды, образуя оксид меди (I) красного цвета:



Эта реакция также используется для определения альдегидов.

### 3. Реакции полимеризации

При полимеризации формальдегид (муравьиный альдегид, метаналь) образует полиформальдегид (полиформ) - полимер линейного строения.

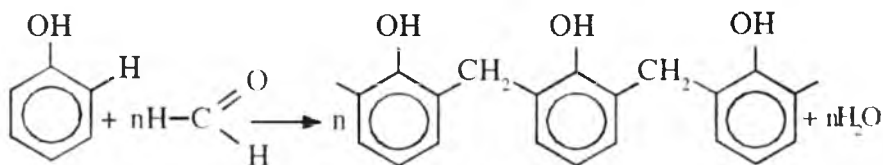


Полиформальдегидом можно заменить металлы при изготовлении некоторых деталей.

#### 4. Реакции поликонденсации

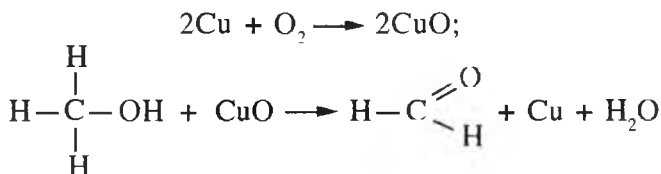
При нагревании альдегида с фенолом в присутствии катализаторов (щелочей или оснований) протекает реакция поликонденсации, при которой образуется фенолальдегидная смола и вода.

• Реакцией поликонденсации называется реакция, при которой образование высокомолекулярного вещества сопровождается выделением низкомолекулярных соединений (воды, аммиака, хлороводорода).

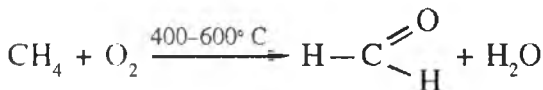


Из фенолформальдегидных смол получают термоустойчивые, термoplastичные фенопласты, из которых производятся теплоизоляционные и антикоррозийные материалы.

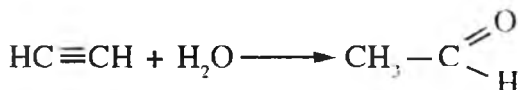
**Получение.** Альдегиды, в основном, получают окислением спиртов. В промышленности формальдегид получают пропусканием смеси паров метанола с воздухом через реактор, снабжённый медной проволокой:



Другим способом является окисление метана кислородом воздуха в присутствии оксидов азота при 400–600°C:



Уксусный альдегид в промышленности получают реакцией М.Г. Кучерова-гидратацией ацетилена в присутствии солей ртути (в настоящее время используются экологически безвредные катализаторы).



Уксусный альдегид также получают непосредственным окислением этилена при 100°C и под давлением 1013 МПа в присутствии катализаторов ( $\text{PdCl}_2 + \text{Cu}_2\text{Cl}_2$ ).



**Применение.** Формальдегид широко используется при получении полиформальдегида, фенолформальдегида и других смол. Он является исходным веществом для получения красителей, фармацевтических препаратов, синтетического каучука, взрывчатых и многих других органических веществ, используется в медицине, как сильный антисептик.

Уксусный альдегид - важное вещество в производстве уксусной кислоты, пластмасс, фенопластов, лекарственных веществ.

### **Вопросы и задания**

1. Напишите уравнения реакций, необходимых для осуществления следующих превращений:  $\text{Ca} \rightarrow \text{CaC}_2 \rightarrow \text{HC} \equiv \text{CH} \rightarrow \text{CH}_3\text{CHO}$
2. Напишите уравнения качественных реакций на альдегиды.
3. Дайте определение реакции поликонденсации и приведите примеры.
4. В чём разница между реакциями полимеризации и поликонденсации.
5. При сжигании 3,75 г формальдегида образовалось 2,5 г воды и 5,5 г  $\text{CO}_2$ . Плотность паров формальдегида по водороду равна 15. Определите формулу формальдегида.
6. При сгорании 0,003 кг вещества образовалось 0,0044 кг углекислого газа и 0,0018 кг воды. Определите молекулярную и возможную структурную формулу вещества, если его 1 л весит 0,00134 кг.
7. В 0,15 кг воды растворили формальдегид, полученный окислением 0,003 кг метанола. Определите массовую долю (в %) формальдегида в растворе.

## **§ 140. КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ**

*Знаете ли Вы карбоновые кислоты, используемые в пищевой промышленности?*

Среди органических веществ особый класс составляют карбоновые кислоты. Такие представители карбоновых кислот, как уксусная, винная, лимонная, яблочная, щавелевая кислоты известны человеку с древних времён.

- Карбоновыми кислотами называются сложные органические вещества, в молекулах которых с углеводородным радикалом (в случае муравьиной кислоты — с водородом) связаны 1 или несколько карбоксильных групп  $-\text{COOH}$ .
- Карбоксильная группа содержит карбонильный фрагмент  $>\text{C}=\text{O}$  и гидроксильный фрагмент  $-\text{OH}$ .
- Общая формула карбоновых кислот-  $\text{R}-\text{COOH}$ , где R— углеводородный радикал (в молекуле муравьиной кислоты  $\text{H}-\text{COOH}$  карбоксильная группа связана с атомом водорода).

**Классификация.** В зависимости от количества карбоксильных групп в молекуле различают *одноосновные* - *монокарбоновые* кислоты, *двухосновные* - *дикарбоновые* кислоты и т.д.

В зависимости от природы углеводородного радикала различают предельные, непредельные и ароматические карбоновые кислоты.

**Номенклатура.** По международной номенклатуре название карбоновой кислоты образуется добавлением к названию соответствующего углеводорода окончания *-овая* и слова «кислота». В молекуле  $\text{CH}_3\text{COOH}$  имеется 2 атома углерода, что соответствует этану; следовательно, согласно правилам её следует назвать этановой кислотой. Для многих представителей карбоновых кислот используются тривиальные - исторические названия: муравьиная, уксусная, масляная, щавелевая, молочная, винная, лимонная и др. кислоты.

Некоторые сведения о предельных алифатических монокарбоновых кислотах приведены в таблице 73.

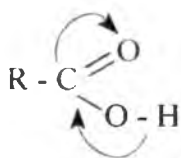
Таблица 73

**Предельные монокарбоновые кислоты ( $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COOH}$ ).**

| Формула                                 | Название              |                           |
|-----------------------------------------|-----------------------|---------------------------|
|                                         | Историческое          | Международная             |
| $\text{HCOOH}$                          | Муравьиная кислота    | Метановая кислота         |
| $\text{CH}_3\text{COOH}$                | Уксусная кислота      | Этановая кислота          |
| $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$       | Пропионовая кислота   | Пропановая кислота        |
| $\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$       | Масляная кислота      | н-бутановая кислота       |
| $\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$       | Изомасляная кислота   | 2-метилпропановая кислота |
| $\text{C}_4\text{H}_9\text{COOH}$       | Валериановая кислота  | п-пентановая кислота      |
| $\text{C}_5\text{H}_{11}\text{COOH}$    | Капроновая кислота    | н-гексановая кислота      |
| $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$ | Пальмитиновая кислота | н-гексадекановая кислота  |
| $\text{C}_{16}\text{H}_{33}\text{COOH}$ | Маргариновая кислота  | н-гептадекановая кислота  |
| $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$ | Стериановая кислота   | н-октадекановая кислота   |

**Электронное строение.** Как было сказано выше, карбоксильная группа содержит карбонильный и гидроксильный фрагменты. Последний не проявляет свойства спиртов,  $>\text{C}=\text{O}$  же не проявляет свойств альдегидов. Известно, что карбонильный фрагмент сильно поляризован (см. Альдегиды), электроны сдвинуты в сторону кислородного атома, атом углерода имеет частичный положительный заряд. В связи с этим этот углеродный атом в карбоновых кислотах оттягивает на себя электронную плотность от кислородного атома  $\text{OH}$ -фрагмента, в результате чего ослабевает  $\text{OH}$ -связь. Этим объясняется большая кислотность карбоновых кислот по отношению к спиртам.

В свою очередь, гидроксильный фрагмент также оказывает влияние на карбонильный: смещение неподелённых электронных пар кислородного атома  $\text{OH}$ -фрагмента в сторону карбонильного угле-



рода приводит к частичной нейтрализации положительного заряда на последнем, в результате чего  $\pi$ -связь карбонильного фрагмента упрочняется, и уменьшается способность карбонильного фрагмента вступать в реакции присоединения.

**Физические свойства.** Среди карбоновых кислот нет газов, как в случае альдегидов. В ряду карбоновых кислот низшие представители до пальмитиновой кислоты - жидкости с резким запахом, хорошо растворимые в воде. Высшие представители, начиная с пальмитиновой кислоты - твёрдые вещества без запаха, не растворимые в воде.

Температуры кипения карбоновых кислот выше, чем у соответствующих спиртов. Отсутствие в ряду кислот газообразных веществ, хорошая растворимость в воде, высокая температура кипения связаны с наличием межмолекулярных водородных связей, которые способствуют их связыванию в димеры.

### Химические свойства

#### Кислотные свойства:

- растворы карбоновых кислот в воде имеют кислый вкус;
- они окрашивают растворы лакмуса и метилового оранжевого в красный цвет;
- пропускают электрический ток;
- реагируют с металлами, выделяя водород.

Диссоциацию карбоновых кислот можно представить в общем виде следующим образом:



Металлы, стоящие в ряду активности левее водорода, вытесняют его из растворов органических кислот:



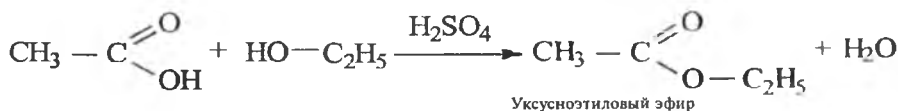
Карбоновые кислоты реагируют с основными оксидами и основаниями:



Карбоновые кислоты вытесняют более слабые кислоты (например, угольную кислоту) из их солей:

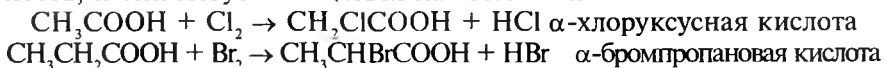


Во всех вышеперечисленных случаях образуются соли карбоновых кислот. Одним из характерных свойств карбоновых кислот является их взаимодействие со спиртами — *реакция этерификации*, при которой образуются сложные эфиры:



*Реакции по углеводородному радикалу.*

В молекулах карбоновых кислот у соседнего с карбоксильной группой атома углерода водородные атомы приобретают подвижность, и они могут замещаться на атомы галогенов:



Под влиянием индукционных эффектов заместителей хлоруксусная и  $\alpha$ -бромпропановая кислоты сильнее первоначальных.

**Применение.** Муравьиная кислота используется в синтезе органических веществ, как сильный восстановитель, в пищевой промышленности - как дезинфицирующее и консервирующее средство; при крашении тканей в текстильной промышленности; в качестве коагулирующего средства при переработке природного каучука; в медицине.

Уксусная кислота используется в производстве красителей, пластмасс, лекарств (аспирина, фенаcetина), искусственных волокон, несгораемой киноплёнки и др.; её соли используются при окрашивании тканей, в медицине, в борьбе с вредителями сельского хозяйства, как растворители эфиров и ароматические средства.

Пальмитиновая и стеариновая кислоты используются для изготовления свечей, их натриевые соли используются в производстве хозяйственного мыла, а калиевые - в производстве жидкого мыла для медицины.

### **Вопросы и задания**

1. Какая кислота быстрее реагирует с металлами: а) уксусная или масляная кислота; б) уксусная или хлоруксусная кислота?
2. В чём сходство и различия органических и неорганических кислот?
3. Напишите уравнение реакции хлорирования пропановой кислоты. При этом водород при каком углеродном атоме замещается и почему?
4. Напишите формулы следующих веществ: а) пропилат натрия; б) пропанат натрия.

## **§ 141. СЛОЖНЫЕ ЭФИРЫ**

**Какие вещества ответственны за ароматный запах груши?**

Вы не раз ощущали специфический ароматный запах различных цветов и фруктов. Эти, а также многие другие вещества составляют класс сложных эфиров.

Сложные эфиры - широко распространённый в природе класс органических веществ, имеющих огромное практическое значение в народном хозяйстве.

- Сложными эфирами называют сложные органические вещества, в молекулах которых 2 углеводородных радикала связаны с фрагментом  $\text{—COO—}$ .
- Их общая формула-  $\text{R—COO—R}_1$ .

- Их также можно рассматривать, как производные карбоновых кислот, в молекулах которых водородный атом карбоксильной группы замещён на углеводородный радикал.
- Они могут быть образованы не только из органических, но и из неорганических кислот (этилнитрат  $C_2H_5-O-NO_2$ ).

**Номенклатура.** Названия сложных эфиров часто напоминают названия солей. Например,  $CH_3COOC_2H_5$ —этилацетат,  $HCOOCH_3$ —метилформиат.

**Физические свойства.** Сложные эфиры монокарбоновых кислот при обычных условиях— жидкости, обладающие ароматным запахом (изоамилацетат имеет запах груши, бутилбутират— запах ананаса). Сложные эфиры, образованные высшими спиртами и кислотами—твёрдые вещества без запаха. Обычно они плохо растворимы в воде, но хорошо в спирте и эфире.

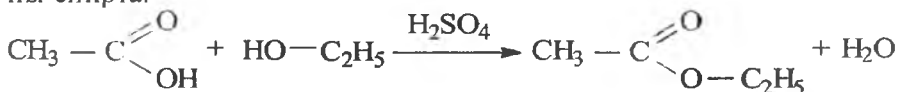
**Распространённость в природе.** Многие из них входят в состав эфирных масел, составляют основу приятного аромата цветов и фруктов.

Сложные эфиры, образованные трёхатомным спиртом глицерином и высшими карбоновыми кислотами, составляют основу жиров и масел.

Эфиры, образованные высшими одноатомными спиртами и монокарбоновыми кислотами, составляют основу восков и спермацета.

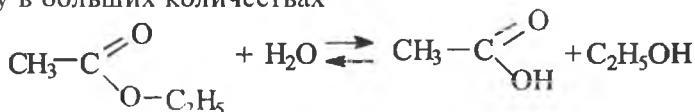
**Получение.** Природные эфиры получают из растений с использованием органических растворителей (*экстракция*).

В промышленности сложные эфиры получают реакцией *этерификации* (см. предыдущую тему). При этом вода образуется из гидроксильного фрагмента кислоты и водорода гидроксильной группы спирта.

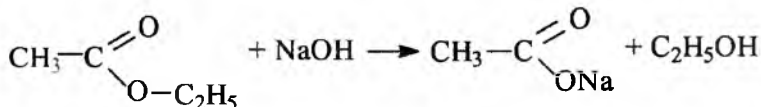


**Химические свойства.** Сложные эфиры под действием воды подвергаются *гидролизу* или *омылению*.

Гидролиз эфиров является процессом, обратным этерификации. При добавлении в воду щелочи или кислоты и нагревании сложный эфир разлагается. Поэтому при этерификации для того, чтобы сместить равновесие в сторону образования эфира, нужно либо отгонять образующийся эфир, либо взять исходные спирт и кислоту в больших количествах



Добавление щелочи приводит к необратимому гидролизу, потому что образующаяся кислота реагирует со щелочью, образуя соль:



**Отдельные представители.** Самыми важными представителями сложных эфиров являются жиры. Жиры представляют собой сложные эфиры, образованные трёхатомным спиртом- глицерином и высшими монокарбоновыми кислотами.

В образовании жиров и масел в основном участвуют такие предельные кислоты, как стеариновая-  $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_{16}-\text{COOH}$ , пальмитиновая-  $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_{14}-\text{COOH}$ , и такие непредельные кислоты, как олеиновая -  $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_7-\text{CH}=\text{CH}-(\text{CH}_2)_7-\text{COOH}$ .

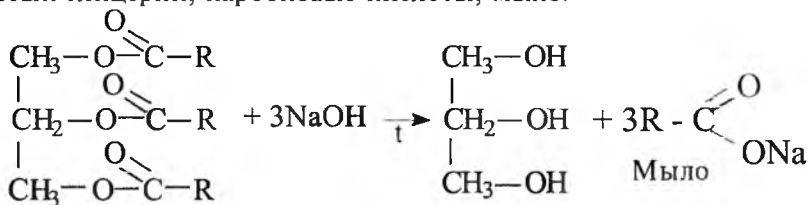
В природе основным источником жиров и масел являются животные (подкожный жир, молоко) и растения (плоды и семена). Природные жиры и масла- смешанные триглицериды с различными радикалами жирных кислот. В состав природных жиров помимо триглицеридов входят различные компоненты, витамины, красящие вещества, свободные жирные кислоты, моноглицериды, диглицериды, каратиноиды.

Твёрдая консистенция жиров объясняется тем, что они образованы из предельных жирных кислот (животные жиры: бараний, говяжий), а жидкая консистенция масел (растительные масла- хлопковое, подсолнечное, соевое, кукурузное, оливковое, кунжутное, ореховое масла) тем, что они образованы из непредельных жирных кислот.

Жиры и масла обычно легче воды, в ней не растворяются, образуют эмульсии. Хорошо растворяются в органических растворителях. Жиры и масла способны поглощать различные запахи, поэтому их используют для извлечения веществ, придающих цветам аромат. В силу того, что их состав непостоянен, они не имеют чётких температур плавления.

Жидкие масла, образованные из ненасыщенных жирных кислот в промышленности насыщаются водородом в присутствии различных катализаторов, т.е. гидрируются, превращаясь тем самым в твёрдые жиры, маргарин, саломас, что создаёт удобство при их транспортировке и применении.

При гидролизе жиров и масел (в присутствии таких катализаторов, как оксиды магния, кальция, цинка или кислот) получают чистый глицерин, карбоновые кислоты, мыло:



Жиры и масла, в основном, получают из природных источников, т.е. из животных и растений. Получение жира этерификацией глицерина с жирными кислотами (синтез французского учёного М. Бертло, 1854) для промышленности экономически неэффективно.

Жиры и масла являются одним из основных источников энергии для живых организмов. При употреблении жиров и масел они гидролизуются определёнными ферментами, пополняя энергетические запасы или синтезируя новые молекулы жира из полученных продуктов, свойственные данному организму.

Большое количество жиров и масел расходуется в пищевых целях, но они также применяются для производства глицерина и карбоновых кислот, олифы, лаков, фармацевтических и косметических средств.

### **Вопросы и задания**

1. Приведите общую формулу сложных эфиров.
2. Напишите уравнение образования метилового эфира масляной кислоты.
3. Напишите уравнение гидролиза бутилацетата. Назовите продукты реакции.
4. Почему щелочь сдвигает равновесие в сторону образования продуктов гидролиза жира?
5. Напишите структурные формулы изомеров эфира  $C_5H_{10}O_2$  и назовите его.
6. Напишите уравнение реакции получения метилового эфира уксусной кислоты из ацетилена.
7. К какому классу соединений относятся жиры?
8. Сколько жира необходимо для получения 0,03 кг глицерина, если гидролизу подвергается лишь 85% чистого стеаринового триглицерида?

## **§ 142. ИСКУССТВЕННЫЕ И СИНТЕТИЧЕСКИЕ МОЮЩИЕ СРЕДСТВА**

**Знаете ли Вы моющие средства, выпускаемые в Узбекистане?  
Что Вы знаете о практическом значении моющих средств?**

Сегодня нашу жизнь тяжело представить без моющих средств. Люди издавна пользовались различными моющими средствами. С древних времён начиная с воды, они использовали золу, выжимки различных растений и их семян, водные растворы, полученные кипячением жиров с золой. В XVIII веке появилось мыло, которое получали обработкой жиров и масел щелочью. В настоящее время необходимость экономии ценных питательных жиров заставила людей вести поиск других источников для получения моющих средств из непищевого сырья, что привело к получению и использованию на сегодняшний день различных моющих средств. Карбоновые кислоты, необходимые для получения мыла, получают окислением парафина.

Хозяйственное мыло представляет собой натриевые соли высокомолекулярных карбоновых кислот.



Их калиевые соли - жидкие мыла. При очистке мыла и добавлении к нему лекарственных веществ и эфирных масел получается туалетное мыло.

На основе натриевых солей эфиров, образованных серной кислотой и высшими спиртами общей формулы  $\text{R}-\text{CH}_2-\text{O}-\text{SO}_2-\text{ONa}$ , получают алкилсульфатные синтетические моющие средства, широко используемые в настоящее время.

В силу хорошей растворимости в воде их кальциевых и магниевых солей (в отличие от обычного мыла) они позволяют мыть даже в жёсткой воде. Основной составляющей частью всех производимых сегодня стиральных порошков являются алкилсульфаты. Синтетические моющие средства позволяют сэкономить сотни тысяч тонн питательного сырья - растительных масел и животных жиров.

В процессе использования моющих средств они не распадаются, что приводит к загрязнению воды и окружающей среды в целом. Поэтому на сегодняшний день одной из важнейших задач для химии является создание моющих средств, распадающихся в результате жизнедеятельности микроорганизмов в природе.

## § 143. УГЛЕВОДЫ

*В чём причина сладкого вкуса винограда, абрикоса и других фруктов?*

Углеводы - большой класс органических веществ, распространённых в природе. Углеводы составляют до 80% растительного и до 20% животного организма.

Углеводы являются источником энергии в организме. 70% всей еды (хлеб, картофель, рис, сахар), потребляемой людьми, составляют углеводы. Из углеводов получают ткани, бумагу. Углеводы образуются у растений в процессе фотосинтеза из воды и углекислого газа. Углевод - русское слово, связанное с общей формулой, часто приводимой для этого класса веществ. Согласно ей ( $\text{C}_n(\text{H}_2\text{O})_m$ ) кажется, что вещества состоят из углерода и связанных с ним молекул воды. Однако уксусная кислота  $\text{C}_2(\text{H}_2\text{O})_2$ , формальдегид  $\text{CH}_2\text{O}$ , несмотря на явное соответствие вышеприведённой формуле, не являются углеводами. Углеводы - вещества сложного строения, их часто называют сахарами или сахарами.

**Углеводы — сложные вещества, содержащие углерод, водород и кислород.**



**Классификация и номенклатура.** Углеводы подразделяются на 3 группы:

- **Моносахариды** — глюкоза, фруктоза ... (не подвергаются гидролизу).
- **Дисахариды** — сахара, мальтоза ... (при гидролизе образуется 2 молекулы моносахарида).
- **Полисахариды** — крахмал, целлюлоза ... (высокомолекулярные соединения, образующие при гидролизе п молекул моносахарида).

## § 144. МОНОСАХАРИДЫ

### Глюкоза

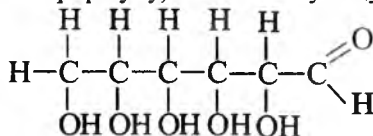
**Физические свойства и распространённость в природе.** Глюкоза (виноградный сахар) —  $C_6H_{12}O_6$  — бесцветное кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде и имеющее сладкий вкус. Она встречается почти во всех частях растения: в плодах, корне, листьях, цветках, стеблях. Особенно много её накапливается в винограде, сахарном тростнике и сахарной свёкле. В крови у человека содержится около 1% глюкозы.

**Строение.** В молекуле глюкозы имеются следующие функциональные группы:

Альдегидная —  $CHO$  (карбонильная)

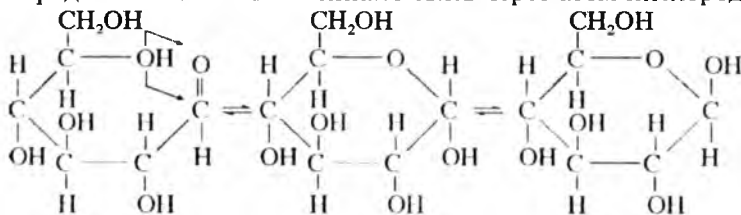
Спиртовая — первичная —  $CH_2OH$ , вторичная —  $>CHOH$

Немецкий учёный Э. Фишер, изучив химические свойства глюкозы, предложил для неё формулу, соответствующую альдегидспирту.



У этого альдегидспирта углеродная цепь состоит из 6 атомов углерода, один из которых является альдегидным, значит, она является альдогексозой. Однако было установлено, что наряду с этой формой глюкоза имеет и замкнутую — циклическую структуру.

Возникновение циклической структуры можно объяснить следующим образом. Углеродная цепь может быть не только растянута по отношению к  $\sigma$ -связи, но и сложена. При этом карбонильный фрагмент  $>C=O$  приближается к 5-му углеродному атому. В результате имеет место внутримолекулярное взаимодействие, при котором между 1-м и 5-м углеродными атомами возникает связь через атом кислорода.



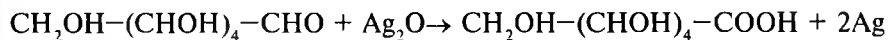
Таким образом возникает шестичленный цикл - полуацетальная форма глюкозы (полуацеталем называют продукт внутримолекулярного взаимодействия спиртовой группы с альдегидной или кетонной).

Циклические формулы можно изображать по-разному. Во многих случаях не изображаются углеродные атомы цикла, с которыми связаны водородные атомы и гидроксильные группы. Английский учёный Хеуорз предложил выделять 3 связи жирным, изображая, таким образом, их близость к смотрящему. Мы будем использовать это правило и при рассмотрении других формул.

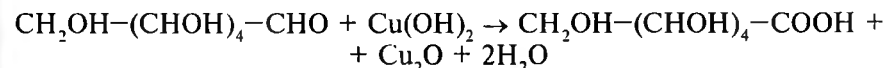
В циклической форме молекула не имеет альдегидной группы, вместо неё имеется полуацетальная гидроксильная группа OH, находящаяся при первом углеродном атоме. Она обладает большей реакционной способностью, чем спиртовая гидроксильная группа. Эта группа может находиться в различных плоскостях относительно плоскости самого цикла: в вышеприведённой формуле эта группа расположена под плоскостью цикла. Такое состояние молекулы называется  $\alpha$ -формой. В  $\beta$ -форме эта группа расположена над плоскостью цикла.

**Химические свойства.** Глюкоза вступает в реакции, характерные для альдегидов, спиртов и циклических соединений.

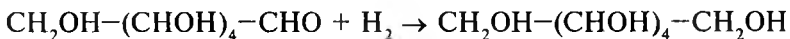
Глюкоза, как альдегид, обладает восстановительными свойствами, вступает в реакцию «серебряного зеркала»:



При кипячении раствора глюкозы с гидроксидом меди (II) образуется глюконовая кислота:

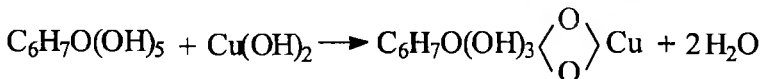
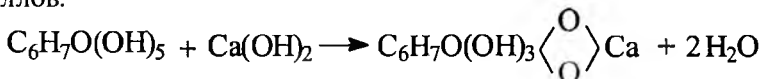


Глюкоза проявляет и свойства окислителя, восстанавливаясь под действием водорода, образуя шестиатомный спирт- сорбит:



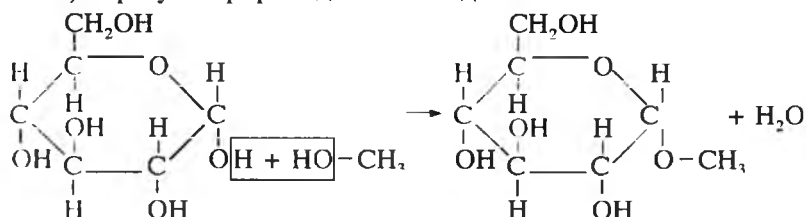
Вышеприведённые реакции доказывают наличие в молекуле глюкозы альдегидной группы.

Глюкоза, как многоатомный спирт, реагирует с гидроксидами металлов:



*Сахарат меди* - вещество синего цвета, реакция его образования используется в медицине для определения содержания сахара в моче.

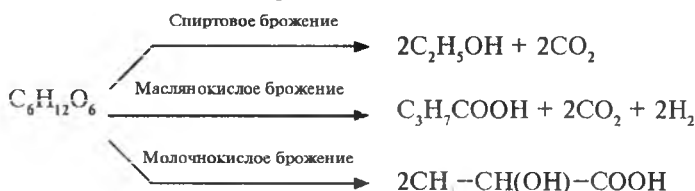
Полуацетальная гидроксигруппа глюкозы, взаимодействуя со спиртами, образует эфироподобные соединения - *гликозиды*:



**Брожение.** Под действием биокатализаторов - ферментов глюкоза подвергается брожению. Известно несколько видов брожения: спиртовое, масляно, кислое и др. Например, под воздействием дрожжевых ферментов глюкоза подвергается спиртовому брожению, в результате чего образуются этанол и углекислый газ.

Под действием других ферментов могут образовываться уксусная кислота, молочная и масляная кислоты, изопропиловый спирт, ацетон.

### Брожение глюкозы



**Окисление.** При окислении глюкозы в организме животных и человека выделяется энергия, необходимая для их жизнедеятельности.

**Получение и применение.** В промышленности глюкозу получают гидролизом крахмала и клетчатки (соединительная ткань в растениях состоит в основном из целлюлозы) (см. Полисахариды).

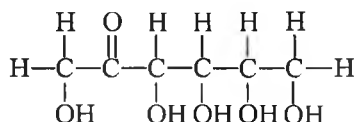
Глюкоза применяется в медицине, в производстве кондитерских изделий, зеркал и ёлочных игрушек (реакция «серебряного зеркала»), при обработке тканей и кожи.

### Фруктоза

Ещё одним представителем моносахаридов является фруктоза.

Фруктоза (фруктовый сахар  $C_6H_{12}O_6$ ) — бесцветное кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде, слаще глюкозы, содержится во фруктах и мёде.

Фруктоза — кетонспирт, относится к кетогексозам, является изомером глюкозы.



Фруктоза, как и глюкоза, проявляет свойства спиртов: образует сахараты и сложные эфиры. Она не гидролизуется. В силу отсутствия альдегидной группы, она не вступает в реакции, характерные для альдегидов. Из-за того, что она в 15 раз слаще сахарозы и в 3 раза слаще глюкозы, она является ценным питательным веществом и легко усваивается организмом (люди, больные диабетом, легче усваивают фруктозу, чем сахарозу).

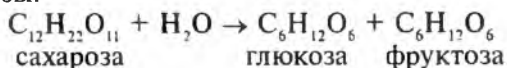
## § 145. ДИСАХАРИДЫ

**Физические свойства и распространённость в природе.** Сахароза (свекловичный, тростниковый сахар  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ), лактоза (молочный сахар  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ) и мальтоза (солодовый сахар  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ) — белые, кристаллические, хорошо растворимые вещества. Сахароза содержится в стеблях сахарного тростника, берёзовом соке, многих фруктах, бахчевых. Лактоза в основном содержится в молоке животных.

**Строение** Сахароза - дисахарид, образованный в результате конденсации циклических форм глюкозы и фруктозы, а мальтоза состоит из 2 молекул глюкозы.

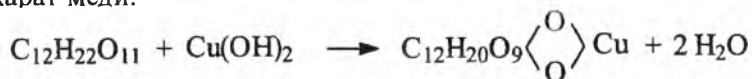
В молекулах сахарозы и мальтозы отсутствуют альдегидная, карбонильная и полуацетальная группы. В их молекулах имеются только спиртовые гидроксогруппы, что отличает их по свойствам от моносахаридов.

**Химические свойства.** Сахароза, лактоза и мальтоза при нагревании в присутствии кислот подвергаются гидролизу. Сахароза образует при этом 2 моносахарида - глюкозу и фруктозу, а мальтоза — 2 молекулы глюкозы:



Поэтому они называются дисахаридами.

Дисахариды легко реагируют с гидроксидами металлов. Например, раствор сахарозы с гидроксидом меди (II) образует ярко-синий сахарат меди:



Раствор сахарозы с суспензией гидроксида кальция образует растворимый в воде сахарат кальция.

Дисахариды отличаются от моносахаридов тем, что они не вступают в реакцию «серебряного зеркала» и не восстанавливаются под действием восстановителей.

**Получение и применение.** Сахарозу получают на специальных заводах из сахарной свеклы и тростника, мальтозу получают из молока животных и промежуточных продуктов гидролиза полисахаридов. Их используют в пищевой промышленности.

### **Вопросы и задания**

1. *Напишите уравнения реакций, демонстрирующих наличие в глюкозе альдегидной и гидроксильных групп.*
2. *В каких формах существует глюкоза в растворе?*
3. *Чем отличаются различные формы глюкозы друг от друга?*
4. *Напишите уравнение реакции получения сахара кальция из сахарозы.*
5. *Почему моносахариды не гидролизуются?*
6. *Расскажите о классах углеводов.*

## **§ 146. ПОЛИСАХАРИДЫ**

**Одинаков ли основной химический состав хлопкового волокна, древесины, картофельных клубней, пшеницы, риса, кукурузы?**

Полисахариды - класс веществ, составляющих основу живого мира, представляющих основной строительный материал растений.

### **Крахмал**

**Физические свойства и распространённость в природе.** Крахмал — белое порошкообразное вещество, не растворимое в холодной воде, спирте и эфире. В горячей воде он набухает и образует коллоидный раствор - клейстер.

Крахмал является самым распространённым растительным углеводом, он образуется в листьях в результате процесса фотосинтеза и накапливается в корнях, клубнях и семенах.

- ♦ *В картофельных клубнях содержится около 20% крахмала;*
- ♦ *В зёрнах пшеницы и кукурузы — около 70%;*
- ♦ *В рисе — около 80%.*

Процесс фотосинтеза можно выразить следующим суммарным уравнением:



**Строение.** Крахмал — природный полимер, его состав выражается формулой  $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$ . Макромолекулы крахмала неоднородны по структуре и размерам: так, в макромолекулах линейного строения количество звеньев  $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5$  может достигать нескольких сотен,



Она не обладает постоянной температурой плавления. В природе она широко распространена, она является основной структурной единицей клеточных стенок растений:

- В древесине содержится 50% целлюлозы;
- В хлопковом волокне — до 98%;
- В корне джута — до 75%.

Гигроскопичная вата и фильтровальная бумага состоят из почти чистой целлюлозы.

**Строение.** Целлюлоза, как и крахмал, является природным полимером, её состав выражается общей формулой  $(C_6H_{10}O_5)_n$ . В молекулах некоторых видов целлюлозы содержится до 40000 звеньев  $-C_6H_{10}O_5-$  (их молекулярная масса достигает нескольких миллионов).

Однако, несмотря на то, что крахмал и целлюлоза имеют одинаковую формулу, их строение различно. Макромолекулы крахмала образованы звеньями  $\alpha$ -глюкозы и имеют линейное и разветвлённое строение. Макромолекулы целлюлозы образованы звеньями  $\beta$ -глюкозы и имеют только линейное строение. Поэтому в отличие от крахмала целлюлоза легко образует волокна и не представляет пищевой ценности для человека. В молекулах целлюлозы отсутствуют альдегидная, карбонильная и полуацетальная спиртовая группа. В них содержатся только спиртовые гидроксильные группы, за счёт которых они проявляют свойства многоатомных спиртов.

**Химические свойства.** Целлюлоза не проявляет свойства альдегидов. Она не обладает восстановительными свойствами, не вступает в реакцию «серебряного зеркала», не реагирует с гидроксидом меди (II).

**Гидролиз.** Целлюлоза, как и крахмал, гидролизруется под действием разбавленных кислот, конечным продуктом гидролиза является глюкоза. Общее уравнение гидролиза можно представить так:



**Гидролизуемость** — важное свойство целлюлозы. Из продукта гидролиза глюкозы получают этанол. Этанол, получаемый из древесины, называют гидролизным спиртом. Получение гидролизного спирта из 1 т древесины позволяет сэкономить 15 т картофеля или 0,7 т зерна.

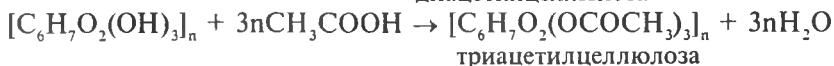
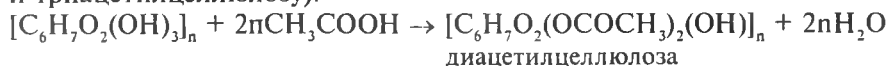
**Реакция этерификации.** Целлюлоза в каждом звене  $C_6H_{10}O_5$  содержит по 3 гидроксильных группы, за счёт которых возможно образование простых и сложных эфиров. Это также является одним из важнейших свойств целлюлозы.

Целлюлоза с концентрированной азотной кислотой в присутствии концентрированной серной кислоты образует сложные эфиры *моно-, ди- и тринитроцеллюлозу*, имеющие огромное значение в промышленности:



Нитраты целлюлозы - очень быстро возгорающиеся вещества. Тринитроцеллюлоза (пироксилин)- взрывчатое вещество, используемое для изготовления бездымного пороха.

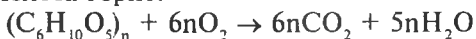
С уксусной кислотой целлюлоза образует ацетатные эфиры (ди- и триацетилцеллюлозу):



Ди- и триацетилцеллюлоза используется для изготовления искусственных ацетатных волокон. Человечество издавна использовало природные волокна (целлюлозу льна, кенафа и хлопчатника, белки шерсти и шёлка) для изготовления одежды и других предметов.

Сейчас приобретает широкий размах использование химических волокон, получаемых различными способами. Волокна, получаемые при химической обработке природных волокон, называются искусственными, а получаемые из синтетических материалов - синтетическими. Искусственные ацетатные волокна обладают достаточной прочностью, приятным отливом, мягкостью, они не рвутся. Недостаток их состоит в том, что в отличие от природных хлопковых волокон они малогигроскопичны и электризуются.

**Горение.** Целлюлоза горит:



**Термическое разложение.** При нагревании без доступа воздуха целлюлоза разлагается. При этом образуется древесный уголь, вода и летучие органические вещества: метанол, уксусная кислота, ацетон и др.

**Применение.** Целлюлоза в виде древесины используется в строительстве, в быту, в качестве волокнистых веществ (хлопок, кенаф, лён) при изготовлении тканей, веревок. В больших количествах целлюлоза используется для получения бумаги, этанола, ваты, искусственных волокон (ацетатное, вискозное), простых и сложных эфиров, искусственной кожи, пластмасс (целлюлоид, целлофан), лаков, электроизоляционных покрытий, несгораемой киноплёнки, ионитов, медицинского коллодия.

### Вопросы и задания

1. Как экспериментально отличить друг от друга глюкозу, сахарозу, крахмал и целлюлозу?
2. Напишите структурные формулы глюкозы, сахарозы, крахмала и целлюлозы.
3. Какие вещества гидролизуются: фруктоза, глюкоза, сахароза, крахмал, целлюлоза? Укажите, в чём их сходимость и отличия.



4. Напишите уравнения реакций, подтверждающих, что целлюлоза – многоатомный спирт.
5. Определите массу глюкозы, получаемой из 250 кг древесины, содержащей 50% целлюлозы. Определите количество спирта, получаемого из этой глюкозы, если выход продукта составляет 80%.

## АЗОТСОДЕРЖАЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

### § 147. АМИНЫ

*Можно ли из метана получить анилин? (Подтвердите ответ, приведя уравнения соответствующих химических реакций)*

Известны различные классы азотсодержащих органических соединений: нитросоединения, амины, аминокислоты и др. Роль азотсодержащих органических соединений в природе безмерна: важной составной частью всех живых организмов являются белки, построенные из аминокислот.

*Аминами называют сложные вещества, образованные замещением 1, 2 или всех атомов водорода в молекуле аммиака  $\text{NH}_3$  на углеводородные радикалы.*

*Если в молекуле аммиака на углеводородный радикал замещён 1 атом водорода, то такие амины называют первичными:  $\text{NH}_2-\text{R}_1$ .*

*Если в молекуле аммиака на углеводородные радикалы замещены 2 атома водорода, то такие амины называют вторичными:  $\text{R}_1-\text{NH}-\text{R}_2$  ( $\text{R}_1$  и  $\text{R}_2$  могут быть одинаковыми).*

*Если в молекуле аммиака на углеводородные радикалы замещены 3 атома водорода, то такие амины называют третичными:  $\text{R}_1-\text{NR}_2-\text{R}_3$  ( $\text{R}_1$ ,  $\text{R}_2$  и  $\text{R}_3$  могут быть одинаковыми).*

В зависимости от природы углеводородного радикала различают:

- алифатические амины;
- алициклические амины;
- ароматические амины;
- гетероциклические амины.

**Номенклатура.** Первичные амины называют добавлением к соответствующему углеводородному радикалу слова «амин». Нумерация атомов самой длинной углеродной цепи начинается с того конца, к которому ближе аминогруппа:

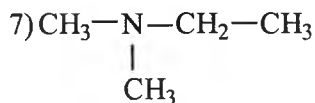
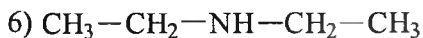
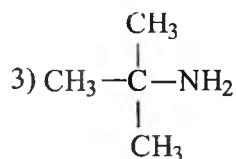
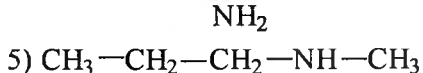
$\text{CH}_3-\text{NH}_2$ , метиламин

$\text{CH}_3-\text{CH}(\text{NH}_2)-\text{CH}_2-\text{CH}_3$  вторичный бутиламин или 2-аминобутан.

При наименовании симметричных аминов, содержащих одинаковые радикалы, используются префиксы *ди-*, *три-*:  $\text{HN}(\text{C}_6\text{H}_5)_2$  – дифениламин,  $(\text{CH}_3)_3\text{N}$  – триметиламин.

Изомерные амины состава  $C_4H_9NH_2$ :

1)  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2\text{NH}_2$       4)  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_3$



- 1) бутиламин или 1-аминобутан;
- 2) изобутиламин или 1-амино-2-метилпропан;
- 3) трет-бутиламин или 2-амино-2-метилпропан;
- 4) втор-бутиламин или 2-аминобутан
- 5) метил-н-пропиламин или 1-метиламинопропан;
- 6) диэтиламин или этиламиноэтан;
- 7) диметилэтиламин или диметиламиноэтан.

**Взаимное влияние атомов в молекуле.** Алифатические амины за счёт положительного индуктивного эффекта радикала являются более сильными основаниями, чем аммиак, ароматические же амины по своим основным свойствам слабее аммиака.

У ароматических аминов с увеличением числа радикалов при атоме азота уменьшается основность, а у алифатических аминов она при этом возрастает.

$$(\text{C}_6\text{H}_5)_3\text{N} \rightarrow (\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{NH} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{RNH}_2 \rightarrow \text{R}_2\text{NH} \rightarrow \text{R}_3\text{N}$$

431

## Насыщенные алифатические амины

**Физические свойства.** Низшие амины: метиламин, диметиламин, триметиламин — газообразные вещества с аммиачным запахом, хорошо растворимые в воде. Средние представители гомологического ряда — жидкости, а высшие не растворимые в воде твёрдые вещества.

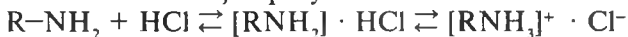
**Химические свойства.** Амины по химическим свойствам очень напоминают аммиак. Для них характерны основные свойства.

**Основные свойства.** *Взаимодействие с водой.* Амины, растворяясь в воде, образуют алкиламмониевый ион  $[\text{RNH}_3]^+$ , при этом в растворе накапливаются  $\text{OH}^-$ -ионы:



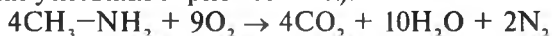
Водные растворы аминов имеют щелочную реакцию. Они изменяют окраску индикаторов: фенолфталеин приобретает малиновый цвет, лакмус окрашивается в синий цвет. Алкиламмониевый ион имеет сходное с ионом аммония строение, в нём азот четырёхвалентен, а степень его окисления — -3.

*Взаимодействие с кислотами.* Амины, как и аммиак, реагируют с минеральными кислотами, образуя алкиламмониевые соли:



Эта реакция протекает как в газовой, так в твёрдой и жидкой фазе. Образующиеся при этом соли — твёрдые вещества без запаха, хорошо растворимые в воде. В водных растворах они находятся полностью в диссоциированном виде. При действии на них щелочей (особенно при нагревании) они распадаются до свободных аминов.

*Горение.* В отличие от аммиака амины горят на воздухе (вспомните, при каких условиях горит аммиак):



### Анилин как представитель ароматических аминов

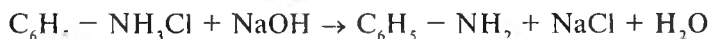
Среди аминов наибольшим практическим значением обладает первичный ароматический амин — анилин (бензоламин, фениламин)  $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ .

**Физические свойства.** Анилин — бесцветное маслянистое вещество, обладающее специфическим запахом, малорастворимое в воде.

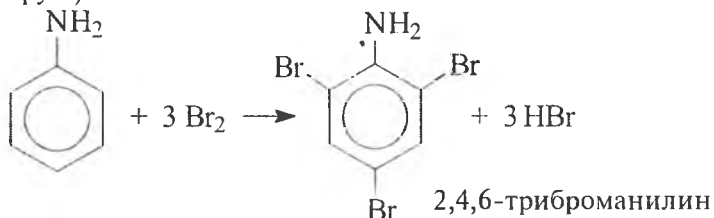
**Химические свойства.** Анилин — слабое основание. Обладающий отрицательным индуктивным эффектом, фенильный радикал  $\text{C}_6\text{H}_5-$  оттягивает на себя неподелённую электронную пару атома азота в аминогруппе, в результате чего электронная плотность на последнем уменьшается, что ослабляет его связи с водородными атомами. Поэтому основные свойства анилина выражены слабее, чем у алифатических аминов (вспомните, что в молекуле фенола фенильный радикал оттягивает на себя неподелённые электронные пары атома кислорода в гидроксогруппе, что приводит к ослабева-

нию связи между кислородом и водородом и усилению кислотных свойств фенола). Анилин не реагирует с водой.

**Взаимодействие с кислотами.** Сильные кислоты образуют с анилином соли. При действии на них щелочей выделяется анилин:



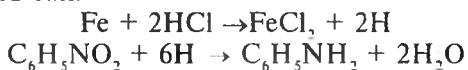
**Реакции по бензольному кольцу.** В бензольном кольце молекулы анилина водородные атомы легко замещаются на галогены, нитро- и сульфогруппу. Эти реакции протекают легче, чем с бензолом, при этом аминогруппа, как заместитель первого рода, ориентирует их в орто- и пара-положения. При взаимодействии анилина с бромной водой образуется белый осадок триброманилина (бензол с бромной водой не реагирует):



**Окисление.** Анилин под действием кислорода воздуха и других окислителей легко окисляется, образуя продукты различного цвета. Качественной реакцией на анилин является его взаимодействие с хлорной известью  $\text{CaOCl}_2$ , в результате которой появляется характерная фиолетовая окраска. Анилин при действии хромпика - смеси бихромата калия с серной кислотой образует чёрного цвета продукт - анилиновый чёрный. Он не растворим в воде, устойчив к действию мыла и солнечного света, из-за чего используется при крашении тканей и меха.

**Получение и применение.** Анилин — один из важнейших продуктов химической промышленности. Он используется в производстве анилиновых красителей, лекарств (сульфаниламидных препаратов), взрывчатых веществ, высокомолекулярных соединений и др.

Получение анилина основано на восстановлении нитробензола (русский учёный Н.Н. Зинин, 1842). Эту реакцию в общем виде можно представить так:



Н.Н. Зинин использовал сульфид аммония, а сегодня в лабораториях нитробензол восстанавливают в присутствии железа и соляной кислоты, а в промышленности - водородом в присутствии катализатора.

## § 148. АМИНОКИСЛОТЫ

Аминокислоты — органические кислоты, в молекулах которых с углеводородным радикалом связаны аминогруппа ( $-\text{NH}_2$ ) и карбоксильная группа ( $-\text{COOH}$ ).

Общая формула аминокислот:  $\text{NH}_2-\text{R}-\text{COOH}$ .

Первым представителем аминокислот является аминокусусная кислота:



Аминокусусную кислоту также называют аминоэтановой кислотой, гликоколом или глицином.

В зависимости от расположения аминогруппы относительно карбоксильной, аминокислоты подразделяются на следующей группе:

- $\alpha$  (альфа)-аминокислоты;
- $\beta$  (бета)-аминокислоты;
- $\gamma$  (гамма)-аминокислоты;
- $\delta$  (дельта)-аминокислоты;
- $\varepsilon$  (эпсилон)-аминокислоты.

Важнейшими аминокислотами являются  $\alpha$ -аминокислоты, из которых построены молекулы белков.

В состав аминокислот могут входить различные функциональные группы: гидроксигруппа  $-\text{OH}$ , тиогруппа  $-\text{S}$ , тиольная  $-\text{SH}$  и др.

Многие аминокислоты имеют тривиальные названия, по международной номенклатуре к названию соответствующей карбоновой кислоты добавляется приставка *амино*.

Ниже приведены формулы и названия некоторых аминокислот и названия классов, к которым они принадлежат.

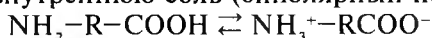
Таблица 74

Некоторые природные аминокислоты

| Формула                                                                         | Название     |                                                    | Классификация                         |
|---------------------------------------------------------------------------------|--------------|----------------------------------------------------|---------------------------------------|
| Эмпирическая                                                                    | Историческое | Международное                                      |                                       |
| $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$                                             | Глицин       | Аминоэтановая кислота                              | Алифатические насыщенные аминокислоты |
| $\text{CH}_3\text{CH}(\text{NH}_2)\text{COOH}$                                  | Аланин       | $\alpha$ -аминопропановая кислота                  | —                                     |
| $\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CH}(\text{NH}_2)\text{COOH}$ | Лейцин       | $\alpha$ -амино- $\gamma$ -метилпентановая кислота | —                                     |

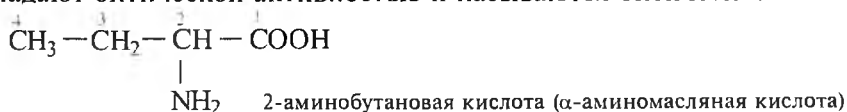
|                                                                                 |             |                                                   |                                                        |
|---------------------------------------------------------------------------------|-------------|---------------------------------------------------|--------------------------------------------------------|
| $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}(\text{NH}_2)\text{COOH}$ | Изолейцин   | $\alpha$ -амино- $\beta$ -метилпентановая кислота | “                                                      |
| $\text{NH}_2(\text{CH}_2)_4\text{CH}(\text{NH}_2)\text{COOH}$                   | Лизин       | $\alpha$ , $\epsilon$ -диаминогексановая кислота  | Алифатические насыщенные диаминомоникарбоновые кислоты |
| $\text{HOOC}(\text{CH}_2)_2\text{CH}(\text{NH}_2)\text{COOH}$                   | Глутамин    | $\alpha$ -аминопентандикарбоновая кислота         | Моноаминодикарбоновые кислоты                          |
| $\text{C}_6\text{H}_5\text{-CH}_2\text{CH}(\text{NH}_2)\text{COOH}$             | Фенилаланин | $\alpha$ -амино- $\beta$ -фенилпропановая кислота | Ароматические моноаминомоникарбоновые кислоты          |
| $\text{HO-CH}_2\text{CH}(\text{NH}_2)\text{COOH}$                               | Серин       | $\alpha$ -амино- $\beta$ -гидроксипропановая      | Моноаминомоникарбоновые                                |
| $\text{HS-CH}_2\text{CH}(\text{NH}_2)\text{COOH}$                               | Цистеин     | $\alpha$ -амино- $\beta$ -тиолпропановая кислота  | Моноаминомоникарбоновые                                |

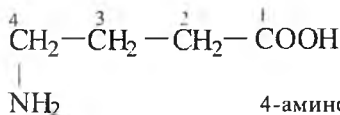
**Строение.** В аминокислотах присутствуют 2 совершенно противоположные по свойствам функциональные группы. Аминогруппа проявляет основные свойства, а карбоксильная - кислотные. Эти группы образуют внутреннюю соль (биполярный ион):



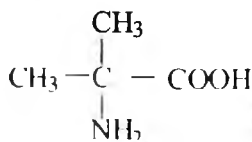
Такая биполярность объясняет растворимость аминокислот в воде, нейтральность их растворов, кристаллическое строение их солей, относительно высокие температуры плавления.

**Изомерия и номенклатура.** Для аминокислот характерна структурная и стереоизомерия. Структурная изомерия аминокислот связана с разветвлённостью углеводородного радикала (изомерия углеродной цепи) и положением аминогруппы относительно карбоксильной. Стереоизомерия связана с асимметричностью углеродного атома, при котором имеются 4 разных заместителя. Стереоизомеры обладают оптической активностью и называются оптическими.





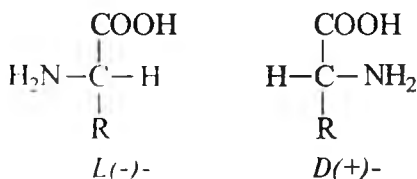
4-аминобутановая кислота (γ-аминомасляная кислота)



2-амино- 2-метилпропановая кислота  
(α-амино- α-метилпропионовая кислота)

Оптические изомеры хоть и обладают одинаковыми физическими (температуры плавления и кипения, плотность) и химическими свойствами, одни из них вращают плоскость поляризованного света влево (L или (–)-форма), а другие - вправо (D или (+)-форма).

- Важнейшими аминоксилотами являются α-аминокислоты, из которых построены молекулы белков.
- Все аминокислоты, входящие в состав белков являются L-изомерами.



**Физические свойства и распространённость в природе.** Аминокислоты встречаются в природе как в свободном, так и в связанном виде. Все растительные и животные белки построены из аминокислот. Аминокислоты - бесцветные, хорошо растворимые в воде кристаллические вещества, многие из них имеют сладковатый вкус.

**Химические свойства.** Аминокислоты - органические амфотерные соединения, они проявляют как свойства кислот, так и свойства оснований. Отличием их от неорганических амфотерных соединений является наличие функциональных групп. Аминокислоты образуют биполярные ионы.

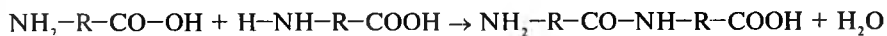
**Взаимодействие с индикаторами.** Моноаминомонокарбоновые и диаминодикарбоновые кислоты не изменяют окраску индикаторов. Растворы диаминомонокарбоновых кислот имеют щелочную реакцию, а моноаминодикарбоновых - кислую реакцию, вызывающих соответствующее изменение окраски индикаторов.

**Кислотные свойства (реакции по карбоксильной группе).** Аминокислоты, как обычные кислоты, реагируют с металлами, их оксидами и гидроксидами, образуя соли.

При взаимодействии со спиртами образуют сложные эфиры.

*Основные свойства (реакции по аминогруппе).* Аминокислоты, как органические основания, реагируют с сильными кислотами, образуя соли.

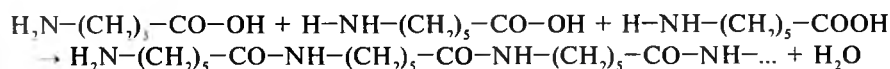
*Специфические реакции.* Для аминокислот характерна реакция поликонденсации, при которой образуются полипептиды:



- *Группировка  $\text{--CO--NH--}$  называется пептидной (амидной), связь между углеродом и азотом также называется пептидной или амидной.*

Из 2 молекул аминокислот образуется *дипептид*, из трёх- *трипептид*, из четырёх- *тетрапептид* и т.д. В белках аминокислотные остатки связаны между собой пептидными связями. Синтез белка в организме животных и человека можно упрощённо представить в виде такой схемы.

При поликонденсации аминокaproновой кислоты образуется *капрон*:



Молекулы капрона имеют линейное строение и выражаются общей формулой  $[\text{--NH--(CH}_2\text{)}_5\text{--CO--}]_n$ . Молекулярная масса капрона составляет 16000–22000. Капрон можно вытягивать в волокна. Капроновое волокно является примером синтетических волокон. Он не впитывает влагу, не теряет прочность, не гниёт от сырости. Высокая степень прочности капрона является результатом существования многочисленных водородных связей между фрагментами  $\text{--NH--}$  и  $\text{--CO--}$  макромолекул.

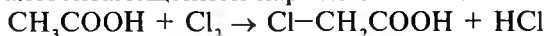
Однако капроновые волокна не лишены некоторых недостатков: они неустойчивы к действию кислот (при этом гидролизуются амидные связи) и высокой температуры (плавятся при  $215^\circ\text{C}$ ).

Из капроновых волокон изготавливают одежду, искусственный мех, парашюты, верёвки, рыболовные снасти. Из очень прочных капроновых волокон изготавливают кордовые тканевые материалы для авто- и авиашин, для механизмов и деталей машин.

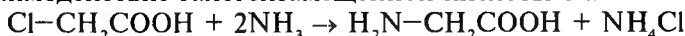
**Получение и применение.** Аминокислоты- конечный продукт гидролиза белков.

Получение аминокислот синтетическим способом состоит из 2-х этапов:

- а) Синтез галогензамещённой карбоновой кислоты:



- б) Взаимодействие галогензамещённой кислоты с аммиаком:





Аминокислоты имеют огромное значение в азотообмене в живых организмах. Они являются важным источником таких необходимых для жизнедеятельности организмов веществ, как белки, пептиды, ферменты, гормоны и др.

- *Аминокислоты, которые могут быть синтезированы в организме человека и животных из других аминокислот или небелковых компонентов, называются заменимыми аминокислотами.*
- *Аминокислоты, не синтезируемые в организме животных и человека, но необходимые для их нормальной жизнедеятельности, называются незаменимыми (лизин, изолейцин, фенилаланин... всего 8 аминокислот).*
- *Незаменимые аминокислоты синтезируются только зелёными растениями.*

Аминокислоты используются в медицине, в скотоводстве для обогащения животных кормов, при получении пластмасс и искусственных волокон.

### **Вопросы и задания**

1. *Напишите структурные формулы всех изомеров пропиламина.*
2. *Почему диметиламин более сильное основание, чем метиламин?*
3. *Приведите уравнения реакций, подтверждающих схожесть аммиака с аминами.*
4. *Сколько анилина можно получить из 0,246 кг нитробензола, если выход продукта реакции составляет 80%?*
5. *Предложите способ разделения на индивидуальные вещества смеси бензола с анилином.*
6. *Напишите общую формулу аминокислот. Объясните образование внутримолекулярной соли и биполярного иона.*
7. *Что называют пептидной связью?*

## **§ 149. БЕЛКИ**

*Что Вы знаете о значении белков в повседневной жизни?*

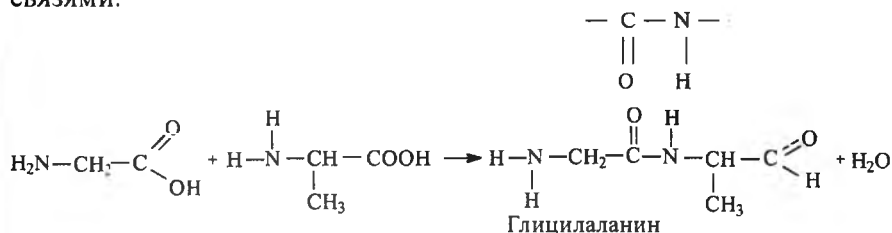
**Белки** — высшая форма развития органических веществ. Белки — основа живого. Жизнь есть способ существования белковых тел.

Белки (протеины) — биополимеры, построенные минимум из 100 аминокислот, соединённых пептидными связями в определённой последовательности.

**Состав и строение.** Известно большое количество белков, их молекулярные массы находятся в диапазоне от 6000 до нескольких миллионов. По результатам элементного анализа различных белков в них в среднем содержится С→50–55%, О→21,5–23,5%, около Н→7%, N→15–17 %, S→ 0,3–2,5%, немного Р, галогенов, металлов.

Например, эмпирическая формула кровяного белка- гемоглобина-  $(C_{738}H_{1166}O_{208}S_2Fe)_4$ .

Основные сведения о составе и химическом строении белков получают при их гидролизе. При гидролизе любого белка образуются  $\alpha$ -аминокислоты. В большинстве своём белки построены из остатков 23 аминокислот, которые связаны между собой пептидными связями:



- *Определённая последовательность аминокислот в полипептидной цепи называется первичной структурой белка.*
- *Спиралевидная пространственная структура, образованная за счёт водородных связей полипептидной цепи, называется вторичной структурой белка.*
- *Трёхмерная пространственная структура белка, возникающая в результате взаимодействия функциональных групп в полипептидной цепи при сворачивании вторичной структуры (солевые мостики между карбоксильными и аминогруппами, сложноэфирные мостики между карбоксильными гидроксильными группами, дисульфидные мостики), называется третичной структурой белка.*

**Классификация.** Белки по химическому составу подразделяются на *простые* и *сложные*.

К *простым белкам* или *протеинам* относятся белки, при полном гидролизе которых образуются только аминокислоты. Они составляют большинство белков.

К *сложным белкам* или *протеидам* относятся белки, при полном гидролизе которых помимо аминокислот образуются и другие вещества (углеводы, фосфорная кислота, нуклеиновые кислоты и др.).

**Общие свойства белков.** Биологическая активность белков зависит от их химического и пространственного строения. Белки обладают различными физическими свойствами: некоторые при растворении в воде образуют коллоидные растворы (яичный белок), некоторые растворяются в разбавленных растворах солей, некоторые вообще не растворяются (белки покровных тканей).

Некоторые белки могут быть выделены в кристаллическом виде (гемоглобин крови, белок куриного яйца).

**Химические свойства.** *Гидролиз.* Под действием ферментов или растворов кислот и щелочей белки гидролизуются. Конечные продукты гидролиза - аминокислоты.

*Амфотерные свойства.* Присутствие в молекулах белков (в радикалах аминокислотных звеньев)  $-\text{COOH}$  и  $\text{NH}_2$ -групп придаёт им амфотерные свойства. Они реагируют с кислотами и щелочами, образуя соли.

*Денатурация белков.* Денатурация белков — разрушение конфигурации белков (вторичной и третичной структуры) при нагревании, облучении, действии кислот, оснований, солей тяжёлых металлов, энергичном встряхивании. При денатурации разрушается пространственная структура белка (разрушаются водородные, солевые, эфирные, полисульфидные связи), в результате чего белок теряет свою биологическую активность.

При сильном нагревании белки образуют летучие вещества с запахом палёных перьев. Это свойство используется при определении белков.

Цветные реакции белков:

- *Биуретовая реакция* — появление фиолетового окрашивания при добавлении к белку щелочи и нескольких капель раствора медного купороса.
- *Ксантопротеиновая реакция* — появления жёлтого окрашивания при добавлении концентрированной азотной кислоты к белкам, содержащим бензольные кольца и переход в светло-жёлтую окраску при добавлении щелочи к полученному раствору.
- *При нагревании раствора белка с ацетатом свинца ( $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ ) и едким натром выпадает чёрный осадок. Эта реакция доказывает наличие серы в белке.*

**Биологическое значение белков.** Белки составляют основу живых организмов, они входят в состав протоплазмы и ядер растительных и животных клеток. Жизнь есть способ существования белковых тел. Животный организм строит свои белки из аминокислот белков, получаемых с пищей. Недостаток или отсутствие белков в пище приводит к тяжёлым заболеваниям. Пищевая ценность белков определяется их аминокислотным составом и присутствием в них незаменимых аминокислот. В организм животных белки поступают с растительной и животной пищей. Под действием ферментов желудка и печени протекает гидролиз белков. Образующиеся при этом аминокислоты всасываются в кровь через стенки кишечника, а кровь их доставляет до тканей и клеток. Там с их участием происходит биосинтез необходимых для организма белков. Из белков построены клетки и ткани организма.

При нехватке незаменимых аминокислот в пище животных замедляется их рост, снижается их вес, может даже наступить смерть.

Белки выполняют важные функции в живых организмах, управляют сознанием, наследственностью, ростом, движением, деятельностью органов чувств, иммунитетом и др.

В организме чётко и быстро осуществляется такой сложный процесс, как биосинтез белка: молекула белка образуется за 2–3 секунды.

Изучение сути тонких и сложных процессов, протекающих в клетках, является одной из самых интересных, актуальных проблем. Решение этой проблемы позволяет создавать новые биотехнологические процессы, позволяющие осуществлять то, что ранее было возможно только в живых организмах

Изучение белковых веществ позволяет понять сущность жизненных процессов и сознательно ими управлять.

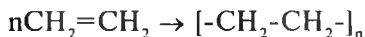
Белки используются в промышленности при получении природных волокон (шёлка, шерсти), кожи, желатина, казеина и др.

Белковые препараты - гормоны, сыворотки, заменители крови имеют огромное значение для медицины.

## § 152. ВЫСОКОМОЛЕКУЛЯРНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

*Приведите примеры природных, искусственных и синтетических полимеров. Что Вы о них знаете?*

- *Полимеризация — реакция, при которой из одинаковых молекул, соединяющихся в определённой последовательности, образуются высокомолекулярные соединения.*
- *При реакции полимеризации образуются высокомолекулярные вещества- полимеры.*
- *Молекула полимера называется макромолекулой.*
- *Низкомолекулярные вещества, образующие макромолекулы, называются мономерами.*
- *Число молекул мономера, образующих полимер, называется степенью полимеризации.*
- *Молекулярная масса полимера - величина непостоянная и зависит от степени полимеризации.*



- а)  $[-\text{CH}_2-\text{CH}_2-]_n$  — полимер.  
б)  $\text{CH}_2=\text{CH}_2$  — мономер.  
в)  $n$  — степень полимеризации.  
г) молекулярная масса мономера:  $M_{(\text{этилена})}=28$ ; молекулярная масса полимера (полиэтилена)  $M_{(\text{полиэтилена})}=28n$ .

К синтетическим высокомолекулярным соединениям и полимерным материалам относятся пластмассы (полиэтилен, полипропилен, поливинилхлорид, полистирол, фенолформальдегидные смолы и др.), синтетические каучуки.

Свойства высокомолекулярных соединений (ВМС) зависят от их строения и способа получения.

**Строение полимеров.** Известно, что форма макромолекулы полимера может быть линейной, разветвлённой и пространственной. Также ненадо забывать о том, что в макромолекуле углеродные атомы могут располагаться не только в одной плоскости (линейно), но и зигзагообразно (тетраэдрическая геометрия).

Важными характеристиками полимера является аморфность или кристалличность его структуры. Кристаллическая структура полимера характеризуется упорядоченным (параллельным) расположением макромолекул, аморфная же структура характеризуется их беспорядочным расположением. Молекулы полимеров не обладают исключительно полностью кристаллическим строением. Обычно если в одной части полимера наблюдается упорядоченное расположение макромолекул, то в другой его части их расположение относительно разупорядоченное. Степень кристалличности такого полимера изменяется. Например, при растяжении полимера его молекулы располагаются параллельно, и его кристалличность возрастает.

Относительная молекулярная масса - усреднённое значение, потому что для данного полимера степень полимеризации - величина непостоянная.

**Специфические свойства полимеров.** Полимеры в отличие от низкомолекулярных веществ не обладают чёткой температурой плавления, а плавятся в определённом диапазоне температур. Некоторые полимеры вообще не плавятся. Полимеры не перегоняются, мало растворимы, их растворы обладают высокой вязкостью. Полимеры отличаются высокой механической прочностью. Всё это объясняется своеобразием строения полимеров.

Для доведения вещества до состояния плавления необходимо преодолеть межмолекулярные силы притяжения. Макромолекулы ВМС связаны друг с другом многочисленными связями, для разрыва которых необходимо приложить много энергии. Поскольку молекулярная масса полимера - величина непостоянная в силу различной степени полимеризации, поэтому при нагревании полимера сначала возрастает подвижность более коротких макромолекул. При длительном нагревании возрастает и подвижность более длинных макромолекул. Поэтому ВМС не имеют чёткой температуры плавления. Для перегонки полимеров необходимо сильное нагревание, только так можно перевести их в летучее состояние, однако при

сильном нагревании молекулы полимера разлагаются, и поэтому их перегонка не представляется возможной.

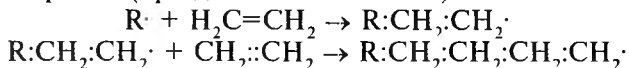
Малая растворимость многих полимеров объясняется невозможностью разделить макромолекулы маленькими молекулами растворителя.

Механическая прочность ВМС объясняется большой силой межмолекулярного взаимодействия.

**Получение.** Синтетические ВМС получают реакциями полимеризации, сополимеризации и поликонденсации; при этом исходные молекулы веществ должны как минимум взаимодействовать с 2 другими. Молекулы веществ, вступающих в реакции полимеризации и сополимеризации (этилен, пропилен, стирол, бутадиен и др.) содержат двойные связи; при разрыве двойной связи высвобождаются 2 валентности, по которым возможно присоединение других молекул.

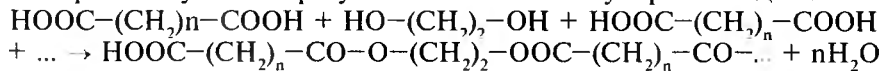
Реакции полимеризации протекают *по свободнорадикальному механизму*. Для образования свободного радикала к молекулам мономера добавляют небольшое количество другого вещества - *инициатора реакции*. Инициатор образует с молекулами мономера нестабильное промежуточное соединение, которое, легко распадаясь, образует свободный радикал ( $R\cdot$ ). Радикал, сталкиваясь с молекулой мономера, образует ковалентную связь за счёт одного электрона  $\pi$ -связи. Другой электрон остаётся неспаренным, превращая, таким образом, всю частицу в свободный радикал.

Механизм реакции полимеризации этилена можно представить следующим образом (при давлении 150 МПа):



Инициатором реакции служит кислород. Молекулы присоединяются друг к другу до тех пор, пока не произойдёт разрыв цепи (пока 2 радикала не соединятся). В результате образуется полимер  $(-CH_2-CH_2-)_n$ .

В реакции поликонденсации вступают вещества, в молекулах которых содержится не менее 2 функциональных групп. Эти функциональные группы могут быть разными (как в молекулах аминокислот  $-NH_2$ ,  $-COOH$  группы) и одинаковыми (как в молекулах этиленгликоля  $-OH$  группы, дикарбоновых кислот  $-COOH$  группы). В реакциях поликонденсации между взаимодействующими функциональными группами образуется связь, и, конечно, наряду с макромолекулами образуются и низкомолекулярные вещества:



**Пластмассы.** Пластмассы занимают первое место среди полимеров по объёму производства.

*Пластические массы (пластмассы, пластик) — материалы на основе природных или синтетических полимеров (смол), которые при формовке изделий имеют мягкую, вязкую консистенцию, а при использовании — стекловидную.*

В состав пластмасс помимо полимеров входят также добавки, придающие полимеру особые свойства. К ним относятся:

- *Наполнители (древесная мука, ткань, асбест, стекловолокно и др.) дающие возможность снизить себестоимость пластмасс и повысить их механическую прочность;*
- *пластификаторы (высококипящие сложные эфиры- повышающие эластичность материала и снижающие его хрупкость;*
- *стабилизаторы (антиоксиданты, световые стабилизаторы)- способствующие обработке пластмасс и сохранению их свойств при использовании;*
- *красители и др.*

Полимер (смола), входящий в состав пластмассы, связывает все компоненты его состава. Свойства пластмассы зависят и от составляющего её полимера. Пластмассы в зависимости от изменений, происходящих с полимером при изготовлении изделия, подразделяются на термореактивные и термопластичные.

- *Термопластичные пластмассы получают на основе линейных полимеров (полиэтилена, полипропилена, поливинилхлорида, полистирола и др.), они пластичны и текучи при высокой температуре и давлении, но при охлаждении они вновь переходят в твёрдое состояние.*
- *Термореактивные пластмассы получают из полимеров с относительно низкой молекулярной массой; в результате химических реакций, протекаемых при их формовке, они образуют пространственно сшитые (сетчатой структуры), неплавящиеся и нерастворимые материалы (фенолформальдегидные пластмассы).*

На примере получения полиэтилена рассмотрим, как влияет на свойства продукта способ его получения. Полиэтилен можно получить 2 способами: при высоком давлении (150–300 МПа, 200–280°С) и низком давлении (0,2–2,5 МПа, 80–100°С). В нижеприведённой таблице даны свойства полиэтилена, полученного обоими способами.

*Таблица 75*

| Свойства                   | Полиэтилен        |                  |
|----------------------------|-------------------|------------------|
|                            | Высокого давления | Низкого давления |
| Молекулярная масса         | 60000–500000      | 80000–800000     |
| Степень кристалличности, % | 50–65             | 75–90            |
| Плотность, кг/м³           | 910–930           | 950–970          |
| Температура плавления, °С  | 105–108           | 120–130          |

Полиэтилен высокого давления не имеет строго линейной структуры. В его молекулах возникает разветвлённость, при этом степень его кристалличности ниже, чем у полиэтилена низкого давления.

Полиэтилен низкого давления, получаемый в присутствии комплексного катализатора, обладает строго линейной структурой. В силу довольно плотной упаковки его молекул он имеет высокую степень кристалличности. Поэтому у полиэтилена низкого давления плотность, прочность, температура плавления выше, чем у полиэтилена высокого давления. Однако присутствие в структуре остатков катализаторов снижает электроизоляционные свойства полиэтилена низкого давления.

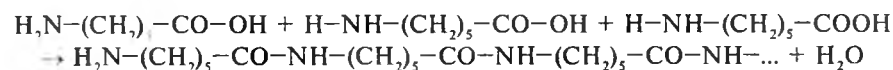
**Искусственные и синтетические волокна.** В настоящее время широко используются волокна, получаемые химическим путём. Химически переработанные природные волокна называются *искусственными*, а волокна, полностью полученные синтетическим путём — *синтетическими*.

Ди- и триацетилцеллюлоза используются в получении ацетатных искусственных волокон. Издавна люди использовали природные волокна (лён, кенаф, хлопок состоят из целлюлозы, а шерсть и шёлк — из белка) для изготовления одежды и бытовых предметов. Искусственные ацетатные волокна имеют такие ценные свойства, как мягкость, достаточная прочность и др. Их недостаток состоит в том, что в сравнении с хлопковым волокном они малогигроскопичны и сильно наэлектризовываются.

Этиленгликоль используется для получения синтетического волокна лавсан.

Расплавленное стекло при охлаждении затвердевает не сразу, а густеет постепенно: при этом возрастает вязкость. Это позволяет ему придать любую форму. Из застывающей полужидкой массы можно изготовить волокно. Из стекловолокна изготавливают ткани с тепло- и электроизоляционными свойствами, кислотостойкие материалы.

При поликонденсации аминокaproновой кислоты образуется *капрон*:



Макромолекулы капрона имеют линейное строение, их состав можно выразить следующей формулой:  $[-\text{NH}-(\text{CH}_2)_5-\text{CO}-]_n$ . Молекулярная масса капрона около 16000–22000. Из капрона можно вытягивать волокно. Капрон — синтетическое химическое волокно. Оно не впитывает влагу, не теряет прочность, не гниёт в присутствии влаги. Высокая степень прочности капрона — результат существования многочисленных водородных связей, образованных при взаимодействии  $-\text{NH}-$  и  $-\text{CO}-$  групп макромолекул.



Однако капроновое волокно не лишено недостатков: оно не устойчиво к действию кислот (гидролизуются) и высоких температур (плавятся при  $215^{\circ}\text{C}$ ).

Из капроновых нитей изготавливают одежду, искусственный мех, парашюты, веревки, рыболовные сети. Из очень прочных капроновых волокон изготавливают материалы для авто- и авиашин, деталей и механизмов машин.

### **Вопросы и задания**

1. *Какие вещества относятся к синтетическим высокомолекулярным соединениям (ВМС)?*
2. *От чего зависят свойства ВМС?*
3. *Чем характеризуются аморфное и кристаллическое состояние полимеров?*
4. *Почему молекулярная масса ВМС- величина непостоянная?*
5. *По какому механизму протекает реакция полимеризации?*
6. *Какие вещества вступают в реакцию поликонденсации?*
7. *Какие компоненты входят в состав пластмасс?*
8. *В чём разница между искусственными и синтетическими волокнами?*

### **Задачи и упражнения для самостоятельного решения**

1. Рассчитайте массу альдегида, полученного окислением 46 г этанола, содержащего 15 % примесей, если выход продукта реакции составляет 85%.
2. Определите объём углекислого газа (н.у.), образованного при сгорании 22,4 л газовой смеси, содержащей 40% азота, 20% метан, 40% ацетилен.
3. Сколько мл 2 М раствора едкого натра необходимо для получения фенолята из 94 г фенола, содержащего 10% примесей?
4. Определите формулу предельного углеводорода, плотность которого 1,96 г/л.
5. Определите формулу алкена, 2,1 г которого могут обесцветить бромную воду, содержащую 8 г брома.
6. При сжигании 1,3 г неизвестного алкина образуется 2,2 г углекислого газа и 0,9 г воды. Определите формулу алкина.
7. Сколько изомеров имеет вещество состава  $\text{C}_6\text{H}_{14}$ ?
8. Определите формулу углеводорода, плотность которого по водороду равна 22.
9. Сколько л газа можно получить при действии воды на 20 г карбида алюминия, содержащего 28% пустой породы?
10. Сколько изомеров у предельного углеводорода, плотность по водороду которого равна 29?
11. Сколько л метана (н.у.) можно получить при сплавлении 10 г ацетата натрия и гидроксидом натрия?
12. Сколько изомеров с открытой цепью имеет углеводород состава  $\text{C}_6\text{H}_{10}$ ?

## ГЛАВА XVI

# ХИМИЯ И НАУЧНО-ТЕХНИЧЕСКИЙ ПРОГРЕСС

### § 151. ПЕРСПЕКТИВЫ ХИМИЧЕСКОГО ПРОИЗВОДСТВА

Современной промышленности требуются материалы, обладающие различными свойствами и качествами: высокой прочностью, термоустойчивостью, термопластичностью, устойчивостью к агрессивной химической среде. Природные и получаемые при их переработке материалы полностью не отвечают этим требованиям и не могут удовлетворить потребность в них. К тому же человечество лицом к лицу столкнулось с проблемой сокращения природных источников сырья, энергии, воды, пищевых продуктов.

В таких условиях возрастает роль химии, химической продукции и химических методов во всех отраслях народного хозяйства.

Главная задача, стоящая перед химией и химической промышленностью — разработка передовых технологий с учётом охраны окружающей среды, создание новых материалов и веществ с заданными свойствами, комплексная переработка природной, промышленной и сельскохозяйственной продукции, а также вторичного сырья: более полное извлечение полезных компонентов из отходов, организация утилизации отходов с целью экономии энергии и сырья, создание безотходных технологий.

Химическая промышленность, используя достижения научно-технического прогресса, производит новые, не существующие в природе материалы с заданными свойствами: полимеры (пластмассы, синтетические волокна, каучуки), керамику, композиты, лакокрасочную продукцию, синтетические моющие средства и др.

Отдельные виды полимеров конкурируют с ценными, высококачественными, нержавеющими сталями. 1 т таких полимеров позволяет сэкономить 6 т металла. Полимеры всё шире используются в машиностроении, атомной промышленности, радиотехнике, микроэлектронике, сельском хозяйстве, медицине, быту и др. областях.

Керамика занимает 3-е место среди промышленных материалов после металлов и пластмасс. Всем известно всё возрастающая степень использования керамики в машиностроении, при изготовлении конструкционных материалов, в электронике и электротехнической промышленности.

Композиты состоят из матрицы и наполнителей, они занимают своё место среди современных материалов. В качестве матрицы используют металлы, сплавы, полимеры, керамика.

В качестве наполнителей используются металлы и углерод в виде волокон, лоскутов и порошков. Композитные материалы, обладающие высокой экономической эффективностью, прочнее обычных материалов в 5 раз и используются в авиационных и космических технологиях.

Из года в год растёт проблема обеспечения населения всей нашей планеты продуктами питания и одеждой. Это связано с неуклонным ростом населения и его потребностей. Наряду с этим уменьшаются посевные площади и их плодородие. Повышение производства высококачественной потребительской продукции невозможно без интенсификации сельского хозяйства. Одним из путей интенсификации сельского хозяйства является внедрение в него достижений химии.

Химизация сельского хозяйства включает в себя использование минеральных удобрений, химических средств защиты растений и почв, мелиорацию для улучшения структуры почв, применение теплиц и синтетических материалов, добавление в корм скоту химических препаратов, химическую переработку отходов сельского и лесного хозяйств, очистку химическими методами водных бассейнов, антисептическую обработку древесных строений (конструкций), проведение химического анализа почвы, кормов, продукции.

Одной из важнейших задач, стоящих перед химической промышленностью является производство химической продукции, замещающей использование природных материалов и пищевого сырья в технических целях. Широко используют химическую продукцию при изготовлении одежды, мебели, бытовых предметов.

Роль химии в медицине не ограничивается только синтезом новых лекарственных веществ. Медицинское оборудование также изготавливается химической промышленностью. Химические методы позволяют исследовать процессы, происходящие в человеческом организме на клеточном и молекулярном уровне. А изучение этих процессов и способов управления ими позволяет определить причину заболевания, предотвратить его и разработать способы лечения.

В результате развития ферментативного катализа - новой области каталитической химии возникли химическая и инженерная энзимология. Эти ферменты используются в качестве лекарств и при их получении.

В повседневной жизни широко используется бытовая химическая продукция: синтетические моющие средства, очистительные средства, клеи.

Сокращение природных ресурсов поставило ребром перед человечеством проблему замены индустриального способа производства технологическим. В связи с этим возрастает роль химической технологии. Технологическая перестройка производства включает в себя комплексную переработку сырья, использование высокопродуктивных, экономичных, малостадийных технологий с применением селективных катализаторов нового поколения и сохраняющих окружающую среду от выбросов.

Перед химической наукой и промышленностью стоит задача по максимально полному использованию невозобновляемых природных ресурсов: руд, чёрных и цветных металлов, нефти, газа, угля, горно-химического сырья. Например, из природного газа, содержащего до 40% сероводорода, поставлено производство не только пропана и бутана, но и таких высококачественных продуктов, как сера, этан. Такая переработка природного газа полезна как с экономической, так и с экологической точки зрения, т.к. предотвращает загрязнение атмосферы вредными оксидами серы, образующимися при горении сероводорода.

Интеграция химической технологии и атомной энергетики перспективно с позиций экономики и экологии. Химические комбинаты будущего представляются с участием ядерных реакторов, обеспечивающих электроэнергией и теплом процессы модификации материалов и радиационно-химического облучения.

В заключении следует сказать, что роль химической науки и промышленности в современном научно-техническом развитии безмерна.

Химическая наука и современная технология играют важную роль в развитии физики и биологии, а химическая промышленность - в решении народнохозяйственных проблем, связанных с обеспечением агропромышленного и топливно-энергетического комплекса, производством машиностроительной, металлургической, транспортной и строительной продукции и товаров повседневного использования. Химия оказывает революционное воздействие на развитие всего народного хозяйства.

### ***Вопросы и задания***

- 1. Объясните на конкретных примерах значение химической науки для промышленности и народного хозяйства.*
- 2. Дайте определение понятию «химическая технология».*
- 3. Предложите оригинальный способ химической очистки сточных вод.*
- 4. Что имеется в виду под охраной окружающей среды?*
- 5. Ознакомьтесь с отходами промышленных объектов Вашего региона и разработайте предложения по их обезвреживанию.*

## § 152. ЗАЩИТА АТМОСФЕРЫ И ГИДРОСФЕРЫ ОТ ЗАГРЯЗНЕНИЯ

*“Здоровье человека неразрывно связано с внешними условиями”*

*Абу Али ибн Сино*

Защита окружающей среды от загрязнения, сохранение чистоты атмосферы, воды и почвы - основная проблема не только для нас, но и для всего человечества.

Содержание пыли в угольных шахтах составляет от 500 мг/м<sup>3</sup> до 3000 мг/м<sup>3</sup>. Используемые для поддержания чистоты воздуха в шахтах вентиляционные устройства за 1 сутки в атмосферу выбрасывают 1 500 000 м<sup>3</sup> такой пыли. В результате происходит потеря продукта (мелких частиц угля), и атмосферный воздух, которым мы дышим, загрязняется.

Пыль, поднимаемая цементными заводами, загрязняет атмосферу в радиусе 2-3, а иногда и до 10 км.

Огромное количество пыли (от горных пород) поднимается в атмосферу при добыче горных пород на рудных месторождениях и в процессе их обогащения.

Пыль, поднимаемая в атмосферу в результате деятельности этих отраслей промышленности, оказывает серьёзное воздействие на человека, затрудняет рост растений, приводит к потерям сырья.

*Что бы Вы сделали для предотвращения загрязнения атмосферы и потерь сырья в виде пыли?*

Для улавливания поднимающейся в атмосферу пыли или резкого уменьшения её содержания используют методы адсорбции и увлажнения. Например, в процессе добычи и обогащения руды массив, где добывают руду, орошают, т.е. руда добывается мокрым способом. Для улавливания пыли, поднимающейся в воздух, в настоящее время используют электрофилтры и адсорбенты.

*“Человек может жить 1000 лет, если в воздухе нет пыли и дыма”*

*Абу Али ибн Сино*

Воздух - смесь, состоящая из различных газов, имеющая практически неизменный состав. В воздухе по объёму содержится 75,09% N<sub>2</sub>, 20,95% O<sub>2</sub>, 0,93% Ar, 0,03–0,06% CO<sub>2</sub>, 0,0018% Ne, 0,0005% и небольшое количество водяного пара, H<sub>2</sub>, Kr, Xe, CH<sub>4</sub>, NH<sub>3</sub>, NO<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>O, O<sub>3</sub>.

Атмосфера загрязняется по следующим причинам:

1) Естественное загрязнение. 2) Газ, пыль, дым, выделяемые при сжигании топлива промышленными предприятиями, транс-

портными средствами, отопительными системами. 3) Сжигание различных отходов. Например, сегодня очень многие полимерные изделия (полиэтиленовые плёнки, различные пластмассовые игрушки, бытовые приборы, детали) после длительного использования становятся непригодными.

В результате в составе воздуха появляются вредные вещества:  $\text{NO}$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{F}_2$ ,  $\text{HF}$  и др.

На химических предприятиях для очистки вредных газов (промышленных отходов) используют растворители. В качестве растворителей применяют воду, растворы щелочей, известковую воду. При этом в окружающую среду выделяются токсичные газы и жидкости (растворители). Не растворимые в жидкостях газы устраняются химическим путём. Для этого используют окислители, а при необходимости и катализаторы.

*При желании и возможности посадить сейте саженец, что у вас в руке, даже если знаете, что вот-вот наступит конец света.*

*Из Хадисов*

За счёт резкого развития промышленности в атмосферу за первую половину XX века было выброшено 3 млрд. т пыли, дыма и частиц золы. Биосфера загрязнена 1,5 млн. т мышьяка, 1,2 т цинка и др. вредными веществами.

Каждый год в атмосферу нашей планеты промышленными предприятиями выбрасываются 250 млн. т оксидов азота, 300 млн. т оксида серы (IV) и другие вещества в очень большом количестве.

В последние годы из-за уменьшения объёма воды в Аральском море, увеличения концентрации солей, растворённых в воде, образования соленых отложений в виде осадочных горных пород, солевая пыль поднимается в атмосферу с высохших берегов моря. Это приводит к нарушению экологического равновесия.

*“Не плюйте в воду, это тяжкий грех”*

*Из Хадиса*

Вода- самое распространённое вещество в природе. Поверхность Земли на  $\frac{3}{4}$  покрыта водой. Вода участвует почти во всех процессах, происходящих в природе. Вода гидросферы и атмосферы составляет значительное её количество. Однако пригодная для питья вода составляет всего лишь 1% от её общего количества.

По прогнозам учёных в будущем человечество столкнётся с проблемой дефицита пресной воды.

***“Давайте беречь каждую каплю воды! Сохраним её прозрачной!”***

Вода в водоёмах загрязняется при сбросе сточных вод, образующихся на промышленных предприятиях и в результате бытовых работ.

В состав загрязненной воды могут входить различные мутагенные вещества: нитраты, оксиды азота, вещества, образуемые при нефтепереработке, тяжёлые металлы, соли свинца, некоторые органические вещества —  $\text{CCl}_4$ , хлоропрен, оксид этилена, отходы фармацевтического производства, пестициды. В результате нарушается природный жизненный цикл в воде, растения и животные, обитающие в воде, погибают.

Сточные воды перед сбросом в водоёмы подвергаются обработке и очищаются от вредных примесей. Для этого такая вода вначале фильтруется. К отфильтрованной воде добавляют негашёную известь ( $\text{CaO}$ ), раствор приобретает щелочную реакцию. Затем в раствор добавляют  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ . Образующийся при этом осадок  $\text{Al}(\text{OH})_3$  соосаждает песок и другие примеси. После отстаивания к воде добавляют хлорную известь, очищая тем самым воду от микробов.

В настоящее время в Узбекистане действует более 600 различных сооружений для очистки сточных вод.

***Вода- вещество, дарующее жизнь всем живым организмам! Попробуйте представить свою жизнь без воды. Это ведь был бы ужас! Поэтому не будем расходовать воду впустую!***

Использование отходов химических предприятий позволяет получать различную продукцию. В результате, такие предприятия получают экономическую прибыль, а природа защищена от загрязнения различными отходами. Например, огромное количество шлака образуется в качестве отходов на электростанциях, работающих на угле. Добавление к такому шлаку небольшого количества силиката натрия позволяет изготавливать шлакоблочные кирпичи. В итоге, вместо расходов, связанных с вывозом отходов (шлака) и их обеззараживанием, предприятие получает экономическую прибыль от продаж производимых кирпичей.

В настоящее время в различных областях деревянные и железные изделия заменяются пластиковыми. Но пластмассовые отходы не гниют в земле, а их сжигание загрязняет атмосферу.

***Что бы Вы делали с пластиковыми отходами? Можно ли, перерабатывая их, получать какие-либо конструктивные материалы?***

***Не бросайте отходы в воду! Не сжигайте опавшие листья! Вы этим защитите себя и природу.***

Пестициды (от лат. *pestis* — вредный микроб и *coedero* — убиваю) — химические вещества, применяемые для защиты сельхозкультур от вредителей и заболеваний, а также используемые для борьбы с сорняками.

- *При работе с пестицидами надо быть очень осторожным! Пестициды могут наносить серьёзный вред диким и домашним животным, а также человеку.*

— Инсектициды используются для борьбы с вредными насекомыми.

— Акарициды используются в борьбе с клещами.

— Фунгициды используются в борьбе с грибковыми заболеваниями растений.

— Гербициды используются в борьбе сорными травами.

— Бактерициды используются в борьбе с вредными бактериями.

— Зооциды используются в борьбе с вредными грызунами.

— Дефолианты используются для сбрасывания растениями листвы.

— Десиканты — химические препараты из группы пестицидов, вызывающие обезвоживание тканей растений.

— Дезинсекция — комплекс мер по уничтожению вредных членистоногих.

В нашей республике имеется 4,5 млн. га плодородных земель (и ещё 9 млн. га осваиваемых), из них 3,375 млн. га находится в ведении сельского хозяйства.

Для повышения урожайности сельскохозяйственных культур используют минеральные удобрения и различные пестициды.

Используемые в качестве пестицидов токсичные химические соединения быстро не распадаются и длительное время не меняют свой состав. В результате они накапливаются в органах растений и животных, переходя в них через почву, воду и воздух. В организм человека они переходят из воды, воздуха, а также через продукты растительного и животного происхождения, вызывая различные заболевания.

*Подумайте! Так ли необходимо использовать именно пестициды для борьбы с вредителями сельхозкультур? Если Вы найдёте какой-нибудь другой, более естественный путь решения этой проблемы, то Вы сохраните чистоту дорогих всем нам почвы, атмосферы, гидросферы, а также наше здоровье и здоровье будущих поколений!*



## Задачи и упражнения для самостоятельного решения

1. В целях борьбы с вредными насекомыми зернохранилищ на каждый кубометр помещения поджигается по 24 г серы. Определите концентрацию (мг/л) оксида серы (IV) в воздухе зернохранилища.

2. Какие экологические проблемы могут возникнуть в результате деятельности предприятия, построенного с целью получения сульфата натрия из поваренной соли и концентрированной серной кислоты? Какой важный продукт можно получать из отходов этого предприятия? Какая экологическая проблема будет в связи с этим решена?

3. В целях отопления школы горячей водой на котельной каждые сутки сжигается по 200 кг угля. Уголь на 90% состоит из углерода и на 10% из несгораемых примесей. Если длительность зимнего сезона составляет 120 дней, то сколько кислорода требуется для сжигания необходимого количества угля? Сколько га леса необходимо иметь, чтобы компенсировать количество кислорода, затрачиваемое на сжигание угля, если известно, что всеми растениями, произрастающими на 1 га леса, за сутки выделяется 10 кг кислорода?

4. Воздух вокруг одного из химических предприятий загрязнён сероводородом. Концентрация сероводорода в воздухе в радиусе 5 км и на высоте 2 км составляет 0,01 мл/га. Сколько можно было бы получить серной кислоты из этого количества сероводорода?

## ЗАДАЧИ СМЕШАННОГО ТИПА И ПОВЫШЕННОЙ СЛОЖНОСТИ

1. Определите формулу вещества, содержащего 43,4 % натрия, 11,3 % углерода и кислород.
2. Сколько моль в 10 г водорода? Какой объём займёт это количество при н.у.? Сколько молекул содержится в этом количестве водорода?
3. Сколько моль вещества содержится в 24 г оксида серы (VI)?
4. Плотность галогеноводорода по воздуху равна 4,41. Определите галогеноводород и его плотность по водороду.
5. Сколько водорода необходимо для восстановления 16 г оксида меди (II), и сколько меди при этом образуется?
6. 24 г оксида меди (II) вступило в реакцию с 5,1 л угарного газа. Определите массу твёрдого остатка по окончании реакции.
7. 2 кг песка сплавляли с гидроксидом кальция. В результате реакции было получено 3,82 кг силиката калия. Определите выход продукта, если массовая доля оксида кремния (IV) в песке составляет 90 %.
8. 1,5 г смеси магния и меди растворили в соляной кислоте. В результате реакции выделилось 500 мл водорода (н.у.). Определите процентный состав компонентов исходной смеси.
9. При взаимодействии 7,2 г смеси железа и сульфида железа (II) с соляной кислотой образовалось 2,24 л смеси газов. Определите массу железа и сульфида железа (II) в исходной смеси.
10. 0,0547 г металла растворили в кислоте, при этом образовалось 50,4 мл водорода (н.у.). Определите эквивалент металла.
11. Для нейтрализации 0,728 г щелочи израсходовано 0,535 г азотной кислоты. Определите эквивалент щелочи.
12. 48 г насыщенного при 60°C раствора нитрата калия выпарили досуха. В результате получили 22,75 г сухого остатка. Определите растворимость нитрата калия при данной температуре.
13. Сколько г гидроксида натрия содержится в 458 мл ( $\rho=1,092$  г/мл) 8% раствора едкого натра?
14. Смешали 200 г 40 % раствора с 600 г воды. Определите массовую долю растворённого вещества в полученном растворе.
15. 80 г оксида серы (VI) растворили в 920 г воды. Определите процентную концентрацию полученного раствора.

16. В 700 мл воды растворили 179,2 л хлороводорода (н.у.). Определите процентную концентрацию полученного раствора.

17. В 361 г воды растворили 139 г железного купороса. Определите процентную концентрацию полученного раствора.

18. Для полного осаждения ионов серебра из 100 мл раствора нитрата серебра израсходовано 50 мл 0,2 н соляной кислоты. Определите нормальную концентрацию раствора нитрата серебра и массу полученного осадка.

19. Сколько тепла выделится при сгорании 19,5 г бензола? Известно, что теплота образования бензола:  $C_6H_6$  — -49 кДж/моль,  $H_2O$  (пар) — -241,88 кДж/моль, а  $CO_2$  — -393,62 кДж/моль.

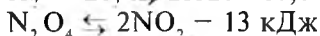
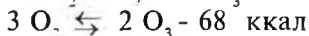
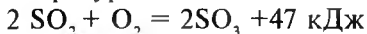
20. При сжигании серы выделилось 73,48 кДж тепла. Если в результате этой реакции образуется 16 г сернистого ангидрида, то сколько при этом выделится теплоты.

21. Во сколько раз увеличится скорость химической реакции при повышении температуры от 10° до 50° С, если температурный коэффициент реакции равен 4?

22. Во сколько раз возрастёт скорость следующей реакции, если уменьшить объём реакционной камеры в 3 раза:  $2 SO_2 + O_2 = 2 SO_3$ ?

23. При достижении равновесия в реакционной системе  $2NO + O_2 \rightleftharpoons 2NO_2$  концентрации веществ имели следующие значения:  $[NO] = 0,02$  моль/л,  $[O_2] = 0,3$  моль/л  $[NO_2] = 0,06$  моль/л. Найдите исходные концентрации реагирующих веществ.

24. В какую сторону сместится равновесие в следующих реакциях при увеличении температуры и давления?

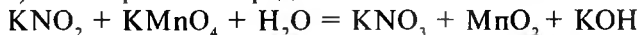


25. Какая частица образуется при отрыве 2  $\alpha$ - и 1  $\beta$ -частицы от  $^{238}_{92}V$ ?

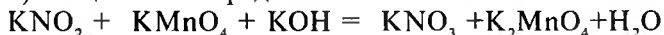
26. Бор состоит из смеси изотопов  $^{10}_5B$  и  $^{11}_5B$ , его относительная атомная масса равна 10,81. Определите процентное содержание изотопов бора.

27. Расставьте коэффициенты в следующих уравнениях окислительно-восстановительных реакций, на протекание которых оказывает влияние среда.

а) в нейтральной среде:



б) в щелочной среде:



в) в кислой среде:



28. Составьте схемы электролиза следующих веществ:

а) раствор  $Na_2SO_4$ ; б) раствор  $Cu(NO_3)_2$ ; в) раствор  $CuCl_2$ .

29. Через раствор сульфата меди (II) пропускали ток силой 5 А в течение 1 ч. Определите массу веществ, выделившихся на катоде и аноде.

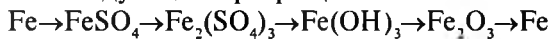
30. При электролизе 2000 г 5% раствора  $\text{NaNO}_3$  на аноде выделилось 80 л кислорода, измеренного при 25°C и  $1,24 \cdot 10^5$  Па. Определите процентную концентрацию раствора после электролиза.

31. Железная пластинка массой 5 г опущена в 5% раствор сульфата меди (II) массой 32 г. Как изменится масса пластинки после реакции?

32. Цинковая пластинка массой 10 г опущена в раствор сульфата меди (II). По прошествии времени пластинка была вынута из раствора, вымыта и высушена. Её масса составила 9,9 г. Определите массу сульфата меди в растворе.  $M_r(\text{Cu})=63,54$ ;  $M_r(\text{Zn})=65,38$ .

33. Напишите уравнение гидролиза сульфида натрия. Какова среда раствора?

34. Напишите уравнения реакций, необходимых для осуществления следующих превращений:



35. В раствор, содержащий 2 моль серной кислоты был добавлен раствор, содержащий 2 моль едкого натра, после чего образованная смесь была выпарена досуха. Какая соль образовалась при этом и в каком количестве?

36. Какой объём водорода (н.у.) необходим для восстановления оксида меди (II), образованного при термическом разложении 6,66 г малахита?

37. Через озонатор пропустили 15 л кислорода. В результате 10% кислорода превратилось в озон. Определите объём озонированного кислорода.

38. Газ, образованный при реакции гидрида кальция с водой, пропустили через нагретый оксид железа (II). При этом масса твёрдого образца уменьшилась на 16 г. Сколько г гидрида растворили в воде?

39. Сколько г перманганата калия и мл 1М соляной кислоты необходимо взять для получения хлора в количестве, достаточном для получения 16,25 г хлорида железа (III)?

40. Через горячий раствор гидроксида калия пропустили хлор. Затем раствор выпарили. Полученные кристаллы высушили и нагрели до постоянной массы. Если масса кристаллического продукта до нагревания была 49,45 г, а после- 44,45 г, сколько 10н гидроксида калия было израсходовано при этом?

41. При нагревании белого кристаллического вещества выделился газ, а осадок хорошо растворялся в воде. Осадок растворили в воде и к полученному раствору добавили раствор нитрата серебра. При этом образовался белый осадок. Смесь красного фосфора с исходным веществом горит со взрывом. Какое вещество было взято для эксперимента? Из скольки г этого вещества можно получить

газ в количестве, достаточном для полного сгорания 4,48 л сероводорода (н.у.)?

42. Смесь, содержащую водород, хлор и хлороводород, пропустили через 1 л раствора йодида калия, при этом выделилось 2,54 г йода. Остаточная газовая смесь составила 500 мл (н.у.). Определите процентный состав исходной смеси.

43. На обжиг 19,4 г сульфида двухвалентного металла было затрачено 6,72 л кислорода (н.у.) Образованный в результате реакции газ был каталитически окислен. Обжиг сульфида какого металла был произведён, и сколько г 33,6% раствора гидроксида калия требуется для полной нейтрализации кислоты, образованной при гидратации каталитически окисленного газа?

44. 12,7 г меди было обработано 70 мл ( $\rho=1,5 \text{ г/мл}$ ) 96 % горячим раствором азотной кислоты. Какой газ и в каком объёме (н.у.) образуется в этой реакции? Определите количества веществ в растворе.

45. Смесь алюминия и меди массой 10 г обработали 96% азотной кислотой. В результате выделилось 4,48 л газа (н.у.). определите количественный состав исходной смеси.

46. Имеются воздух и вода. Используя необходимое оборудование и катализаторы, получите из них какую-нибудь соль. Напишите уравнения соответствующих реакций. Объясните условия протекания реакций.

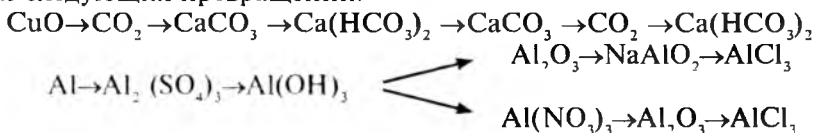
47. Смешали 100 г 9,8% раствора фосфорной кислоты и 200 г 17,4% раствора гидрофосфата калия. Определите процентные концентрации веществ в полученном растворе.

48. Имеется вещество «А» белого цвета, хорошо растворимое в воде, используемое для сушки газов. Это вещество, растворяясь в холодной воде, образует кислоту «В». Кислота «В» со временем переходит в кислоту «С». Кислота «С» нетоксична, при обезвоживании даёт кислоту «В». На анионы кислот «В» и «С» качественным реактивом служит нитрат серебра. Определите вещество «А» и напишите уравнения всех вышеупомянутых реакций.

49. Смесь азота, оксидов углерода (II) и (IV) объёмом 10 л последовательно пропустили через известковую воду и нагретый оксид меди (II). При этом образовалось 10 г осадка и 6,35 г меди. Определите % состав газов в исходной смеси.

50. 15,6 г одновалентного металла, реагируя с водой, образует 4,48 л газа (н.у.). Какой металл был взят для реакции?

51. Напишите уравнения реакций, необходимых для осуществления следующих превращений:



52. Сравните двух-, трёх- и шестивалентные соединения хрома с оксидами магния, алюминия и серы (VI). Аргументируйте ответ уравнениями реакций.

53. 28,8 г смеси железа и железной окалины было восстановлено водородом. Продукт реакции взаимодействовал с соляной кислотой, при этом образовалось 8,96 л газа (н.у.). Определите процентный состав первоначальной смеси.

54. Какой объём метана (н.у.) образуется при полном гидролизе 8 кг карбида алюминия, содержащего 10% пустой породы?

55. На полное сгорание 0,1 моль предельного углеводорода неизвестного строения израсходовано 56 л воздуха (н.у.). Какова формула углеводорода? Учтите, что в воздухе содержится 20% кислорода по объёму.

56. Получите бутен-2 из бутена-1. Напишите необходимые уравнения реакций.

57. Алкен, содержащий 4 атома углерода в молекуле, окисляется водным раствором перманганата калия, образуя симметричный диол. Определите структурную формулу этого алкена.

58. Через аммиачный раствор оксида серебра был пропущен ацетилен. При этом образовалось взрывчатое вещество. Если выход продукта составляет 80% от теоретического, какой объём ацетилена расходуется (н.у.) для получения 24 г продукта реакции?

59. Напишите структурные формулы ароматических нитросоединений состава  $C_7H_7O_2N$  и назовите их.

60. Какие из следующих углеводородов обесцвечивают бромную воду: а) стирол; б) м-диметилбензол; в) п-диметилбензол; г) 2-фенилпропен ?

61. При сгорании 3,9 г органического вещества, плотность паров которого по водороду равна 39, образуются 13,2 г оксида углерода (IV) и 2,7 г воды. Какова формула вещества?

62. Напишите формулы одноатомных спиртов состава  $C_6H_{13}OH$ , содержащих третичный атом углерода, и назовите их.

63. Синтезируйте бутанол-2 из бутанола-1 используя только неорганические реактивы.

64. Какой объём кислорода (н.у.) необходим для полного сгорания 28,75 мл этилового спирта ( $\rho=0,8$  г/мл)? Сколько г осадка образуется при пропускании продуктов горения через известковую воду?

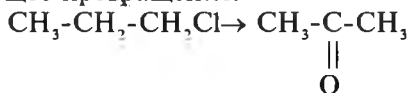
65. Вещество неизвестного строения медленно реагирует с металлическим натрием. Оно не окисляется под действием дихромата калия, быстро реагирует с концентрированной соляной кислотой, образуя алкилмонохлорид с молекулярной массой 106,5 и содержанием в нём хлора 33,3%. Определите строение исходного вещества.

66. Для нейтрализации смеси фенола с уксусной кислотой израсходовано 23,4 мл 20% раствора гидроксида калия ( $\rho=1,2$  г/мл).

При взаимодействии исходной смеси с бромной водой образовалось 16,5 г осадка. Определите количественный состав исходной смеси.

67. Как из пропана можно получить глицерин? Напишите уравнения необходимых реакций и объясните условия их протекания.

68. Напишите уравнения реакций, позволяющих осуществить следующее превращение:



69. Получите уксусный альдегид из известняка. Напишите уравнения соответствующих реакций.

70. Напишите формулы промежуточного и конечного продукта в следующей схеме:



71. При гидролизе сложного эфира, молекулярная масса которого равна 130, образовались кислота «А» и спирт «В». В серебряной соли кислоты «А» содержится 59,66% серебра. Спирт «В» не окисляется бихроматом калия и содержит 4 атома углерода в молекуле. Определите строение эфира и назовите его.

72. Напишите структурные формулы следующих азотистых соединений.

- а) вторичный бутиламин;
- б) третичный бутиламин;
- в) этилпропиламин;
- г) диметилизопропиламин;
- д) диметилэтиламмонийхлорид;
- е) метилфениламин;
- ж)  $\alpha$ -аминомасляная кислота;
- з) 2-метил- 2-нитропропан.

73. Из известняка получите анилин. Напишите уравнения необходимых реакций и объясните условия их протекания.

74. Напишите структурные формулы всех аминов состава  $\text{C}_4\text{H}_{11}\text{N}$  и назовите их.

75. При электролизе 1000 г 5% раствора  $\text{NaNO}_3$  на аноде выделилось 80 л кислорода, измеренного при 25°C и  $1,24 \cdot 10^5$  Па. Определите процентную концентрацию раствора после электролиза.

76. При выпаривании 15 %-ного раствора. масса уменьшилась на 60 г, и образовался раствор с концентрацией 18%. Определите массу исходного раствора.

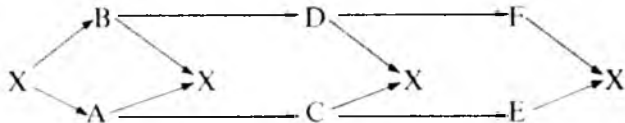
77. В скольких г 5% раствора соли необходимо растворить 20 г этой соли, чтобы получить 7% раствор?

% концентрацию такого раствора.

79. Используя Fe, MnO<sub>2</sub>, HCl, K и продукты их взаимодействия, получите более 10 новых веществ. Напишите уравнения необходимых реакций.

80. Фторид неизвестного элемента выражается формулой XF<sub>4</sub>. В составе этого соединения имеется 47,5% фтора. Что это за элемент? Что можно сказать об этом элементе?

81. Приведите несколько примеров реакций, протекающих по следующей схеме:



82. При взаимодействии оксида металла с серной кислотой образовалось 3,92 г сульфата металла и 0,54 г воды. Определите оксид металла.

83. К 150 г 30% раствора серной кислоты добавили 50 г воды. Сколько г 20% раствора H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> необходимо добавить к полученному раствору, чтобы конечная концентрация составила бы 50%?

84. К 25 % раствору добавлен раствор, в 2,5 раза превосходящий его по массе. Определите % концентрацию нового раствора (массовая доля растворённого вещества во 2-м растворе- 0,1 (10%)).

85. При нагревании 8,64 г смеси KNO<sub>3</sub>, KClO<sub>3</sub> и KMnO<sub>4</sub> образовалось 1,232 л O<sub>2</sub>. При добавлении к этой смеси HCl, образуется 2,464 л Cl<sub>2</sub>. Определите состав смеси.

86. Определите состав осаждённого кристаллогидрата, 162 г которого выпало при охлаждении 450 г 72% раствора ацетата калия от 40°C до 0°C (при 0°C растворимость соли равна 216,7).

87. При электролизе растворов XCl<sub>2</sub> и YCl<sub>3</sub> в течение определённого времени в 2 электролизёрах присоединённых параллельно к источнику тока, на катодах образовалось 1,2 моль X и 44,8 г Y. Определите атомную массу элемента Y.

88. 1100 мл смеси этана и кислорода подожгли. После конденсации воды объём газообразных продуктов реакции уменьшился на 600 мл. Определите состав исходной смеси.

89. При восстановлении 5,1525 г оксида марганца Al было получено 1,806 · 10<sup>22</sup> частиц Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. Определите формулу оксида марганца.

90. При добавлении скольких л оксида углерода (IV) к 5,6 л оксида углерода (II) общее число электронов в молекулах смеси превышает число Авогадро в 14,5 раз ?

91. Через 100 мл 12,33% раствора FeCl<sub>2</sub> (ρ=1,03 г/мл) пропущено столько хлора, что массовая доля образованного в результате реакции FeCl<sub>3</sub> сравнялась с массовой долей оставшегося непрореагировавшим FeCl<sub>2</sub>. Рассчитайте объём пропущенного Cl<sub>2</sub> (н.у.).



92. При полном окислении 7,83 г сплава 2-х металлов образовалось 14,23 г их оксидов. При взаимодействии этих оксидов со щелочью осталось 4,03 г нерастворимого осадка. Определите металлы, если молярное соотношение оксидов металлов со степенями окисления +2 и +3 составляет 1:1 (гидроксид трёхвалентного металла обладает амфотерными свойствами).

93. Кристаллическая сода содержит 62,94% воды. Сколько моль воды приходится на 1 моль карбоната натрия в кристаллогидрате?

94. К 50 г 13,24% раствора нитрата свинца (II) добавили раствор, содержащий достаточное для полного взаимодействия количество сульфида натрия. Какое вещество образуется в результате реакции, и сколько осадка образуется?

95. При разложении 0,4373 г двухосновной кислоты, образованной шестивалентным элементом, 0,4058 г ангидрида этой кислоты. Определите исходную кислоту.

96. 5,4 г неизвестного металла реагирует с 3,36 л (н.у.) кислорода. Определите атомную массу металла. Напишите уравнения реакций этого металла с соляной кислотой и концентрированным и разбавленным растворами азотной кислоты.

97. При сгорании 4,14 г металла образовалось 8,94 г оксида металла. Если 15,3 г этого металла реагирует с водой, какой объём  $H_2$  (н.у.) при этом образуется? Определите, какой был взят металл.

98. Определённое количество водородного соединения одновалентного металла было растворено в 100 г воды. После реакции концентрация полученного раствора составила 2,38%. Масса полученного раствора была меньше суммарной массы исходного вещества и воды на 0,2 г. Водородное соединение какого металла было взято для реакции?

99. При действии азотной кислоты на 1,67 г карбоната металла образовалось 2,07 г нитрата металла. Определите формулу карбоната металла.

100. При действии в избытке  $Na_2CO_3$  на нитрат двухвалентного металла образовалось 2,367 г осадка, а при действии на этот же нитрат  $Na_2SO_4$  масса осадка составила 2,80 г. Нитрат какого металла был взят для реакции?

## Решения некоторых задач повышенной трудности и смешанных задач

**Задача 1.** Элемент, образующий высший оксид  $R_2O_7$ , образует летучее водородное соединение, в составе которого 0,78% водорода. Какой это элемент?

**Решение:** Элемент, образующий высший оксид  $R_2O_7$ , имеет летучее водородное соединение типа  $HR$ .  $M(HR)=1+A$

$$100\%/1+A=0,78$$

$$0,78+0,78A=100$$

$$0,78A=100-0,78$$

$$0,788A=99,22$$

$$A=127,2$$

**Ответ:**  $A=127,2$  это J, а вещество —  $HJ$ .

**Задача 2.** При сильном нагревании 14,3 г соды образовалось 5,3 г безводного  $Na_2CO_3$ . Определите формулу кристаллогидрата.

**Решение:**  $Na_2CO_3 \cdot nH_2O$

**I способ:** 1)  $53,3/14,3=106/106+18n$ . При решении этого уравнения можно определить, что  $n=10$ .

**II способ:**

1) Найдём массу воды.

$$m_{H_2O} = 14,3 - 5,3 = 9 \text{ г} \quad H_2O$$

2) 5,3 г  $Na_2CO_3$  присоединяет 9 г воды.

A 106 г  $Na_2CO_3$  — x г воды

$$x = \frac{106 \cdot 9}{53} = 180 \text{ г воды}$$

3) Сколько моль в 180 г воды?

18 г

1 моль

180 г

x моль

$$x=10$$

**III способ:**

1)  $14,3-5,3=9 \text{ г } H_2O$

14,3

9

2)  $Na_2CO_3 \cdot nH_2O$

$Na_2CO_3 + nH_2O$

106+18n

18n

14,3

9

$$\frac{106 + 18n}{18n} = \frac{9}{18n}$$

$$257,4n=9(106+18n)$$

$$257,4n=954+162n$$

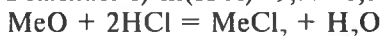
$$95,4n=954$$

$$n=10$$

**Ответ:**  $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$

**Задача 3.** Для растворения 4,05 г оксида двухвалентного металла израсходовано 9,77 г 37% HCl. Элемент какого оксида был взят?

**Решение:** 1)  $m(\text{HCl}) = 9,77 \cdot 0,37 = 3,67 \text{ г HCl}$



$$\begin{array}{rcl} \text{A} + 16 & 73 & | & 4,05 & = & \frac{3,67}{73} \\ 4,05 \text{ г} & 3,67 & & \text{A} + 16 & & \end{array}$$

$$4,05 \cdot 73 = 3,67(\text{A} + 16)$$

$$295,65 = 3,67\text{A} + 57,92$$

$$295,65 - 57,92 = 3,67\text{A}$$

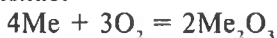
$$237,73 = 3,67\text{A}$$

$$\text{A} = 65$$

**Ответ:** этот элемент — Zn. ZnO — оксид цинка.

**Задача 4.** 5,4 г металла, образующего трёхвалентный катион, был нагрет на воздухе. При этом было получено 10,2 г этого оксида. Какой металл был взят для эксперимента?

**Решение:**



$$4\text{A} \quad 4\text{A} + 96$$

$$\frac{5,4}{4\text{A}} = \frac{10,2}{4\text{A} + 96}$$

$$10,2 \cdot 4\text{A} = 5,4(4\text{A} + 96)$$

$$40,8\text{A} = 21,6\text{A} + 518,4$$

$$19,2\text{A} = 518,4$$

$$\text{A} = 27$$

**Ответ:** A=27 Этот металл — Al.

**Задача 5.** При растворении оксида металла в серной кислоте образовалось 3,92 г сульфата металла и 0,54 г воды. Определите оксид металла.



$$\frac{3,92}{2\text{A} + 16} = \frac{0,54}{18n}$$

Допустим  $n=1$  (т.е. металл одновалентен).

$$(2\text{A} + 16) \cdot 0,54 = 3,92 \cdot 18;$$

$$1,08\text{A} + 8,64 = 70,56;$$

$$1,08\text{A} = 70,56 - 8,64;$$

$$1,08\text{A} = 61,92.$$

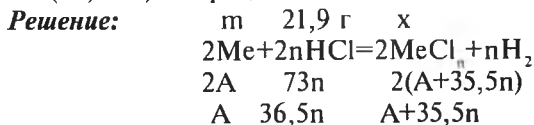
$$\text{A} = 57,3$$

Если  $n=1$ ,  $\text{A}=57,3$ . Одновалентного металла с  $\text{A}=57,3$  нет.

При  $n=2$ ,  $\text{A}=114,7$ . Двухвалентный металл с  $\text{A}=114,7$  — индий.

**Ответ:** InO

**Задача 6.** Для растворения определённого количества металла израсходовано 109,5 г раствора HCl с массовой долей 0,2 (20%). В результате образовался раствор с массовой долей хлорида металла 0,2442 (24,42%). Определите исходный металл.



1) Масса израсходованного чистого HCl.

$$109,5 \cdot 0,2 = 21,9$$

2) Масса Me, затраченного на реакцию:

$$m = \frac{21,9A}{36,5n}$$

3) Масса  $\text{MeCl}_n$ , образованного в результате реакции:

$$x = \frac{21,9(A + 35,5n)}{36,5n}$$

4) Масса образованного раствора:

$$m/\text{раствор} = 109,5 + m; \quad m = \frac{21,9A}{36,5n}$$

$$109,5 + \frac{21,9A}{36,5n} \quad \text{или} \quad 109,5 + 0,6 \frac{A}{n}$$

(Здесь мы не учли массу выделившегося  $\text{H}_2$ , поскольку его масса незначительна)

5) В  $109,5 + 0,6 \frac{A}{n}$  г раствора имеется  $\frac{21,9(A + 35,5n)}{36,5n}$  г хлорида металла.

Из этого следует следующее равенство:

$$\frac{21,9(A + 35,5n)}{36,5n} = 0,2442 \cdot \left( 109,5 + 0,6 \frac{A}{n} \right); \quad \frac{21,9(A + 35,5n)}{36,5n} = 26,74 + 0,146 \frac{A}{n}$$

$$21,9A + 777,45n = 976,01n + 5,35A$$

$$11,55A = 198,56n$$

$$\text{При } n=1 \quad A=17,2$$

$$\text{При } n=2 \quad A=34,4$$

$$\text{При } n=3, \quad A=51,8; \text{ это Cr — хром}$$

**Ответ:**  $\text{CrCl}_3$

**Задача 7.** Сколько медного купороса можно получить при охлаждении 1 кг 32% раствора сульфата меди до  $4^\circ\text{C}$ ? (При данной  $t^\circ$  концентрация безводной соли — 12%).

**Решение:**

1) Определим, сколько сульфата меди в 1 кг 32% раствора.

$$m(\text{CuSO}_4) = 1000 \cdot 0,32 = 320 \text{ г}$$

2) Определим массу сульфата меди в г, выпавшего в осадок при  $4^\circ\text{C}$ .

Из 160 г  $\text{CuSO}_4$  образуется 250 г  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

из  $a$  г  $\text{CuSO}_4$  —  $x$  г  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

$$x = \frac{2,50a}{160} \text{ г } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \text{ выпало в осадок.}$$

3) Значит, при охлаждении до  $4^\circ\text{C}$  масса первоначального раствора уменьшилась на  $\frac{250a}{160}$  г, т.е:

$$1000 - \frac{250 \cdot a}{160} \text{ г раствора осталось.}$$

4) Определим, сколько  $\text{CuSO}_4$  в  $1000 - \frac{250 \cdot a}{160}$  г раствора.

(Известно, что при  $4^\circ\text{C}$  концентрация раствора — 12%. Значит, в 100 г раствора содержится 12 г  $\text{CuSO}_4$ .)

$$1000 - \frac{250 \cdot a}{160} \text{ раствора} - x \text{ г } \text{CuSO}_4$$

$$x = \frac{12 \left( 1000 - \frac{250 \cdot a}{160} \right)}{100} \text{ г сульфата меди}$$

5) В конечном растворе содержится  $\frac{12 \left( 1000 - \frac{250 \cdot a}{160} \right)}{100}$  г сульфата меди. Масса осаждённого сульфата меди  $a$  г. Их сумма равна 320 г.

Решив следующее уравнение  $\frac{12 \left( 1000 - \frac{250 \cdot a}{160} \right)}{100}$ , находим, что,

$$12 \left( 1000 - \frac{250 \cdot a}{160} \right) + 100 \cdot a = 32000$$

$$12000 - \frac{3000 \cdot a}{160} + 100 \cdot a = 32000$$

$$192000 - 3000 \cdot a + 1600 \cdot a = 5120000$$

$$1920 - 3a + 16a = 5120$$

$$13a = 3200$$

$$a = 246$$

Значит: 246 г  $\text{CuSO}_4$  выпало в осадок в виде кристаллогидрата.

$$x = \frac{250 \cdot a}{160} = \frac{250 \cdot 246}{160} = 385$$

**Ответ:** 385 г  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  выпало в осадок.

**Задача 8.** При пропускании галогена через 400 г 2% раствора образовался газ, который реагировал с парами воды, выделяя 2,24 л кислорода. Какой галоген и в каком количестве вступил в реакцию?

**Решение:** Среди галогенов только фтор  $\text{F}_2$  может реагировать с раствором щелочи, образуя газообразный продукт.

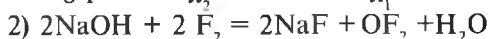
1) Определим, сколько чистого NaOH содержится в 400 г его 2% раствора?

В 100 г раствора имеется  $\rightarrow$  2 г NaOH

В 400 г раствора  $\rightarrow$   $x$  г NaOH

$$x = 8 \text{ г NaOH}$$

$$\begin{array}{ccc} 8 \text{ г} & x_1 & x_1 \\ 80 \text{ г} & 44,8 \text{ л} & 22,4 \text{ л} \end{array}$$



3) Сколько образуется  $\text{F}_2\text{O}$ ?

$$\frac{8}{80} = \frac{x_1}{22,4} \quad x_1 = 2,24 \text{ л } \text{F}_2\text{O} \text{ образуется.}$$

4) Сколько  $\text{F}_2$  вступает в реакцию?

$$\frac{8}{80} = \frac{x_2}{22,4} \quad x_2 = 4,48 \text{ л } \text{F}_2 \text{ вступает в реакцию.}$$

**Ответ:** 4,48 л  $\text{F}_2$

**Задача 9.** Определите формулу вещества, содержащего 28,74% калия, 23,53% серы (сера имеет высшую степень окисления) водород и кислород. Напишите уравнения реакций этого вещества с гидроксидом калия, сульфидом калия и оксидом хрома (III).

**Решение:** 1) В химических соединениях суммарная степень окисления равна 0.

$$\text{Например: } \text{H}_2\text{SO}_4 = (+1 \cdot 2) + (+6 \cdot 1) + (-2 \cdot 4) = 0$$

$$2) \text{K}_x\text{S}_y\text{H}_z\text{O}_q \quad \left| \begin{array}{l} \text{K} = 28,74\%; \text{ S} = 23,53\% \\ \text{H} = a\%; \text{ O} = b\% \end{array} \right.$$

$$a + b = 47,73\% \quad (\text{уравнение I})$$

$$x : y : z : q = \frac{28,74}{39} : \frac{23,53}{32} : \frac{a}{1} : \frac{b}{16} \quad 1 \cdot \frac{28,74}{39} + 6 \cdot \frac{23,53}{32} + 1 \cdot \frac{a}{1} + \left(-2 \cdot \frac{b}{16}\right) = 0$$

(уравнение II)

Составим систему уравнений I и II:

$$\begin{cases} \frac{28,74}{39} + 6 \cdot \frac{23,53}{32} + \frac{a}{1} = 2 \cdot \frac{b}{16} \\ a + b = 47,73 \end{cases}$$

Решив уравнение, находим  $a$  и  $b$ .

**Задача 10:** В составе бериллиевого минерала содержится 31,3% кремния, 53,6% кислорода, алюминий и бериллий. Определите формулу минерала.

**Решение:** 1) Простейшая формула бериллиевого минерала:  $\text{Al}_x\text{Be}_y\text{Si}_z\text{O}_t$ .

$\text{Al} - a\%; \quad \text{Be} - b\%;$

$\text{Si} - 31,3\%; \quad \text{O} - 53,6\%$

2)  $53,6 + 31,3 = 84,9\% \text{ Si и O.} \quad 100\% - 84,9\% = 15,1\% \text{ Al и Be.}$

Значит  $a + b = 15,1$  (уравнение I)

$$3) x:y:z:t = \frac{a}{27} : \frac{b}{9} : \frac{31,3}{28} : \frac{53,6}{16}$$

4) Сумма произведений степеней окисления на число соответствующих атомов вещества равна 0. Принимая во внимание это:

$$3\frac{a}{27} + 2\frac{b}{9} + 4\frac{31,3}{28} - \frac{53,6}{16} = 0 \text{ (уравнение II)}$$

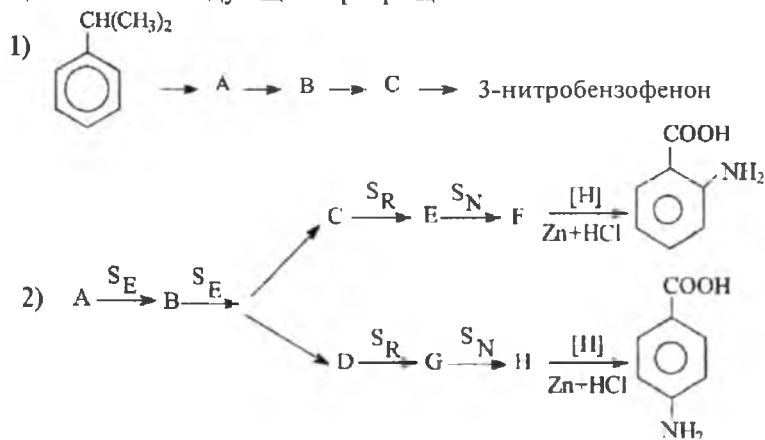
5) Составим систему из уравнений I и II:

$$\begin{cases} a + b = 15,1 \\ 3\frac{a}{27} + 2\frac{b}{9} + 4\frac{31,1}{28} - 4\frac{53,6}{16} = 0 \end{cases} \quad a=11,1 \text{ и } b=5.$$

$$6) x:y:z:t = \frac{10,1}{27} : \frac{5}{9} : \frac{31,3}{28} : \frac{53,6}{16} = 0,374 : 0,555 : 1,117 : 3,35 = 1:1,5:3:9 = 2:3:6:18$$

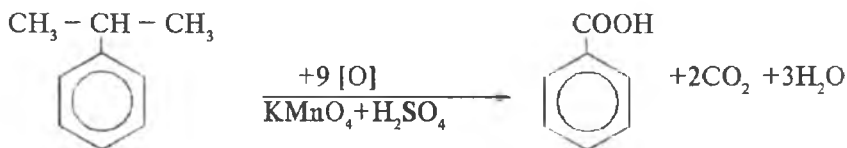
Значит: Формула минерала –  $\text{Al}_2\text{Be}_3\text{Si}_6\text{O}_{18}$  или  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{BeO} \cdot 6\text{SiO}_2$

**Задача 11:** Напишите уравнения реакций, необходимых для осуществления следующих превращений.



**Решение:** 1) Решим эту задачу следующим способом;

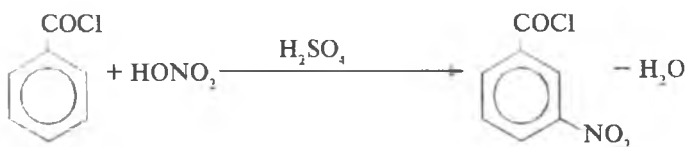
**Способ 1.** 1-е действие: Окислим изопропилбензол смесью  $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$ .



2-е действие: Получим бензоилхлорид из бензойной кислоты. Для этого проведём реакцию бензойной кислоты с  $\text{PCl}_5$  или  $\text{SOCl}_2$ .

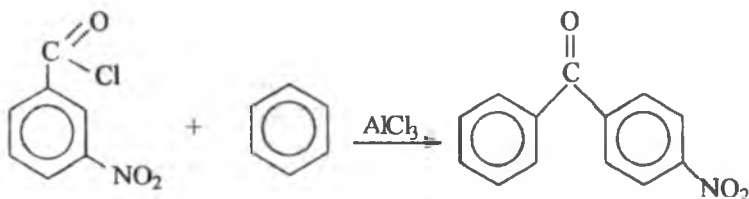


3-е действие: Действием на бензоилхлорид нитрующей смесью получим м-нитробензоилхлорид:

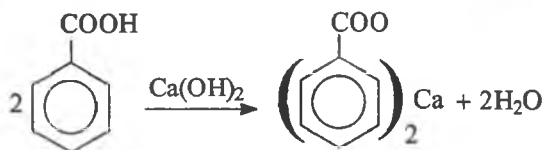
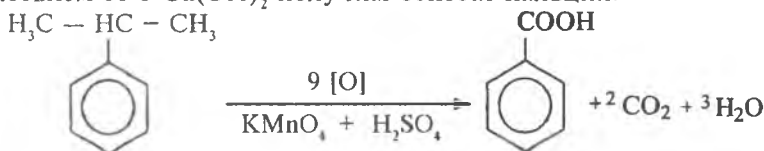


Т.к.  $\text{COCl}$  является заместителем 2-го рода (электроноакцепторный заместитель), он направляет входящую нитрогруппу в м-положение.

4-е действие: Реакцией этого вещества с бензолом в присутствии катализатора  $\text{AlCl}_3$  получим 3-нитробензофенон:

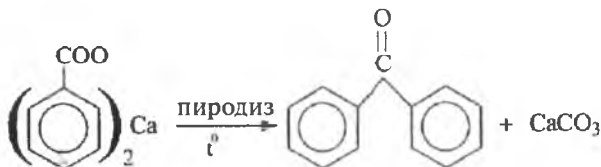


Способ 2. 1-е действие: Как в предыдущей реакции, получим бензойную кислоту окислением изопропилбензола, а затем взаимодействием её с  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  получим бензоат кальция.

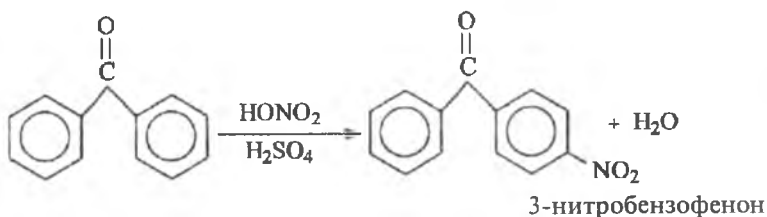


2-е действие: Выпариванием раствора получим сухой бензоат кальция, при нагревании которого при высокой температуре образуются  $\text{CaCO}_3$  и бензофенон.

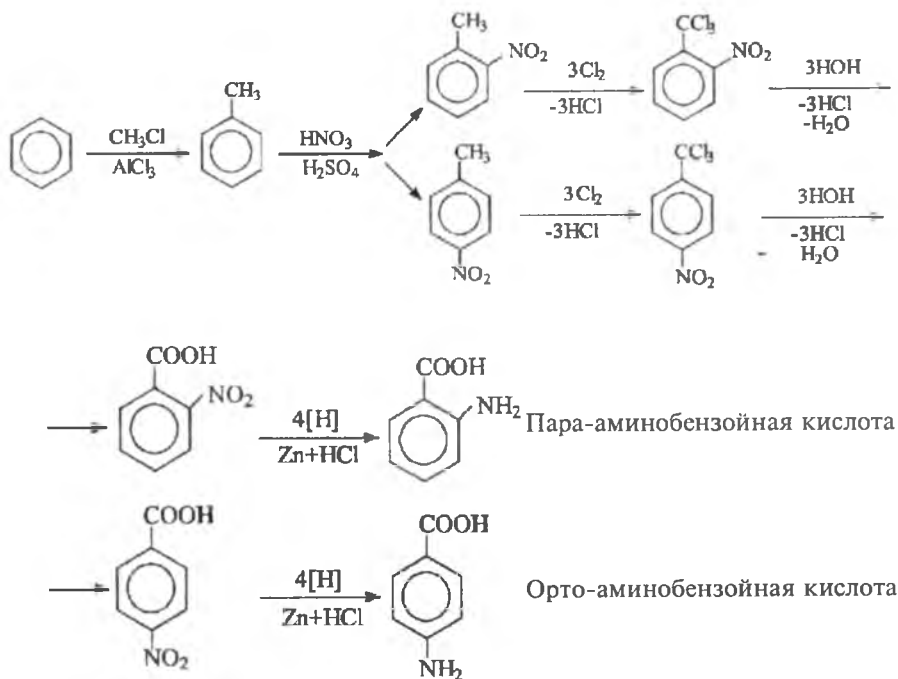


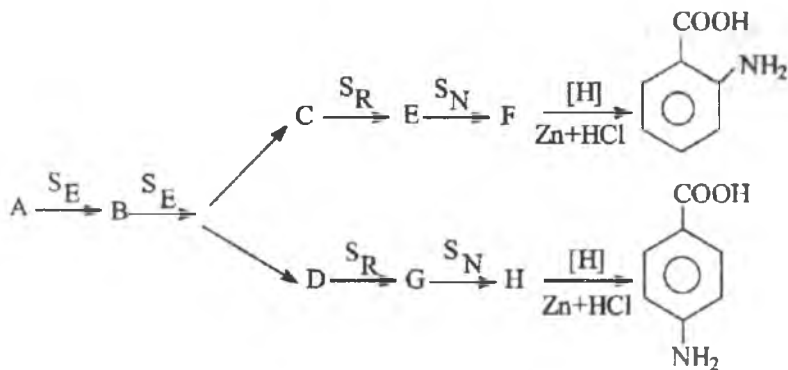


3-е действие: При действии на бензофенон 1 моль нитрующей смеси получим 3-нитробензофенон:



2) Если вещество "А" — бензол, а S+D — орто- и пара-нитротолуол, то задача находит своё решение, тогда:





**Задача 12:** 10 мл углеводорода «х» и 10 мл углеводорода «у» смешали со 120 мл кислорода. Смесь была взорвана в закрытой ёмкости. Смесь газов, образованных в результате реакции, после приведения к нормальным условиям составила объём 85 мл. Эта смесь была пропущена через раствор щелочи, после чего объём смеси уменьшился до 15 мл. Оставшийся газ был пропущен над нагретой медной проволокой, с которой прореагировал без остатка. Углеводород «у» можно получить по реакции Принса из изобутилена и формальдегида. Плотность углеводорода «у» примерно в 2,2667 раз больше, чем у углеводорода «х». При пропускании над платиной смеси 30 мл водорода и 10 мл углеводорода «у» образуется смесь газов объёмом 20 мл, не обесцвечивающих бромную воду. Все эксперименты проведены при нормальных условиях. На основе вышеизложенного определите следующее:

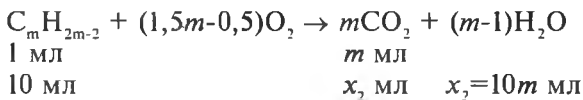
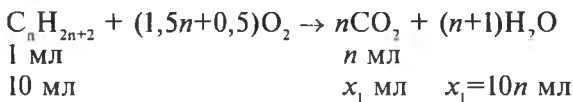
1) Определите состав углеводородов «х» и «у» и их структурные формулы.

2) Напишите структурные формулы всех изомеров «у» и назовите их.

3) Как в промышленности получают «х» и «у».

4) Напишите уравнения всех упомянутых в условии задачи реакций.

**Решение.** 1-е действие: Углеводород «у» — непредельный углеводород, потому что он присоединяет водород в присутствии платинового катализатора. При пропускании над платиной смеси 30 мл водорода и 10 мл углеводорода «у» образуется смесь газов объёмом 20 мл. Из этого ясно, что 20 мл водорода реагируют с «у», образуя 10 мл предельного углеводорода; при этом 10 мл водорода остались непрореагировавшими. Значит, «у» принадлежит к углеводородам, общая формула которых  $C_nH_{2n-2}$ . «х» — предельный углеводород, его формулу в общем виде можно представить, как  $C_nH_{2n+2}$ . Напишем уравнения реакций их горения:



После конденсации паров воды, образованных при реакции, осталось 85 мл газовой смеси ( $\text{CO}_2 + \text{O}_2$ ). 70 мл этой смеси приходится на  $\text{CO}_2$  (при пропускании 85 мл газовой смеси через раствор щелочи её объём уменьшился до 15 мл). Если при сгорании предельного углеводорода образуется  $x$  мл  $\text{CO}_2$ , то из непредельного углеводорода -  $(70-x)$  мл  $\text{CO}_2$ .

Тогда по реакции горения  $x_1+10$  и  $n$  и  $10$  и  $m = 70-x$  или  $m = 7-0,1x$ . Если вместо  $x$  поставить  $10$  и  $n$ , то получится  $m = 7-n$ .

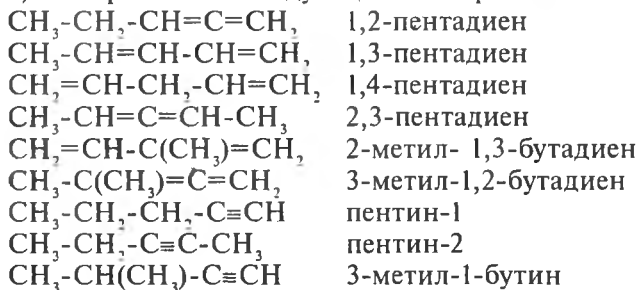
2-е действие: То, что плотность вещества “у” больше плотности вещества “х” в 2,266 раза, значит, что молярная масса вещества “у” во столько же больше молярной массы вещества “х”. Исходя из этого составим следующее уравнение:

$$\frac{14m-2}{14n-2} = 2,2667 \qquad \text{Поскольку } m=7-n:$$

$$\begin{aligned} 14(7-n)-2 &= 2,2667(14n+2). \\ 98-14n-2 &= 31,7338n+4,5334 \\ 45,7338n &= 91,4666 \\ n &= 2 \end{aligned}$$

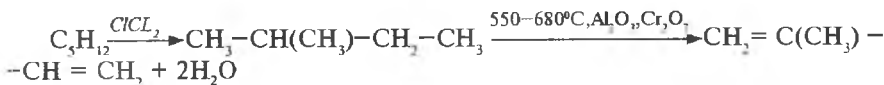
1) Отсюда  $m=7-2=5$ . Значит, вещество «у» -  $\text{C}_5\text{H}_8$ , а “Х” -  $\text{C}_2\text{H}_6$ . То, что вещество “у” — изопрен, доказывает его получение по реакции Принса из изобутилена и формальдегида;  $\text{C}_2\text{H}_6$  - этан.

2) Изопрен имеет следующие изомеры.

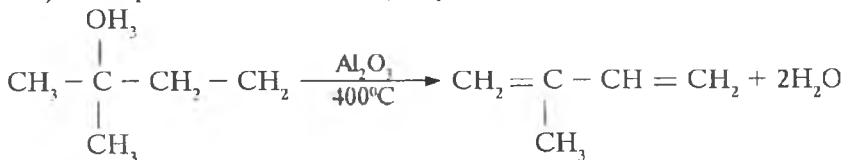


3) Этан в промышленности получается гидрированием этилена или из природного газа. Изопрен в промышленности получают следующими способами:

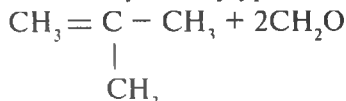
а) пентан, входящий в состав попутных газов, сначала изомерируют, а потом дегидрогенируют:



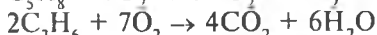
б) дегидратацией 3-метил-1,3-бутандиола:



в) Изопрен можно также получить из изобутилена и формальдегида по следующему уравнению (Реакция Принса):



4) Уравнения реакций:



**Задача 13:** Вещество «А» получается в промышленности в большом количестве и широко используется. Пропуская пары вещества «В» при 300–330°C над  $\text{TiO}_2$ ,  $\text{MnO}$ ,  $\text{ThO}_2$  можно получить вещество «А». Каталитическим пиролизом вещества «А» при 600–700°C получают вещество «Д». Из вещества «Д» в промышленности получают уксусный ангидрид. При действии 1 моль хлора на вещество «В» получается вещество, которое, реагируя с 1 моль  $\text{KCN}$ , образует вещество «Е». Последнее при гидролизе в кислой среде даёт вещество «Ф». Этиловый эфир вещества «Ф» широко используется в органическом синтезе. При нагревании вещества «Ф» и пропускании его через  $\text{P}_2\text{O}_5$  в вакууме образуется вещество «Ж», которое, сгорая, образует только  $\text{CO}_2$ . В составе вещества «Д» имеется 57,143% С, 4,762% Н и кислород.

|                                 |       |   |                                                                                                                                                                               |
|---------------------------------|-------|---|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| $x = \frac{57,143}{12} = 4,762$ | 2,381 | 2 | Это вещество - $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$ , т.е. используется в получении уксусного ангидрида.<br>Соответствует используемому кетену- $\text{CH}_3 = \text{C} = \text{O}$ |
| $y = \frac{4,762}{1} = 4,762$   |       | 2 |                                                                                                                                                                               |
| $z = \frac{38,095}{16} = 2,381$ |       | 1 |                                                                                                                                                                               |

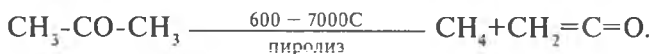
1) Определите вещества «А», «В», «Д», «Е», «Ф», «Ж».

2) Напишите соответствующие уравнения реакций.

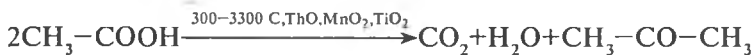
3) Как можно получить изопрен из вещества «А».

Решение. 1-е действие: Найдём формулу вещества «В». В нём имеется 57,143% С, 4,762% Н и 38,095% и кислород.  $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$

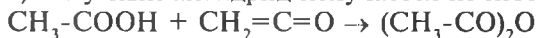
Вещество «А» - ацетон, потому что при высокотемпературном пиролизе ацетона образуется кетен:



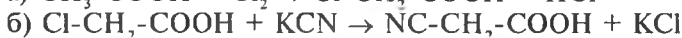
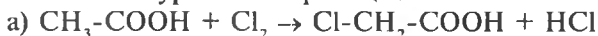
2) Вещество “В” - уксусная кислота. При пропускании паров уксусной кислоты над катализатором образуется ацетон:



3) Уксусный ангидрид получается из кетена следующим образом:

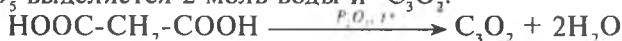


Остальные уравнения реакций:



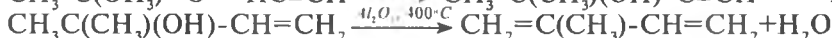
г) диэтиловый эфир малоновой (пропандикарбоновой) кислоты широко используется в органическом синтезе.

При нагревании малоновой кислоты в вакууме в присутствии  $\text{P}_2\text{O}_5$  выделяется 2 моль воды и  $\text{C}_3\text{O}_2$ :



Значит, “А”-  $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$ , “В”-  $\text{CH}_3\text{-COOH}$ , “D”-  $\text{CH}_2=\text{C}=\text{O}$ , “Е”-  $\text{NC-CH}_2\text{-COOH}$ , “F”-  $\text{CH}_2(\text{COOH})_2$ , “J”-  $\text{C}_3\text{O}_2$ .

3) Изопрен из ацетона получают по следующим схемам:



2-метилбутадиен-1,3

**Задача 14:** В 100 г воды растворили 10,50 г нитрата металла, проявляющего в соединениях степени окисления +1 и +2. Степень диссоциации этой соли в воде равна 70%. Определите металл в составе соли, если её водный раствор кипит при температуре на  $0,25^\circ\text{C}$  выше, чем чистая вода.

**Решение.** 1-е действие: Т.к. эта соль - электролит, найдём её изотонический коэффициент:

$\alpha = \frac{i-1}{2-1}$  В этой формуле  $\alpha$ -степень диссоциации соли,  $n$ -число ионов, образуемых при диссоциации 1 молекулы,  $i$ -изотонический коэффициент. Если степень окисления металла- +1, то формула соли -  $\text{MeNO}_3$ , которая при диссоциации даёт 2 иона:  $\text{MeNO}_3 \rightarrow \text{Me}^+ + \text{NO}_3^-$ .

$$\alpha = \frac{i-1}{2-1} = 0,7, \text{ откуда } i=1,7$$

Если степень окисления металла- +2, то формула соли -  $\text{Me}(\text{NO}_3)_2$ , которая при диссоциации образует 3 иона:  $\text{Me}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Me}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$ .

Теперь найдём молярную массу соли, используя следующую формулу:

$t_{\text{кип}} = i K_e C_{\text{мол}}$  или  $t_{\text{кип}} = \frac{K_e \cdot m \cdot 1000 \cdot i}{M_r \cdot m_r}$ , где  $t_{\text{кип}}$  – разница между температурой кипения раствора и чистого растворителя.

$K_e$  – эбулиоскопическая константа растворителя (для воды –  $0,52^\circ\text{C}$ ,  $m_1$  – масса растворителя).

Чему равна молекулярная масса соли, если степень окисления металла – +1?

$$M_r = \frac{0,52 \cdot 10,52 \cdot 1,74 \cdot 1000}{0,25 \cdot 100} = 372$$

$A_{r/M_{\text{с}}} = 372 - 62 = 310$ . Такого металла нет.

Определим молекулярную массу  $M_r$  соли, где металл имеет степень окисления +2.

$$M_r = \frac{0,52 \cdot 10,52 \cdot 2,4 \cdot 1000}{0,25 \cdot 100} = 525,16$$

$A_{r/M_{\text{с}}} = 525,16 - 62 \cdot 2 = 401,16$ , Такого металла нет. Однако, степенью окисления +2 обладает ион  $\text{Hg}^{2+}$ , его масса равна 402.

**Ответ:**  $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$

**Задача 15:** При нагревании белого гигроскопичного вещества “А” и пропускании через него газа “В” в достаточном количестве образуется белое твёрдое вещество “С” и бесцветная жидкость “Г”. При действии воды на вещество “А” образуются кислоты “Д” и “Е”. При действии воды на вещество “В” образуется нестабильная кислота. При растворении вещества “Г” в воде образуются кислоты “Д” и “З”. Вещество “С” бурно взаимодействует с избытком воды, образуя кислоту “Е”. 0,1 моль вещества “Д”, реагируя с раствором нитрата серебра, образует 14,35 г осадка. Кислота Е с раствором нитрата серебра даёт жёлтый осадок.

Определите все вещества и напишите уравнения вышеупомянутых реакций.

**Решение.** 1-е действие:

- 1)  $A + B \rightarrow C + G$
- 2)  $A + \text{H}_2\text{O} \rightarrow D + E$
- 3)  $B + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{нестабильная кислота}$
- 4)  $G + \text{H}_2\text{O} \rightarrow D + Z$
- 5)  $B + \text{H}_2\text{O} \rightarrow E$
- 6)  $D + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgX} + \dots \text{NO}_3^-$
- 7)  $E + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgY} + \dots \text{NO}_3^-$

Если из 0,1 моль вещества “Д” образуется 14,35 г белого осадка галогенида серебра –  $\text{AgG}$ , из 1 моль образуется 143,5 г осадка.

При этом масса кислотного остатка 35,5 ( $143,5 - 108 = 35,5$ ) г, что соответствует иону  $\text{Cl}^-$ . Значит, кислота “Д” –  $\text{HCl}$ .

Образование жёлтого осадка при реакции кислоты “Е” с нитратом серебра означает, что в её составе может быть йодид-, бромид-

условию задачи. Значит, "Е" —  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

В составе вещества "А" имеются атомы фосфора и хлора. То, что согласно второй реакции вещество "А" при растворении в воде образуют соляную и фосфорную кислоты, доказывает, что это вещество —  $\text{PCl}_5$ .

Газ "В" может быть  $\text{SO}_2$ . Тогда можно записать следующие уравнения реакций:

- 1)  $2\text{PCl}_5 + 5\text{SO}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 + 5\text{SOCl}_2$
- 2)  $\text{PCl}_5 + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{HCl}$
- 3)  $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$
- 4)  $\text{SOCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 + 2\text{HCl}$
- 5)  $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{PO}_4$
- 6)  $\text{HCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} + \text{HNO}_3$
- 7)  $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4 + 3\text{HNO}_3$

**Задача 16:** Минерал лейцит состоит из K, Al, Si и кислорода. В нём калий составляет 17,89% по массе, а кислород — 44,0367%. Определите формулу минерала лейцита.

**Решение.** 1-е действие: Неизвестны массовые доли алюминия и кремния в лейците. Примем, что массовая доля алюминия — А%, а кремния — В%. Тогда  $A+B=38,0733$  (уравнение 1)

2-е действие: В силу того, что любое вещество электронейтрально, то сумма произведений степеней окисления на число соответствующих атомов равна 0.

$$3 \cdot \frac{a}{27} + 4 \cdot \frac{b}{28} + 1 \cdot \frac{17,89}{39} + \left[ -2 \cdot \frac{44,0367}{16} \right] = 0 \quad (\text{уравнение 2})$$

3-е действие: Составим систему из уравнений 1 и 2:

$$\begin{cases} a+b=38,0733 \\ 3 \cdot \frac{a}{27} + 4 \cdot \frac{b}{28} + 1 \cdot \frac{17,89}{39} + \left[ -2 \cdot \frac{44,0367}{16} \right] = 0 \end{cases} \quad (\text{уравнение 2})$$

Решив её, получим:  $a=12,38485\%$  Al

$$b=25,68845\% \text{ Si}$$

4-е действие: Определим состав вещества.

Если выразить состав вещества формулой  $\text{K}_x\text{Al}_y\text{Si}_z\text{O}_k$ , то для нахождения соответствующих индексов (x, y, z, k) мы должны выполнить следующие действия.

$$x : y : z : k = \frac{17,89}{39} : \frac{12,38485}{27} : \frac{25,68845}{28} : \frac{44,0367}{16} = 0,458718 : 0,458718 : 0,91744 : 2,7523 = 2 : 2 : 4 : 12$$

Значит, формула вещества —  $\text{K}_2\text{Al}_2\text{Si}_4\text{O}_{12}$ .

**Ответ:**  $\text{K}_2\text{O Al}_2\text{O}_3 4\text{SiO}_2$

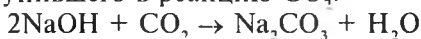
**Задача 17:** 20,88 л смеси  $C_2H_6$ ,  $CH_4$  и  $CO$  подожгли в эвдиометре. При приведении продуктов горения к нормальным условиям конденсировалось 41,04 г воды. Полученный углекислый газ при пропуске через 0,2 М раствор гидроксида натрия образовал среднюю соль. Размеры сосуда, в котором находился раствор гидроксида натрия: высота- 30 см, диаметр малого основания- 20 см, диаметр большого основания-34,6 см. Определите объёмные доли газов в исходной смеси. Измерение объёмов газов проводили при н.у.

**Решение.** 1-е действие: В смеси было 1,2 моль  $\frac{26,88}{22,4}=1,2$  моль) газов  $C_2H_6$ ,  $CH_4$  и  $CO$ . Допустим, что в смеси было  $x$  моль  $C_2H_6$ ,  $y$  моль  $CH_4$  и  $z$  моль  $CO$ . Из этого следует, что  $x+y+z=1,2$  (1);

2-е действие: Исходя из количества  $NaOH$ , найдём количество  $CO_2$ , образованного при их сгорании. Для этого определим объём усечённого конуса, форму которого имел сосуд с раствором гидроксида натрия.

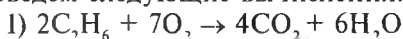
По формуле  $V=\frac{1}{3}\pi H[R^2+R\cdot r+r^2]$  находим объём усечённого конуса. Здесь  $R$  и  $r$ -радиусы большого и малого оснований, соответственно:  $R=1,73$  дм,  $r=1$  дм,  $H=3$  дм.

3-е действие: Если в 1 л раствора содержится 0,2 моль  $NaOH$ , то в 18 л раствора- 3,6 моль  $NaOH$ . Исходя из этого, определяем объём вступившего в реакцию  $CO_2$ .

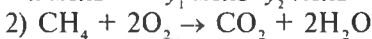


$$\begin{array}{ccccccc} 2 \text{ моль} & 1 \text{ моль} & & & & & \\ 3,6 \text{ моль} & x \text{ моль} & & x=1,8 \text{ моль} & & & \end{array}$$

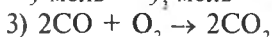
4-е действие: Значит, при сгорании смеси газов образовалось 1,8 моль  $CO_2$  и 2,28 моль ( $41,04/18=2,28$ ) воды. На основе этих данных проведём следующие вычисления:



$$\begin{array}{ccccccc} 2 \text{ моль} & 4 \text{ моль} & 6 \text{ моль} & & & & y=2x \text{ моль} \\ x \text{ моль} & y_1 \text{ моль} & y_2 \text{ моль} & & & & y=3x \text{ моль} \end{array}$$



$$\begin{array}{ccccccc} 1 \text{ моль} & 1 \text{ моль} & 2 \text{ моль} & & & & y_1=y \text{ моль} \\ y \text{ моль} & y_2 \text{ моль} & y_4 \text{ моль} & & & & y_2=2y \text{ моль} \end{array}$$



$$\begin{array}{ccccccc} 2 \text{ моль} & 2 \text{ моль} & & & & & \\ 2 \text{ моль} & y_3 \text{ моль} & & & & & y_3=z \text{ моль} \end{array}$$

5-е действие: Исходя из полученных данных, составим следующие уравнения.

$$\text{Для } CO_2 \quad 2x+y+z=1,8 \quad (2)$$

$$\text{Для } H_2O \quad 3x+2y=2,28 \quad (3)$$

Объединим уравнения (1) и (2) и решим.

$$\begin{cases} 2x+y+z=1,8 \\ 3x+2y=2,28 \end{cases} \quad x=0,6 \text{ моль } C_2H_6.$$



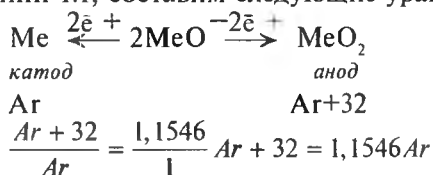
В уравнении (3) заменим  $x$  на 0,6.  
 $3,0,6+2y=2,28 \quad y=0,24 \text{ mol CH}_4$   
 $z=1,2-0,6-0,24=0,36 \text{ моль CO.}$   
 6-е действие: При этом получаются следующие значения.

|                             |   |          |              |
|-----------------------------|---|----------|--------------|
| $C_2H_6 - 0,6 \text{ моль}$ | — | —        | 50% $C_2H_6$ |
| $CH_4 - 0,24 \text{ моль}$  | — | 1,2 моль | 20% $CH_4$   |
| $CO - 0,36 \text{ моль}$    | — | —        | 30% $CO$     |

**Ответ:** 50%  $C_2H_6$ , 20%  $CH_4$ , 30%  $CO$ .

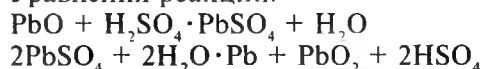
**Задача 18:** Достаточное количество оксида двухвалентного металла растворили в разбавленной серной кислоте. При проведении электролиза этого раствора массы катода и анода возросли. Суммарная масса веществ, образованных на электродах, равна массе исходного вещества, соотношение их масс на электродах составляет 1:1,1546. Выделившееся на аноде вещество имеет амфотерные свойства и имеет состав, схожий с таковым у минерала бутила. Определите формулу исходного оксида металла и напишите все вышеупомянутые уравнения реакций.

**Решение:** Формула минерала бутила-  $TiO_2$ , поэтому вещество, образовавшееся на аноде, имеет состав  $MeO_2$ . Значит, на катоде образовался  $Me$ , а на аноде-  $MeO_2$ . То, что суммарная масса веществ, образовавшихся на электродах  $[Me+MeO_2]$  равна исходной массе оксида, подтверждает что на электродах образовались только  $Me$  и  $MeO_2$ . Тогда следовало бы предположить протекание следующего процесса при электролизе:  $2MeO \rightarrow Me + MeO_2$ . Используя то, что по данному уравнению вещества на электродах выделяются в молярном соотношении 1:1, составим следующие уравнения и решим их.



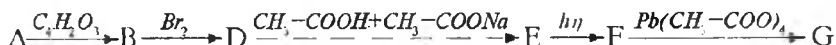
$A_r=207$ . Это соответствует относительной атомной массе  $Pb$ .

Уравнения реакций:



Эти процессы протекают при зарядке аккумуляторов.

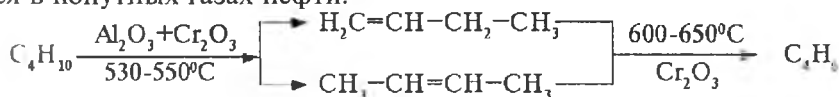
**Задача 19:** Напишите уравнения реакций, необходимых для осуществления следующих превращений.



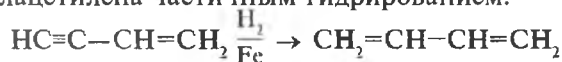
Вещество "А" в промышленности можно получить при переработке попутных газов или частичным гидрированием димера "Х". Вещество "А" в зависимости от условий реакции присоединяет 1

моль HBr, образуя 2 различных продукта с разными массовыми долями. Определите строение вещества “Е” и назовите его.

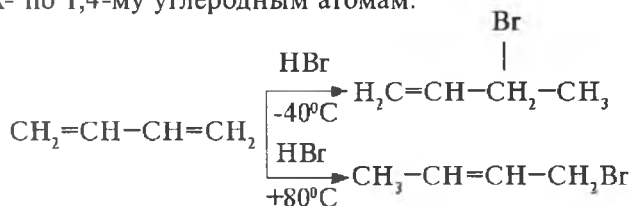
**Решение:** 1) Условие задачи характеризует вещество “А”, как непредельный углеводород, потому что оно присоединяет HBr. То, что вещество «А» получают из попутных газов и из димера вещества «Х», доказывает, что это бутadiен-1,3. В настоящее время бутadiен-1,3 получают каталитическим дегидрированием бутана, содержащегося в попутных газах нефти:



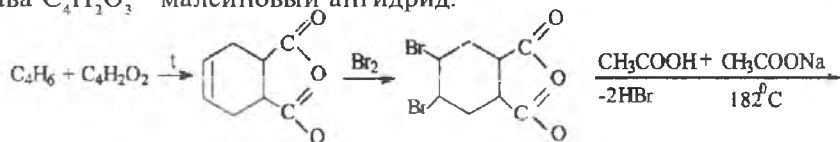
Его также получают из димера ацетилена (вещества «Х») – ви-нилацетилена частичным гидрированием:



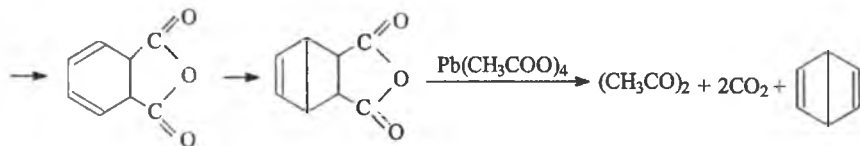
2) Бутadiен-1,3 присоединяет HBr при низких температурах в основном, по 1,2-му углеродным атомам, а при высоких температурах – по 1,4-му углеродным атомам:



В этом случае согласно вышеприведённой схеме вещество состава  $\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_3$  – малеиновый ангидрид.

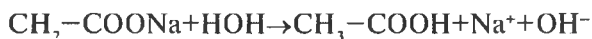


Вещество “Е” – структурный изомер бензола. Его называют бен-золом Дюара или по систематической номенклатуре – бицикло-(2,2,0)-гексадиен-2,5.



**Задача 20:** Определите pH 0,01 М раствора  $\text{CH}_3\text{COONa} \cdot \text{K}_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 1,74 \cdot 10^{-5}$

**Решение.** Данная соль образована сильным основанием и слабой кислотой, поэтому при её растворении в воде протекает следующий процесс:



Степень гидролиза соли определяется по следующей формуле.

$$\beta = \sqrt{\frac{K_{\text{водн}}}{K_{\text{кис}} \cdot C_{\text{кис}}}} = \sqrt{\frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,74 \cdot 10^{-5} \cdot 0,01}} = 2,4 \cdot 10^{-4} \text{ или } 2,4 \cdot 10^{-2}\%$$

Используя эти данные, определим концентрацию  $[\text{OH}^-]$  ионов в растворе:

$$[\text{OH}^-] = 2,4 \cdot 10^{-4} \cdot 0,01 = 2,4 \cdot 10^{-6}$$

Определим значение  $p[\text{OH}^-]$ :

$$p[\text{OH}^-] = -\lg[\text{OH}^-] = 10^{2,4 \cdot 10^{-6}} = 5,62$$

$$pH = 14 - 5,62 = 8,38$$

**Ответ:** 8,38

**Задача 21:** Для проверки смеси  $\text{Cu}$ ,  $\text{Cu}_2\text{O}$  и  $\text{CuO}$  определенное её количество подвергли обработке разбавленной серной кислотой. При этом масса не вступившей в реакцию меди составила  $1/4$  массы исходной смеси. Точно такую же навеску исходной смеси обработали концентрированной соляной кислотой. При этом в реакцию вступило 85% массы навески.

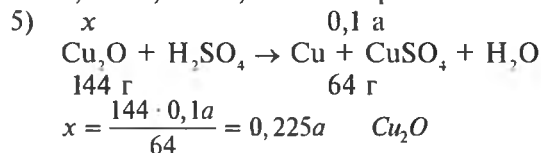
Какова масса исходной смеси, если в ней содержится 42,5 г  $\text{Cu}$ ?

**Решение:** 1-е действие:

- $a \text{ г} \begin{cases} \text{Cu} & 1) \text{ Допустим, что масса смеси} - a \text{ г.} \\ \text{Cu}_2\text{O} & 2) a \cdot 0,85 = 0,85 a \text{ г исходной смеси составляют оксиды.} \\ \text{CuO} & 3) a - 0,85 = 0,15 \text{ массовая доля Cu в исходной смеси.} \end{cases}$
- 4) Из этого видно, что  $0,15 a$  составляет  $1/4$  исходной смеси. Значит, при какой-то реакции образуется медь. При этом масса образовавшейся меди равна  $0,1 a \text{ г}$ .

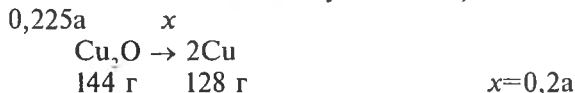
$$a/4 = 0,25 a$$

$$0,25a - 0,15a = 0,1 a \text{ г Cu образовалось.}$$



6)  $0,85a - 0,225a \text{ г} (\text{Cu}_2\text{O}) = 0,625 a \text{ г} (\text{CuO})$

7) Сколько меди можно получить из  $0,225 a \text{ г} \text{ Cu}_2\text{O}$  ?



8) Сколько меди можно получить из  $0,625 a \text{ г} \text{ CuO}$ .



$$9) a \text{ г } \left\{ \begin{array}{c} \text{Cu} \\ \text{Cu}_2\text{O} \\ \text{CuO} \end{array} \right\} \rightarrow \text{Cu}(0,15a+0,2a+0,5a)=0,85a$$

10) Из  $a$  г смеси можно получить  $\rightarrow 0,85$  а г Cu.

А из  $x$  г смеси  $\rightarrow 42,5$  г Cu.

$$x = \frac{a \cdot 42,5}{0,85a} = 50 \text{ г}$$

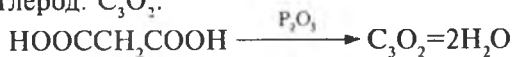
**Ответ:** 50 г.

**Задача 22:** Бинарное соединение линейного строения содержит 47% кислорода. Это вещество можно получить из кислоты, содержащей 61,5% кислорода, при отщеплении двух молекул воды. Определите формулу бинарного соединения. Напишите уравнение вышеупомянутой реакции.

**Решение:** Допустим, что молекулярная масса оксида неизвестного элемента равна  $M$ . Если принять, что число атомов кислорода в оксиде неизвестного элемента —  $n$ , то число атомов кислорода в формуле упомянутой кислоты должно быть  $(n+2)$ . Следовательно, молекулярную массу кислоты можно записать, как  $(M+36)$ . Основываясь на этих данных, составим систему уравнений.

Формула вещества —  $\text{E}_x\text{O}_y$ . Его молекулярная масса — 68.

При  $x=1$ ,  $\text{Ar}(\text{E})=36$ . Элемента с атомной массой 36 нет. При  $x=2$ ,  $\text{Ar}(\text{E})=16$ . Элемента с атомной массой 16 тоже нет. При  $x=3$ ,  $\text{Ar}(\text{E})=12$ , это углерод.  $\text{C}_3\text{O}_2$ .



**Ответ:**  $\text{HOOCCH}_2\text{COOH}$ .

## ОТВЕТЫ НА ЗАДАЧИ ПОВЫШЕННОЙ СЛОЖНОСТИ И СМЕШАННОГО ТИПА

1.  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , карбонат натрия. 2. 5 моль, 112 л. 3. 0,375 моль. 4.  $\text{HI}$ , йодид водорода; 64. 5. 4,48 л; 12,8. 6. 12,8 г. 7. 82,68 %. 8. 3,57%  $\text{Mg}$ , 96,43%  $\text{Cu}$ . 9.  $m/\text{Fe}$ ,  $\text{FeS}/=7,2$  г. Объём выделившегося водорода и сероводорода- 3,32 л. Если в смеси имеется  $a$  г  $\text{Fe}$  и  $(7,2-a)$  г  $\text{FeS}$ ;  $\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$  то  $x=22,4a/56$  л.  $\text{FeS} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$   $y=22,4(7,2-2)/88$  л. Решая уравнение, получим,  $a=2,8$  г  $\text{Fe}$ ,  $7,2-2,8=4,4$  г  $\text{FeS}$ . 10. 12. 11. 34. 12. 90. 13. 40 г. 14. 10%. 15. 9,8%. 16. 29,4%  $\text{I}$ . 17. 15,2 %. 18. 0,1 н. 19. 1565,18 кДж/моль. 20. 18,37 кДж. 21.  $v = \gamma^{(2-1)/10} = 4^{50-10/10} = 4^4 = 256$ . 22. Из формулы  $v=[\text{SO}_3]^{1/2}[\text{O}_2]$   $v=3[\text{SO}_3]^{1/2}3[\text{O}_2]=3^{1/2}3=27$ . 23. 0,08 моль/л; 0,33 моль/л. 24. Для 1-й реакции: влево; для 2-й реакции: вправо; для 3-й реакции: влево, не изменится; для 4-й реакции: вправо. 25.  $^{230}_{89}\text{Ac}$ - изотоп актиния. 26. 19%, 81%; 29. 0,15 г  $\text{O}_2$ , 0,597 г  $\text{Cu}$ . 30. 5,39%. 31. Увеличится на 0,08 г. 32. 8,696 г  $\text{CuSO}_4$ . 35. 240 г  $\text{NaHSO}_4$ . 36. 1,344 л водорода или 1344 мл. 37. 11,667 л. 38. 21 г. 39. 9,48 г  $\text{KMnO}_4$  и 480 мл 1 н раствора  $\text{HCl}$ ; 40. 60 мл раствора  $\text{KOH}$ ; 41.  $\text{KClO}_3$ , 24,5 г. 42. 22,4%  $\text{Cl}$ ; 27,6%  $\text{HCl}$ ; 50%  $\text{H}_2$ . 43.  $\text{ZnS}$ , 66,667 г раствора; 44. 8,96 л  $\text{NO}_2$ , 0,2 моль  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ , 1,2 моль  $\text{HNO}_3$ ; 45. 64%  $\text{Cu}$ ; 36%  $\text{Al}$ ; 46.  $\text{NH}_4\text{NO}_2$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{KH}_2\text{PO}_4$ ; 47. 5,8%  $\text{K}_2\text{HPO}_4$ , 9,067%  $\text{KH}_2\text{PO}_4$ ; 48. а)  $\text{P}_2\text{O}_5$ ; б)  $\text{HPO}_3$ ; в)  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ; 49. 22,4%  $\text{CO}_2$ , 22,4 л  $\text{CO}$ , 55,2%  $\text{N}_2$ ; 50. Калий. 53. 6,5 г  $\text{Fe}$ , 22,3 г  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  или 22,57%  $\text{Fe}$ , 77,43%  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ; 54. 3360 л или 3,36 м<sup>3</sup>. 55.  $\text{C}_3\text{H}_8$ . 58. 2,8 л. 61.  $\text{C}_6\text{H}_6$  бензол. 64. 33,6 л  $\text{O}_2$ , 100 г  $\text{CaCO}_3$ . 65. Третичный пентильный спирт. 66. 0,05 моль фенола и 0,05 моль уксусной кислоты. 71.  $\text{C}_4\text{H}_9\text{-COO-C}_4\text{H}_9$  изобутиловый эфир пропионовой кислоты. 75. 5,841 % раствора  $\text{NaNO}_3$ . 76. 360 г 15 % раствора. 77. 930 г. 80.  $\text{Kr}_4$ . 82.  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ . 83. 200 г. 84. 14,3 %. 85. 3,03 г  $\text{KNO}_3$ , 3,16 г  $\text{KMnO}_4$ , 2,45 г  $\text{KClO}_3$ . 86.  $\text{CH}_3\text{COOK} \cdot 1,5\text{H}_2\text{O}$ . 87. 56 г. 88. 860 мл  $\text{O}_2$  и 240 мл  $\text{C}_2\text{H}_6$ . 89.  $\text{Mn}_2\text{O}_4$ . 90. 11,2 л. 91. 491,33 мл. 92.  $\text{Al} + \text{Mg}$ . 93.  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ . 94. 4,78 г  $\text{PbS}$ . 95.  $\text{H}_2\text{WO}_4$ . 96.  $\text{Al}$ -27. 97.  $\text{Li}$ , 24,835 л  $\text{H}_2$ . 98.  $\text{H}_2$ . 99.  $\text{PbCO}_3$ . 100.  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ .

## ИСПОЛЬЗОВАННАЯ ЛИТЕРАТУРА

- I.A.Karimov. "O'zbekiston XXI asr bo'sag'asida: xavfsizlikka tahdid, barqarorlik shartlari va taraqqiyot kafolatlari". T., "O'zbekiston", 1997.
- I.R.Asqarov, N.X.To'xtaboyev, K.G'.G'opirov. "Kimyo 7". T., "Sharq", 2009.
- I.R.Asqarov, N.X.To'xtaboyev, K.G'.G'opirov. "Kimyo 8". T., "Yangiyo'poligrafservis", 2010.
- I.R.Asqarov, N.X.To'xtaboyev, K.G'.G'opirov. "Kimyo 9". T., "O'zbekiston milliy ensiklopediyasi", DİŇ 2010.
- О.С.Габриэльян. "Химия 8". М., "Дрофа". 2005.
- П.А.Оржековский, М.М.Мещерякова, Л.С.Поптак. "Химия 9". М., "АСТ Астрел". 2007.
- О.С.Габриэльян. "Химия 9". М., "Дрофа". 2005.
- О.С.Габриэльян, Ф.Н.Маскаев, С.Ю.Пономарев, В.И.Герьянин. "Химия 10". М., "Дрофа", 2005.
- О.С.Габриэльян, Г.Г.Лисова. "Химия 11". М., "Дрофа". 2005.
- В.В.Сорокин, Е.Г.Злотников. "Как ты знаешь химию?". М., "Химия", 1987.
- I.R.Asqarov, M.M.Mamasoliyev, A.X.Majidov. "Maktabda kimyodan amaliy mashg'ulotlar". T., "O'qituvchi", 1992.
- B.Rozen. "Mo'jizakor qo'shimchalar". T., "O'qituvchi". 1983.
- I.R.Asqarov, K.G'.G'opirov, A.Rustamov, M.Rahimov. "Kimyodan test". T., "O'qituvchi", 1994.

|                                                                                                                             |          |
|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|----------|
| <b>Предисловие</b> . . . . .                                                                                                | <b>3</b> |
| 1-§. Введение. Задачи и развитие химической науки . . . . .                                                                 | 4        |
| 2-§. Вклад учёных-химиков Узбекистана в химическую науку . . . . .                                                          | 8        |
| <b>ГЛАВА I. Основные понятия и законы химии</b>                                                                             |          |
| 3-§. Вещество и его свойства . . . . .                                                                                      | 12       |
| 4-§. Чистые вещества и смеси . . . . .                                                                                      | 14       |
| 5-§. Атомно-молекулярное учение. Реальность существования атомов и молекул. Химический элемент. Химический символ . . . . . | 17       |
| 6-§. Размер атомов. Относительная и абсолютная масса . . . . .                                                              | 21       |
| 7-§. Химическое вещество - совокупность атомов и молекул . . . . .                                                          | 23       |
| 8-§. Молекулярные и немолекулярные соединения . . . . .                                                                     | 24       |
| 9-§. Простые и сложные вещества . . . . .                                                                                   | 25       |
| 10-§. Агрегатные состояния вещества . . . . .                                                                               | 27       |
| 11-§. Понятие о химической формуле, валентности и индексах . . . . .                                                        | 29       |
| 12-§. Размер, относительная и абсолютная масса молекул. Молярная масса. Число Авогадро . . . . .                            | 33       |
| 13-§. Свойства вещества. Физические и химические явления . . . . .                                                          | 38       |
| 14-§. Условия протекания химических реакций. Уравнения химических реакций. Коэффициенты . . . . .                           | 40       |
| 15-§. Закон постоянства состава вещества . . . . .                                                                          | 43       |
| 16-§. Закон сохранения массы вещества . . . . .                                                                             | 45       |
| 17-§. Закон эквивалентов . . . . .                                                                                          | 46       |
| 18-§. Закон Авогадро. Молярный объём . . . . .                                                                              | 48       |
| 19-§. Типы химических реакций . . . . .                                                                                     | 49       |
| Задачи и упражнения для самостоятельного решения . . . . .                                                                  | 58       |
| <b>ГЛАВА II. Кислород</b>                                                                                                   |          |
| 20-§. Кислород как химический элемент. . . . .                                                                              | 61       |
| 21-§. Кислород как простое вещество. Озон - аллотропное видоизменение кислорода . . . . .                                   | 62       |
| 22-§. Химические свойства кислорода . . . . .                                                                               | 65       |
| 23-§. Состав, строение и номенклатура оксидов . . . . .                                                                     | 67       |
| 24-§. Круговорот кислорода в природе. Воздух и его состав. Защита воздуха от загрязнения . . . . .                          | 68       |
| 25-§. Горение. Виды топлива . . . . .                                                                                       | 71       |
| 26-§. Тепловой эффект химических реакций . . . . .                                                                          | 72       |
| Задачи и упражнения для самостоятельного решения . . . . .                                                                  | 76       |
| <b>ГЛАВА III. Водород</b>                                                                                                   |          |
| 27-§. Распространённость водорода в природе . . . . .                                                                       | 78       |
| 28-§. Водород как простое вещество. Физические и химические свойства водорода . . . . .                                     | 79       |
| 29-§. Получение водорода . . . . .                                                                                          | 81       |
| 30-§. Первоначальные понятия о кислотах . . . . .                                                                           | 82       |
| 31-§. Состав, строение и номенклатура кислот . . . . .                                                                      | 83       |
| 32-§. Классификация кислот . . . . .                                                                                        | 85       |
| 33-§. Получение и свойства кислот . . . . .                                                                                 | 86       |
| 34-§. Состав, строение и номенклатура солей . . . . .                                                                       | 89       |
| 35-§. Составление формул солей . . . . .                                                                                    | 91       |
| 36-§. Водород — экологически чистое топливо и сырьё для химической промышленности. . . . .                                  | 92       |
| Задачи и упражнения для самостоятельного решения . . . . .                                                                  | 96       |
| <b>ГЛАВА IV. Вода и растворы</b>                                                                                            |          |
| 37-§. Вода как сложное вещество . . . . .                                                                                   | 97       |
| 38-§. Физические и химические свойства воды . . . . .                                                                       | 98       |

|       |                                                                                                                                       |     |
|-------|---------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-----|
| 39-§. | Состав, строение и номенклатура оснований . . . . .                                                                                   | 100 |
| 40-§. | Классификация оснований . . . . .                                                                                                     | 101 |
| 41-§. | Свойства оснований . . . . .                                                                                                          | 102 |
| 42-§. | Распространённость воды в природе. Её значение в жизни<br>живых организмов и применение в промышленности . . . . .                    | 104 |
| 43-§. | Меры предохранения водных бассейнов от загрязнения.<br>Способы очистки воды . . . . .                                                 | 106 |
| 44-§. | Вода — растворитель. Растворимость. . . . .                                                                                           | 108 |
| 45-§. | Растворы. . . . .                                                                                                                     | 111 |
| 46-§. | Концентрация растворов . . . . .                                                                                                      | 113 |
| 47-§. | Значение растворов для человека . . . . .                                                                                             | 114 |
|       | Задачи и упражнения для самостоятельного решения . . . . .                                                                            | 122 |
|       | <b>ГЛАВА V. Важнейшие классы неорганических соединений</b>                                                                            |     |
| 48-§. | Металлы и неметаллы. . . . .                                                                                                          | 124 |
|       | <b>V.1. Оксиды</b> . . . . .                                                                                                          | 126 |
| 49-§. | Классификация оксидов . . . . .                                                                                                       | 126 |
| 50-§. | Получение и свойства оксидов . . . . .                                                                                                | 128 |
| 51-§. | Использование важнейших оксидов . . . . .                                                                                             | 130 |
|       | <b>V.2. Основания</b> . . . . .                                                                                                       | 131 |
| 52-§. | Применение важнейших оснований . . . . .                                                                                              | 132 |
|       | <b>V.3. Кислоты</b> . . . . .                                                                                                         | 134 |
| 53-§. | Применение важнейших кислот . . . . .                                                                                                 | 134 |
|       | <b>V.4. Соли</b> . . . . .                                                                                                            | 137 |
| 54-§. | Классификация солей: средние, кислые и основные соли.<br>Комплексные соли . . . . .                                                   | 137 |
| 55-§. | Получение и свойства солей . . . . .                                                                                                  | 138 |
| 56-§. | Применение важнейших солей . . . . .                                                                                                  | 142 |
| 57-§. | Генетическая взаимосвязь оксидов, кислот, оснований<br>и солей . . . . .                                                              | 144 |
|       | Задачи и упражнения для самостоятельного решения . . . . .                                                                            | 145 |
|       | <b>ГЛАВА VI. Периодическая система элементов и строение атома</b>                                                                     |     |
| 58-§. | Первоначальная классификация химических элементов. . . . .                                                                            | 148 |
| 59-§. | Семейства химических элементов. . . . .                                                                                               | 150 |
| 60-§. | Периодический закон химических элементов. . . . .                                                                                     | 153 |
| 61-§. | Состав атомного ядра . . . . .                                                                                                        | 158 |
| 62-§. | Изотопы. Изобары . . . . .                                                                                                            | 161 |
| 63-§. | Строение энергетических уровней атома. . . . .                                                                                        | 163 |
| 64-§. | Энергетические подуровни . . . . .                                                                                                    | 165 |
| 65-§. | Распределение электронов по энергетическим<br>подуровням. . . . .                                                                     | 168 |
| 66-§. | Периодическая система химических элементов . . . . .                                                                                  | 170 |
| 67-§. | Строение атомов элементов малых периодов . . . . .                                                                                    | 172 |
| 68-§. | Строение атомов элементов больших периодов. . . . .                                                                                   | 175 |
| 69-§. | Характеристика элементов по их положению в периодической<br>системе и строению их атомов. Значение Периодического<br>закона . . . . . | 177 |
| 70-§. | Ядерные реакции . . . . .                                                                                                             | 181 |
|       | Задачи и упражнения для самостоятельного решения . . . . .                                                                            | 186 |
|       | <b>ГЛАВА VII. Химическая связь</b>                                                                                                    |     |
| 71-§. | Относительная электроотрицательность химических<br>элементов . . . . .                                                                | 187 |
| 72-§. | Виды химической связи. Ковалентная связь . . . . .                                                                                    | 189 |
| 73-§. | Донорно-акцепторная связь . . . . .                                                                                                   | 193 |
| 74-§. | Ионная связь. . . . .                                                                                                                 | 194 |



|        |                                                                                                     |     |
|--------|-----------------------------------------------------------------------------------------------------|-----|
| 75-§.  | Кристаллические решётки . . . . .                                                                   | 196 |
| 76-§.  | Степени окисления элементов . . . . .                                                               | 199 |
| 77-§.  | Окислительно-восстановительные реакции . . . . .                                                    | 201 |
| 78-§.  | Составление уравнений окислительно-восстановительных<br>реакций. . . . .                            | 205 |
|        | Задачи и упражнения для самостоятельного решения . . . . .                                          | 209 |
|        | <b>ГЛАВА VIII. Галогены</b>                                                                         |     |
| 79-§.  | Положение в Периодической системе и строение атомов<br>галогенов . . . . .                          | 211 |
| 80-§.  | Хлор . . . . .                                                                                      | 214 |
| 81-§.  | Хлороводород . . . . .                                                                              | 218 |
| 82-§.  | Фтор, бром, йод . . . . .                                                                           | 223 |
|        | Задачи и упражнения для самостоятельного решения . . . . .                                          | 227 |
|        | <b>ГЛАВА IX. Теория электролитической диссоциации</b>                                               |     |
| 83-§.  | Электролиты и неэлектролиты . . . . .                                                               | 228 |
| 84-§.  | Теория электролитической диссоциации . . . . .                                                      | 229 |
| 85-§.  | Диссоциация кислот, щелочей и солей . . . . .                                                       | 232 |
| 86-§.  | Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации . . . . .                                         | 233 |
| 87-§.  | Реакции ионного обмена . . . . .                                                                    | 235 |
| 88-§.  | Гидролиз солей . . . . .                                                                            | 239 |
| 89-§.  | Зависимость гидролиза солей от различных факторов . . . . .                                         | 241 |
|        | Задачи и упражнения для самостоятельного решения . . . . .                                          | 243 |
|        | <b>ГЛАВА X. Неметаллы</b>                                                                           |     |
| 90-§.  | Положение неметаллов в Периодической системе химических<br>элементов и строение их атомов . . . . . | 245 |
| 91-§.  | Общие свойства неметаллов . . . . .                                                                 | 246 |
|        | <b>ГЛАВА XI. Элементы главной подгруппы шестой группы</b>                                           |     |
| 92-§.  | Общая характеристика элементов подгруппы кислорода . . . . .                                        | 248 |
| 93-§.  | Сера . . . . .                                                                                      | 250 |
| 94-§.  | Водородные соединения серы. Сероводород.<br>Сероводородная кислота . . . . .                        | 252 |
| 95-§.  | Кислородные соединения серы. . . . .                                                                | 254 |
| 96-§.  | Серная кислота . . . . .                                                                            | 255 |
| 97-§.  | Скорость химических реакций . . . . .                                                               | 259 |
| 98-§.  | Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие . . . . .                                    | 261 |
| 99-§.  | Промышленное производство серной кислоты . . . . .                                                  | 264 |
|        | Задачи и упражнения для самостоятельного решения . . . . .                                          | 269 |
|        | <b>ГЛАВА XII. Элементы подгруппы азота</b>                                                          |     |
| 100-§. | Азот . . . . .                                                                                      | 272 |
| 101-§. | Аммиак . . . . .                                                                                    | 274 |
| 102-§. | Кислородные соединения азота . . . . .                                                              | 277 |
| 103-§. | Азотная кислота . . . . .                                                                           | 279 |
|        | Задачи и упражнения для самостоятельного решения . . . . .                                          | 284 |
| 104-§. | Фосфор . . . . .                                                                                    | 284 |
| 105-§. | Кислородные соединения фосфора. Ортофосфорная кислота . . . . .                                     | 287 |
| 106-§. | Минеральные удобрения . . . . .                                                                     | 291 |
| 107-§. | Основные минеральные удобрения . . . . .                                                            | 293 |
| 108-§. | Микроэлементы и их значение . . . . .                                                               | 297 |
|        | <b>ГЛАВА XIII. Общая характеристика элементов подгруппы углерода</b>                                |     |
| 109-§. | Углерод . . . . .                                                                                   | 305 |
| 110-§. | Физические и химические свойства углерода . . . . .                                                 | 309 |
| 111-§. | Оксиды углерода . . . . .                                                                           | 310 |
| 112-§. | Свойства угольной кислоты и карбонатов. . . . .                                                     | 312 |
| 113-§. | Кремний . . . . .                                                                                   | 315 |
| 114-§. | Свойства и важнейшие соединения кремния . . . . .                                                   | 316 |

|                                                       |                                                                  |     |
|-------------------------------------------------------|------------------------------------------------------------------|-----|
| 115-§.                                                | Силикатная промышленность                                        | 319 |
|                                                       | Задачи и упражнения для самостоятельного решения                 | 323 |
| <b>ГЛАВА XIV. Металлы</b>                             |                                                                  |     |
| 116-§.                                                | Распространённость металлов в природе, их получение и применение | 324 |
| 117-§.                                                | Физические и химические свойства металлов                        | 329 |
| 118-§.                                                | Коррозия металлов                                                | 331 |
| 119-§.                                                | Электролиз и его практическое значение                           | 334 |
| 120-§.                                                | Щелочные металлы                                                 | 340 |
| 121-§.                                                | Свойства и важнейшие соединения натрия и калия                   | 342 |
| 122-§.                                                | Производство соды                                                | 346 |
| 123-§.                                                | Кальций и магний                                                 | 347 |
| 124-§.                                                | Жёсткость воды и способы её устранения                           | 352 |
| 125-§.                                                | Алюминий                                                         | 354 |
| 126-§.                                                | Железо                                                           | 359 |
| 127-§.                                                | Металлургия в Узбекистане. Производство чугуна и стали.          | 362 |
|                                                       | Задачи и упражнения для самостоятельного решения                 | 367 |
| <b>ГЛАВА XV. Органические соединения</b>              |                                                                  |     |
| 128-§.                                                | Органическая химия — химия соединений углерода                   | 369 |
| 129-§.                                                | Теория химического строения органических веществ                 | 371 |
| 130-§.                                                | Углеводороды                                                     | 376 |
| 131-§.                                                | Метан                                                            | 381 |
| 132-§.                                                | Непредельные углеводороды                                        | 384 |
| 133-§.                                                | Диеновые углеводороды                                            | 393 |
| 134-§.                                                | Ароматические углеводороды                                       | 395 |
| 135-§.                                                | Природные источники углеводородов                                | 399 |
| 136-§.                                                | Одноатомные спирты                                               | 402 |
| 137-§.                                                | Многоатомные спирты                                              | 406 |
| 138-§.                                                | Фенолы                                                           | 408 |
| 139-§.                                                | Альдегиды                                                        | 410 |
| 140-§.                                                | Карбоновые кислоты                                               | 414 |
| 141-§.                                                | Сложные эфиры                                                    | 417 |
| 142-§.                                                | Искусственные и синтетические моющие средства                    | 420 |
| 143-§.                                                | Углеводы                                                         | 421 |
| 144-§.                                                | Моносахариды                                                     | 422 |
| 145-§.                                                | Дисахариды                                                       | 425 |
| 146-§.                                                | Полисахариды                                                     | 426 |
|                                                       | Азотсодержащие органические соединения                           | 430 |
| 147-§.                                                | Амины                                                            | 430 |
| 148-§.                                                | Аминокислоты                                                     | 434 |
| 149-§.                                                | Белки                                                            | 438 |
| 150-§.                                                | Высокомолекулярные соединения                                    | 441 |
|                                                       | Задачи и упражнения для самостоятельного решения                 | 446 |
| <b>ГЛАВА XVI. Химия и научно-технический прогресс</b> |                                                                  |     |
| 151-§.                                                | Перспективы химического производства                             | 447 |
| 152-§.                                                | Защита атмосферы и гидросферы от загрязнения                     | 450 |
|                                                       | Задачи и упражнения для самостоятельного решения                 | 454 |
|                                                       | Задачи смешанного типа и повышенной сложности                    | 455 |
|                                                       | Решения некоторых задач повышенной трудности и смешанных задач   | 463 |
|                                                       | Ответы на задачи повышенной сложности и смешанного типа          | 481 |
|                                                       | Использованная литература                                        | 482 |

**Иброхим Аскарров, Камолиддин Гопиров**

# **ОСНОВЫ ХИМИИ**

Государственное научное издательство  
«Ўзбекистон миллий энциклопедияси».  
Ташкент, 100129, ул. Навои, 30.

|                         |                    |
|-------------------------|--------------------|
| Отв. редактор           | <i>З. Тилябаев</i> |
| Художественный редактор | <i>А. Бурхонов</i> |
| Вёрстка                 | <i>Э. Муратов</i>  |

Подписано в печать 04.03.2013. Формат 60×90<sup>1</sup>/<sub>16</sub> Гарнитура «Таймс».  
Бумага офсетная. Усл. печ. л. 30,50. Уч.-изд. л. 27,94.  
Тираж 2000. Заказ № 119

Отпечатано в издательско-полиграфическом доме им. Гафура Гуляма.  
Ташкент, 100128, ул. Шайхантахурская, 86.



**Аскарлов Иброхим Рахмонович** родился в 1949 году в Джалакудукском районе Англижанской области. Учёный-химик. Академик академии народной медицины Узбекистана. Заслуженный изобретатель и рационализатор Узбекистана. Доктор химических наук, профессор. Автор свыше 800 научных и методических трудов. Среди них более 60 учебников, учебных пособия и монографий, более 30 изобретений и патентов. Соавтор учебников по химии за 7-й, 8-й, 9-й классы, учебника «Органическая химия» для университета, методические пособия для учителей, а также Государственных образовательных стандартов и учебной программы по химии. Один из основоположников специальности «Классификация и сертификация товаров по химическому составу» и «Таможенное право».

**Гоширов Камолитдин** родился в 1949 году в Шахриханском районе Англижанской области. Герой Узбекистана, кандидат ордена «Ёлдуз йўлдоши», заслуженный работник образования Узбекистана, преподаватель химии высшей категории, автор свыше 50 научных и методических трудов. Соавтор учебников по химии за 7-й, 8-й, 9-й классы общих средних образовательных школ, методических пособий для учителей, а также Государственных образовательных стандартов и учебной программы по химии. Разработчик современных методов новых педагогических технологий обучения химии и внедрения их в практику.

