

Абитуриент

РЕПЕТИТОР ПО ХИМИИ

Под редакцией *А.С. Егорова*

Издание 67-е

- Теоретические основы
- Типовые задания с эталонами решений
- Задания для самоконтроля

РОСТОВ-на-ДОНУ

 **ФЕНИКС**
2023

УДК 373.167.1:54
ББК 24я729
КТК 444
Р41

Авторы:

*А. С. Егоров, К. П. Шацкая, Н. М. Иванченко,
В. Д. Дионисьев, В. К. Ермакова, Л. В. Котельницкая,
И. Е. Слабченко, Р. В. Шевченко, К. Д. Шлюкер*

Рецензенты:

зав. кафедрой физической химии Южного Федерального
университета, доктор химических наук, лауреат Государ-
ственной премии СССР, заслуженный деятель науки РФ,
профессор *В.А. Коган*;
доцент кафедры биохимии № 1 РостГМУ
Н. С. Ломаковский;
старший преподаватель кафедры биохимии №2 РостГМУ
Л. Н. Иванова

Р41 Репетитор по химии / под ред. А.С. Егорова. —
Изд. 67-е. — Ростов н/Д : Феникс, 2023. — 762,
[1] с. : ил. — (Абитуриент).
ISBN 978-5-222-38872-3

Пособие содержит подробное изложение основ общей, неорганической и органической химии в объеме, соответствующем программам углубленного изучения химии в средней школе и программам для поступающих в вузы. В пособии представлены все типы расчетных задач с решениями и типовые упражнения с эталонами ответов. К каждой изучаемой теме предлагается разнообразный дидактический материал для контроля (вопросы, упражнения, задачи разной степени сложности, тесты с выбором ответа).

Рекомендуется учащимся школ, гимназий и лицеев, слушателям факультетов довузовской подготовки, готовящимся к сдаче выпускного экзамена (в частности, в форме ЕГЭ) или конкурсного экзамена по химии при поступлении в вузы химического и медико-биологического профиля.

УДК 373.167.1:54
ББК 24я729

ISBN 978-5-222-38872-3

© Коллектив авторов, 2018
© Оформление, ООО «Феникс», 2018

Предисловие редактора

Эта книга представляет собой новый выпуск пособия, которое выходит в издательстве «Феникс» более десяти лет, выдержало много переизданий и заслужило широкое признание.

С учетом современных требований, в частности тех, что предъявляются на едином государственном экзамене по химии, в новые издания пособия вносились существенные изменения и дополнения, а также устранялись имевшие место неточности.

Отличительными особенностями пособия являются:

- полнота и системность изложения курса химии в объеме, предусмотренном школьными программами для углубленного изучения этого предмета;
- презентация большого числа схем и таблиц, выражающих или иллюстрирующих наиболее важные теоретические положения;
- представление всех типов расчетных задач с решениями и наиболее важных типовых упражнений с эталонами ответов;
- наличие обширного дидактического материала (вопросы для контроля, упражнения, расчетные задачи разной степени сложности, тесты с выбором ответа), который позволяет планомерно развивать навыки самостоятельной работы и осуществлять самоконтроль усвоения изученного материала.

В химии, как и в любой другой науке, есть такая информация, которую нужно просто запомнить. Для облегчения запоминания наиболее важные определения, формулировки правил и законов выделены в тексте знаком ● или шрифтом. Тривиальные и исторические названия некоторых веществ, таблица качественных ре-

акций, используемых в неорганической и органической химии, вынесены в «Приложения». Там же приводится таблица, по которой можно легко определять молекулярные массы многих неорганических веществ.

Надеемся, что, поработав с этим пособием, вы получите хорошую подготовку к тем серьезным испытаниям, которые вам предстоят либо на едином государственном экзамене, либо на конкурсном экзамене по химии при поступлении в выбранный вами вуз.

Желаем вам успехов!

А.С. Егоров

В 2014 году исполнилось 180 лет со дня рождения великого русского ученого Дмитрия Ивановича Менделеева и 145 лет открытому им Периодическому закону.

Введение

Химия занимает центральное место в ряду естественных наук, поскольку она изучает элементы и образуемые ими соединения, которые составляют Вселенную. Миллионы неорганических и органических веществ существуют в природе или синтезированы человеком, и среди них такие, которые являются основой самой жизни.

Химия является центральной, фундаментальной наукой также и потому, что в любой отрасли человеческой деятельности, связанной с какими-либо проявлениями материального мира, неизбежно приходится сталкиваться со свойствами различных веществ — их прочностью, токсичностью, способностью взаимодействовать с другими веществами, а также с их изменениями при тех или иных условиях. Все это является предметом изучения химии.

Трудно переоценить практическую роль химии в нашей жизни. Химия создает новые материалы и разрабатывает новые химические методы, которые широко используются в различных областях человеческой деятельности. Проникновение химии в жизнь намного глубже, чем это следует из хорошо известной формулы: «Лучшие вещи для лучшей жизни — с помощью химии». Очень многие достижения научно-технического прогресса обязаны своим существованием успехам в развитии химии. Отметим лишь наиболее важные аспекты, иллюстрирующие, как «широко распространяет химия руки свои в дела человеческие» (М.В. Ломоносов).

Химия играет первостепенную роль в решении продовольственной проблемы. В мире производятся миллионы

тонн минеральных удобрений, повышающих плодородие почвы и урожайность сельскохозяйственных культур. С помощью разработанных химиками пестицидов (ядохимикатов) осуществляется борьба с сорняками, вредными насекомыми и другими вредителями растений. Химические методы используются для увеличения сроков хранения продукции растениеводства и животноводства. Представляется заслуживающей внимания и проблема создания искусственной пищи, которой совместно занимаются химики, биохимики, биологи и специалисты в области генной инженерии.

Все мы являемся свидетелями строительного бума. На наших глазах «вырастают» новые здания, разительно отличающиеся от тех, что строились еще лет десять—пятнадцать назад. Все это было бы невозможно, если бы химики не разработали строительные материалы нового поколения — разнообразные плиты, панели, покрытия, лаки, краски, шпатлевки и т.д., позволяющие не только повышать качество строительства, но и существенно сокращать его сроки.

Многогранна роль химии в развитии транспорта. Во-первых, в результате химической переработки нефти, осуществляемой на нефтехимических заводах, получают все виды автомобильного топлива (бензин, керосин, дизельное топливо и др.). Во-вторых, без развития производства синтетического каучука и резины невозможно было бы удовлетворить потребность отрасли в автомобильных шинах. В-третьих, в автомобилестроении применяется множество полимерных и лакокрасочных материалов; при эксплуатации любого транспорта используются различные синтетические масла, антифризы (жидкости для охлаждения двигателей внутреннего сгорания в зимних условиях) и пр. И все это результат деятельности ученых-химиков и химиков-технологов.

Наше время называют веком компьютерных технологий. Однако создание современных компьютеров было бы невозможным без разработки тончайших хи-

мических методов создания новых полупроводниковых материалов.

Принято обвинять химиков в загрязнении окружающей среды. К сожалению, для этого есть основания, поскольку на многих химических производствах до сих пор не разработаны совершенные методы утилизации вредных отходов. Однако было бы несправедливым забывать, что именно химики вносят большой вклад в решение проблем экологии: разрабатывают методы очистки сточных вод, способы обезвреживания выхлопных газов автомобилей, новые безотходные технологии различных производств, экологически безвредные процессы получения энергии (например, водородная энергетика) и т. д.

Особую роль играет химия в проблемах, связанных с охраной здоровья. Достаточно зайти в любую аптеку и увидеть невероятный ассортимент различных лекарственных препаратов, чтобы понять, каково значение химии в фармации. Синтез новых медикаментозных средств — одно из наиболее бурно развивающихся направлений в органическом синтезе.

Производством новых лекарств роль химии в медицине не ограничивается. Трудно переоценить значение аналитической химии вообще и особенно современных физико-химических методов анализа (спектроскопия, хроматография, потенциометрия и др) в диагностике заболеваний, в контроле качества продуктов питания, питьевой воды, атмосферного воздуха. Понимание причин патологических процессов в организме, разработка методов профилактики заболеваний невозможны без глубокого, на молекулярном уровне рассмотрения явлений, происходящих в различных органах и тканях. Именно этим занимаются «дочерние» химические науки — биохимия и молекулярная биология. Несомненно, прав был М.В. Ломоносов, еще в XVIII в. утверждавший, что «медик без довольного познания химии совершен быть не может».

Говорить о роли химии в нашей жизни можно и дальше, однако уже из всего вышеизложенного ясно, что не только будущие медики, но и представители многих

других профессий могут считаться по-настоящему квалифицированными специалистами, если они понимают химические идеи, лежащие в основе их работы, и умеют при необходимости их использовать.

Но есть и еще одна, не менее важная причина для изучения химии. Будучи фундаментальной наукой, она развивает интеллект, а являясь неотъемлемой частью общечеловеческого культурного наследия, формирует широту взглядов и эрудицию.

Часть I

ОСНОВЫ ОБЩЕЙ ХИМИИ

Раздел 1

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

В первом разделе вы повторите основные положения атомно-молекулярной теории, понятия «атом», «молекула», «относительная атомная и относительная молекулярная массы», «моль» и «молярная масса», «валентность», закон постоянства состава вещества, закон сохранения массы, закон Авогадро.

При изучении этого раздела вы потренируетесь в расчетах по химическим формулам и химическим уравнениям.

§ 1.1. Определение и предмет химии

Химия относится к естественным наукам.

● **Химия — наука о веществах, их строении, свойствах и превращениях.**

Все тела в природе состоят из веществ. Каждое вещество имеет определенные физические и химические свойства.

Физические свойства вещества — агрегатное состояние, плотность, растворимость, температура плавления, температура кипения, цвет, вкус, запах и др.

Существуют три агрегатных состояния веществ: **твердое**, **жидкое** и **газообразное**. При обычных условиях различные вещества находятся в разных агрегатных состояниях. Например:

- сахар $C_{12}H_{22}O_{11}$, соль $NaCl$, сера S , алюминий Al — твердые вещества;
- вода H_2O , бензол C_6H_6 , серная кислота H_2SO_4 — жидкие вещества;
- кислород O_2 , углекислый газ CO_2 , метан CH_4 — газообразные вещества.

Любое вещество при изменении условий (например, температуры) может переходить из одного агрегатного состояния в другое.

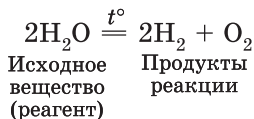
Жидкая вода при $100^\circ C$ (температура кипения) превращается в пар (газообразное состояние), а при $0^\circ C$ (температура плавления, или температура кристаллизации) превращается в лед (твердое состояние).

Изменение агрегатного состояния вещества — это пример физических явлений.

Физические явления — это изменения формы или агрегатного состояния веществ, в результате которых **не образуются новые вещества**.

Химические свойства вещества — это способность данного вещества превращаться в другие вещества.

Превращения одних веществ в другие называются **химическими реакциями**, или **химическими явлениями**. В результате химических реакций всегда образуются новые вещества. Исходные вещества, которые вступают в химическую реакцию, называются **реагентами**, а новые вещества, которые образуются в результате химической реакции, называются **продуктами реакции**. Например, вода при высокой температуре (t°) превращается в водород и кислород:



Характерные признаки химических реакций

Изменение цвета	$\text{FeCl}_3 + 3\text{KSCN} = \text{Fe}(\text{SCN})_3 + 3\text{KCl}$ Желтый Бесцветный Красный
Образование осадка	$\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{HCl}$ Осадок
Выделение газа	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
Выделение теплоты	$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + Q$ Теплота
Выделение света	$2\text{Mg} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{MgO} + h\nu$ Свет

Вопросы для контроля

1. Дайте определение химии как науки.
2. Что такое физические свойства вещества?
3. Какие агрегатные состояния веществ существуют?
4. Приведите примеры твердых, жидких и газообразных веществ.
5. Что такое физические явления?
6. Что такое химические свойства вещества?
7. Что называется химическими реакциями?
8. Что называется реагентами?
9. Что называется продуктами реакции?
10. Назовите характерные признаки химических реакций.

§ 1.2. Первоначальные сведения о строении атомов. Химические элементы

Все вещества образованы мельчайшими частицами, которые называются **атомами**.

Атомы имеют сложное строение.

В центре любого атома находится **ядро**. Ядро атома состоит из **протонов** и **нейтронов**, которые имеют общее название — **нуклоны** (от англ. *nucleus* — ядро).

Протон — это частица, которая имеет положительный заряд. Заряд протона в условных единицах равен +1. Символ протона — ${}_1\text{p}$.

Нейтрон — нейтральная частица, заряд нейтрона равен 0. Символ нейтрона — ${}_0\text{n}$.

Ядра атомов имеют **положительный заряд**, так как состоят из протонов с положительным зарядом и нейтральных нейтронов.

Вокруг ядра движутся **электроны**, которые имеют **отрицательный заряд**. Заряд электрона в условных единицах равен -1 . Символ электрона — \bar{e} .

● Протоны, нейтроны и электроны называются **элементарными частицами**.

Любой атом содержит равное число протонов и электронов, поэтому сумма положительных зарядов в атоме равна сумме отрицательных зарядов. Следовательно, **атомы являются электронейтральными частицами**.

Ядра различных атомов содержат разное число протонов и нейтронов.

● **Главной характеристикой любого атома является заряд ядра**, который обозначается буквой **Z** и равен числу протонов.

● **Вид атомов с одинаковым зарядом ядер называется химическим элементом**.

Каждый элемент имеет свое **название** и свой **символ** (знак).

В настоящее время известно более 100 химических элементов. Среди них есть элементы, которые встречаются в природе (примерно 90), и элементы, которые получают искусственным путем (более 20).

Каждый элемент имеет свое название и свой символ (химический знак). Символы элементов состоят из одной или двух букв латинского названия элементов и являются интернациональными. Названия элементов в каждом языке различны.

Например, элемент с русским названием **водород** имеет символ **H** (читается «аш»), который является первой буквой латинского названия этого элемента — **Hydrogenium**. Элемент с русским названием **хлор** имеет символ **Cl** (читается «хлор»), который образован первой и третьей буквами латинского названия — **Chlorum**.

В табл. 1 содержатся русские и латинские названия важнейших химических элементов, их символы и произношение символов в химических формулах.

Таблица 1

Названия и символы важнейших химических элементов

Русское название элемента	Латинское название элемента	Символ элемента	Произношение символа
Азот	Nitrogenium	N	эн
Алюминий	Aluminium	Al	алюминий
Аргон	Argon	Ar	аргон
Барий	Barium	Ba	барий
Бром	Bromum	Br	бром
Водород	Hydrogenium	H	аш
Гелий	Helium	He	гелий
Железо	Ferrum	Fe	феррум
Золото	Aurum	Au	аурум
Йод	Iodum	I	йод
Калий	Kalium	K	калий
Кальций	Calcium	Ca	кальций
Кислород	Oxygenium	O	о
Кремний	Silicium	Si	силициум
Литий	Lithium	Li	литий
Магний	Magnesium	Mg	магний
Марганец	Manganum	Mn	марганец
Медь	Cuprum	Cu	купрум
Натрий	Natrium	Na	натрий
Неон	Neon	Ne	неон
Олово	Stannum	Sn	станнум
Платина	Platinum	Pt	платина
Ртуть	Hydrargirum	Hg	гидраргирум
Свинец	Plumbum	Pb	плюмбум
Сера	Sulfur	S	эс
Серебро	Argentum	Ag	аргентум
Стронций	Strontium	Sr	стронций
Титан	Titanium	Ti	титан
Углерод	Carboneum	C	це
Фосфор	Phosphorus	P	пэ
Фтор	Fluorum	F	фтор
Хлор	Chlorum	Cl	хлор
Хром	Chromium	Cr	хром
Цинк	Zincum	Zn	цинк

С названиями и символами других химических элементов вы познакомитесь в ходе дальнейшего изучения курса химии.

Рассмотрим примеры произношения символов в химических формулах:

H_2O — «аш-два-о»

$Ca_3(PO_4)_2$ — «кальций-три-пэ-о-четыре-дважды»

$NaCl$ — «натрий-хлор»

$Al_2(SO_4)_3$ — «алюминий-два-эс-о-четыре-трижды»

$AgNO_3$ — «аргентум-эн-о-три»

$[Fe(OH)_2]_2S$ — «феррум-о-аш-дважды-дважды-эс»

Все химические элементы делятся на **металлы** и **неметаллы** (табл. 2). Причиной этого деления являются различия в строении атомов. Они будут рассматриваться при изучении соответствующей темы. Однако уже сейчас следует запомнить, какие элементы относятся к металлам и какие — к неметаллам.

Таблица 2

Деление химических элементов на металлы и неметаллы

Металлы	Неметаллы
алюминий Al	азот N
барий Ba	аргон Ar
железо Fe	бром Br
золото Au	водород H
калий K	гелий He
кальций Ca	йод I
литий Li	кислород O
магний Mg	кремний Si
марганец Mn	неон Ne
медь Cu	сера S
натрий Na	углерод C
олово Sn	фосфор P
платина Pt	фтор F
ртуть Hg	хлор Cl
свинец Pb	
серебро Ag	
стронций Sr	
титан Ti	
хром Cr	
цинк Zn	

Распространенность различных химических элементов в природе неодинаковая.

В земной коре наиболее распространенными элементами являются: кислород O ($\approx 49\%$), кремний Si ($\approx 27\%$), алюминий Al ($\approx 8\%$), железо Fe ($\approx 5\%$), кальций Ca , натрий Na , калий K , магний Mg , титан Ti , водород H . Эти десять элементов составляют более 99% массы земной коры. Важнейшими элементами морской воды являются O , H , Na , Cl , а живого вещества — O , C и H .

Вопросы для контроля

1. Как называются частицы, которыми образованы все вещества?
2. Что находится в центре атома?
3. Из чего состоит ядро атома?
4. Какое общее название имеют протоны и нейтроны?
5. Чему равен заряд протона в условных единицах?
6. Какой заряд имеют ядра атомов? Почему?
7. Как называются частицы, которые движутся вокруг ядра атома?
8. Чему равен заряд электрона в условных единицах?
9. Какое общее название имеют протоны, нейтроны и электроны?
10. Почему атомы являются электронейтральными частицами?
11. Что является главной характеристикой любого атома?
12. Чему равен заряд ядра атома?
13. Что называется химическим элементом?
14. Сколько химических элементов известно в настоящее время?
15. Сколько химических элементов встречается в природе?
16. Сколько химических элементов получено искусственным путем?
17. На какие две группы делятся все химические элементы?
18. Какие химические элементы наиболее распространены: а) в земной коре; б) в морской воде?
19. Какие химические элементы являются важнейшими элементами живого вещества ?

Задания для самостоятельной работы

1. Заполните свободные клетки в следующей таблице (каждая строка в таблице соответствует одному атому):

Атом	Число протонов	Число электронов	Заряд ядра (Z)	Число нейтронов	Число нуклонов
1-й	1			0	
2-й		6			12
3-й			+ 12	12	
4-й		80		120	
5-й	15				31

Каково общее число элементарных частиц в каждом из атомов № 1—5?

2. Напишите, как произносятся следующие формулы: HCl , H_2SO_4 , NaNO_3 , $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.
3. Напишите формулы, которые имеют следующее произношение: «кальций-фтор-два», «це-двенадцать-аш-двадцать два-о-одиннадцать», «купрум-три-пэ-о-четыре-дважды», «аш-хлор-о-четыре».
4. Напишите русские названия и символы металлов, которые наиболее распространены в земной коре.

§ 1.3. Размеры атомов. Абсолютные и относительные атомные массы

Атомы различных элементов имеют разные размеры и разные массы.

Так как атомы имеют форму шара, их размеры характеризуются *диаметром* или *радиусом*.

Самый маленький атом — это атом водорода, его диаметр приблизительно равен $1 \cdot 10^{-8}$ см, или $1 \cdot 10^{-10}$ м. Диаметр атома хлора равен $\approx 1,8 \cdot 10^{-8}$ см и т. д.

Для выражения таких малых величин часто используются единицы длины, которые называются *ангстремами* (Å) и *нанометрами* (нм):

$$1 \text{ Å} = 10^{-10} \text{ м};$$

$$1 \text{ нм} = 10^{-9} \text{ м}$$

В этих единицах диаметр атома водорода приблизительно равен 1 Å , или $0,1 \text{ нм}$.

Массы атомов также являются очень малыми величинами.

Массы атомов, которые выражены в обычных единицах массы (кг или г), называются **абсолютными атомными массами** и обозначаются символом m_a .

Самую маленькую массу имеет атом водорода:

$$m_a(\text{H}) = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1,67 \cdot 10^{-24} \text{ г}$$

Абсолютные массы атомов углерода и кислорода имеют следующие значения:

$$m_a(\text{C}) = 19,93 \cdot 10^{-27} \text{ кг}; \quad m_a(\text{O}) = 26,67 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$$

Использовать такие малые величины очень неудобно. Поэтому в химии вместо абсолютных атомных масс обычно используются **относительные атомные массы**.

За единицу атомных масс принимается 1/12 часть абсолютной массы **атома углерода С**. Если представить атом углерода в виде шарика и мысленно разделить его на 12 равных частей, то масса одной части и есть **атомная единица массы** (рис. 1).

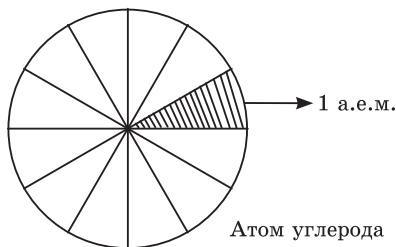


Рис. 1. К определению атомной единицы массы

● **Атомная единица массы (а. е. м.)** — это 1/12 часть абсолютной массы атома углерода.

Зная абсолютную массу атома углерода, можно выразить а. е. м. в кг или в г:

$$\begin{aligned} 1 \text{ а. е. м.} &= \frac{m_a(\text{C})}{12} = \frac{19,93 \cdot 10^{-27}}{12} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = \\ &= 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г} \end{aligned}$$

● **Относительная атомная масса элемента** — это число, которое показывает, во сколько раз абсолютная масса атома данного элемента больше 1/12 части абсолютной массы атома углерода, т. е. атомной единицы массы*.

* Более точное определение относительной атомной массы будет дано после изучения теории строения атома.

Относительная атомная масса обозначается символом A_r (индекс «r» — первая буква английского слова «relative» — относительный).

Относительная атомная масса элемента X равна:

$$A_r(X) = \frac{m_a(X)}{1/12 m_a(C)} = \frac{m_a(X)}{1 \text{ а. е. м.}}$$

Рассчитаем, например, относительные атомные массы водорода и кислорода:

$$A_r(\text{H}) = \frac{m_a(\text{H})}{1 \text{ а. е. м.}} = \frac{1,67 \cdot 10^{-27} \text{ кг}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} \approx 1$$

$$A_r(\text{O}) = \frac{m_a(\text{O})}{1 \text{ а. е. м.}} = \frac{26,67 \cdot 10^{-27} \text{ кг}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} \approx 16.$$

Таким образом, масса атома водорода приблизительно равна массе 1/12 части атома углерода, а масса атома кислорода приблизительно в 16 раз больше массы 1/12 части атома углерода.

Обратите внимание, что относительные атомные массы элементов, как и любые относительные величины, являются **безразмерными**.

Обычно используют приблизительные значения относительных атомных масс.

В табл. 3 даны приблизительные значения относительных атомных масс некоторых элементов.

Таблица 3

Относительные атомные массы некоторых химических элементов

Элемент	A_r	Элемент	A_r	Элемент	A_r
H	1	Si	28	Zn	65
C	12	P	31	Br	80
N	14	S	32	Ag	108
O	16	Cl	35,5	I	127
F	19	K	39	Ba	137
Na	23	Ca	40	Au	197
Mg	24	Fe	56	Hg	201
Al	27	Cu	64	Pb	207

Вопросы для контроля

1. Чем характеризуются размеры атомов?
2. Какие единицы длины используются для выражения диаметров или радиусов атомов?

3. Что называется абсолютной атомной массой?
4. Какие атомные массы обычно используют в химии?
5. Что принимают за единицу атомных масс?
6. Что такое относительная атомная масса химического элемента? Каким символом она обозначается?

Задания для самостоятельной работы

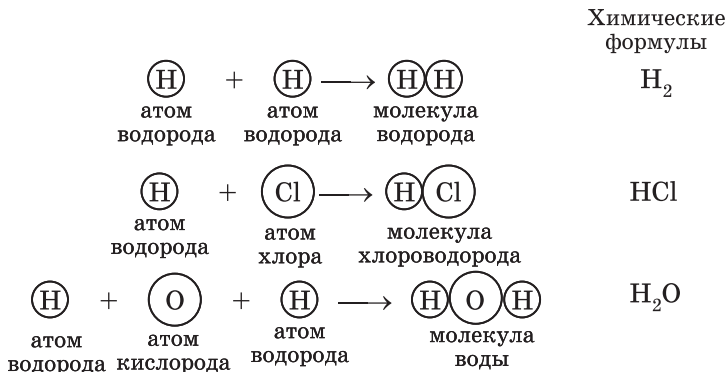
1. Диаметр атома хлора равен $1,8 \cdot 10^{-8}$ см. Выразите его в ангстремах и нанометрах.
2. Сколько ангстремов и нанометров в: а) 1 м? б) 1 см?
3. Рассчитайте, сколько атомных единиц массы в: а) 1 кг; б) 1 г.
4. Используя относительные атомные массы элементов (см. табл. 3), рассчитайте, во сколько раз масса атома меди больше массы: а) атома серы; б) атома кислорода; в) атома водорода.

§ 1.4. Молекулы. Химические формулы.

Молекулярные массы.

Элементный состав веществ

Атомы могут соединяться друг с другом. В результате этого соединения обычно образуются более сложные частицы — молекулы. Например:



Эти примеры показывают, что соединяться друг с другом могут атомы одного элемента и атомы разных элементов. Число атомов, которые соединяются друг с другом, может быть различным.

Состав любой молекулы можно выразить **химической формулой**.

Так, молекула **водорода** имеет формулу H_2 . Число «2» в этой формуле показывает число атомов водорода в молекуле водорода.

Числа в химических формулах, которые показывают, сколько атомов данного элемента входит в состав молекулы, называются **индексами**.

Молекула **хлороводорода** имеет формулу HCl , так как она состоит из одного атома водорода и одного атома хлора. Молекула **воды** имеет формулу H_2O . Эта формула показывает, что молекула воды состоит из двух атомов водорода и одного атома кислорода.

Молекула **серной кислоты** состоит из двух атомов водорода **H**, одного атома серы **S** и четырех атомов кислорода **O**. Значит, формула молекулы серной кислоты — H_2SO_4 .

Существуют молекулы, в состав которых входит несколько одинаковых групп атомов. В формулах таких молекул эти группы атомов заключают в скобки, а индекс за скобками показывает число этих групп в молекуле. Например, формула $Cu(NO_3)_2$ показывает, что эта молекула состоит из одного атома меди и двух групп атомов NO_3 , т. е. двух атомов азота и шести атомов кислорода.

Таким образом, **химические формулы показывают качественный и количественный состав молекулы** (из атомов *каких* элементов состоит молекула и *сколько* этих атомов в молекуле).

Согласно **закону постоянства состава** (Ж. Пруст, Франция, 1808 г.):

● **Каждое чистое вещество имеет постоянный качественный и количественный состав, который не зависит от способа получения вещества.**

Так как вещество состоит из одинаковых молекул, то состав молекулы определяет состав всего вещества. Различия в химических свойствах веществ обусловлены различиями в составе и строении молекул, из которых состоят эти вещества. Поэтому можно сделать вывод:

● **Молекула — это наименьшая частица вещества, которая сохраняет его химические свойства.**

Масса любой молекулы равна сумме масс образующих ее атомов. Если при расчете массы молекулы используются относительные атомные массы, то получается **относительная молекулярная масса**, которая обозначается символом M_r .

Например, относительная молекулярная масса воды H_2O равна:

$$\begin{aligned}M_r(H_2O) &= A_r(H) + A_r(H) + A_r(O) = \\ &= 2A_r(H) + A_r(O) = 2 \cdot 1 + 16 = 18;\end{aligned}$$

относительная молекулярная масса **сульфата железа (III) $Fe_2(SO_4)_3$** равна:

$$\begin{aligned}M_r[Fe_2(SO_4)_3] &= 2A_r(Fe) + 3A_r(S) + 12A_r(O) = \\ &= 2 \cdot 56 + 3 \cdot 32 + 12 \cdot 16 = 400\end{aligned}$$

● **Относительная молекулярная масса вещества M_r** — это число, которое показывает, во сколько раз абсолютная масса молекулы данного вещества больше $1/12$ части абсолютной массы атома углерода С.

Например, относительная молекулярная масса воды $M_r(H_2O) = 18$. Это значит, что масса молекулы воды в 18 раз больше $1/12$ части массы атома углерода.

Относительные молекулярные массы, как и относительные атомные массы, являются величинами безразмерными.

По формуле вещества можно рассчитать массовую долю каждого химического элемента, который входит в состав вещества.

● **Массовая доля (ω) химического элемента в данном веществе равна отношению относительной атомной массы данного элемента, умноженной на число его атомов в молекуле, к относительной молекулярной массе вещества:**

$$\omega(X) = \frac{A_r(X) \cdot n}{M_r}, \quad (1.4.1)$$

где $\omega(X)$ — массовая доля элемента X; $A_r(X)$ — относительная атомная масса элемента X; n — число атомов элемента X в молекуле вещества; M_r — относительная молекулярная масса вещества.

Массовые доли обычно выражают в процентах:

$$\omega\%(\text{X}) = \frac{A_r(\text{X}) \cdot n}{M_r} \cdot 100\% \quad (1.4.2)$$

Рассчитаем, например, массовые доли водорода и кислорода в воде H_2O :

$$\omega\%(\text{H}) = \frac{A_r(\text{H}) \cdot 2}{M_r(\text{H}_2\text{O})} \cdot 100\% = \frac{1 \cdot 2}{18} \cdot 100\% = 11,1\%$$

$$\omega\%(\text{O}) = 100\% - \omega\%(\text{H}) = 100\% - 11,1\% = 88,9\%.$$

Вопросы для контроля

1. Какие частицы обычно образуются в результате соединения атомов?
2. Чем можно выразить состав любой молекулы?
3. Что называется индексами в химических формулах?
4. Что показывают химические формулы?
5. Как формулируется закон постоянства состава?
6. Что такое молекула?
7. Чему равна масса молекулы?
8. Что такое относительная молекулярная масса?
9. Чему равна массовая доля данного элемента в данном веществе?

Задания для самостоятельной работы

1. Опишите качественный и количественный состав молекул следующих веществ: метан CH_4 , сода Na_2CO_3 , глюкоза $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, хлор Cl_2 , сульфат алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
2. Молекула фосгена состоит из одного атома углерода, одного атома кислорода и двух атомов хлора. Молекула мочевины состоит из одного атома углерода, одного атома кислорода и двух атомных групп NH_2 . Напишите формулы фосгена и мочевины.
3. Подсчитайте общее число атомов в следующих молекулах: $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, $[\text{Fe}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$.
4. Рассчитайте относительные молекулярные массы веществ, которые указаны в упражнении 1.
5. Чему равны массовые доли элементов в следующих веществах: NH_3 , N_2O , NO_2 , NaNO_3 , KNO_3 , NH_4NO_3 ? В каком из этих веществ массовая доля азота наибольшая и в каком — наименьшая?

§ 1.5. Простые и сложные вещества.

Аллотропия.

Химические соединения и смеси

Все вещества делятся на **простые** и **сложные**.

● **Простые вещества** — это вещества, которые состоят из атомов одного элемента.

В некоторых простых веществах атомы одного элемента соединяются друг с другом и образуют молекулы. Такие простые вещества имеют **молекулярное строение**. К ним относятся: водород H_2 , кислород O_2 , азот N_2 , фтор F_2 , хлор Cl_2 , бром Br_2 , йод I_2 . Все эти вещества состоят из **двухатомных молекул**. (Обратите внимание, что названия простых веществ совпадают с названиями элементов!)

Другие простые вещества имеют **атомное строение**, т. е. состоят из атомов, между которыми существуют определенные связи (их характер мы рассмотрим в разделе «Химическая связь и строение вещества»). Примерами таких простых веществ являются все металлы (железо **Fe**, медь **Cu**, натрий **Na** и т. д.) и некоторые неметаллы (углерод **C**, кремний **Si** и др.). Не только названия, но и формулы этих простых веществ совпадают с символами элементов.

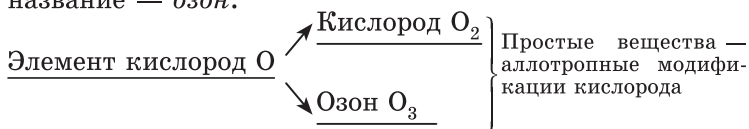
Существует также группа простых веществ, которые называются **благородными газами**. К ним относятся: гелий **He**, неон **Ne**, аргон **Ar**, криптон **Kr**, ксенон **Xe**, радон **Rn**. Эти простые вещества состоят из **химически не связанных друг с другом атомов**.

Каждый элемент образует как минимум одно простое вещество. Некоторые элементы могут образовывать не одно, а два или несколько простых веществ. Это явление называется **аллотропией**.

● **Аллотропия** — это явление образования нескольких простых веществ одним элементом.

Разные простые вещества, которые образуются одним и тем же химическим элементом, называются **аллотропными видоизменениями (модификациями)**.

Аллотропные модификации могут отличаться друг от друга **составом молекул**. Например, элемент *кислород* образует *два простых вещества*. Одно из них состоит из двухатомных молекул O_2 и имеет такое же название, как и элемент — *кислород*. Другое простое вещество состоит из трехатомных молекул O_3 и имеет собственное название — *озон*:



Кислород O_2 и озон O_3 имеют различные физические и химические свойства.

Аллотропные модификации могут представлять собой твердые вещества, которые имеют **различное строение кристаллов**. Примером являются аллотропные модификации *углерода C* — *алмаз* и *графит*.

Число известных простых веществ (примерно 400) значительно больше, чем число химических элементов, так как многие элементы могут образовывать две или несколько аллотропных модификаций.

● **Сложные вещества** — это вещества, которые состоят из атомов **разных элементов**.

Примеры сложных веществ: HCl , H_2O , $NaCl$, CO_2 , H_2SO_4 , $Cu(NO_3)_2$, $C_6H_{12}O_6$ и т.д.

Сложные вещества часто называют **химическими соединениями**. В химических соединениях свойства простых веществ, из которых образуются эти соединения, **не сохраняются**. **Свойства сложного вещества отличаются от свойств простых веществ, из которых оно образуется**.

Например, *хлорид натрия $NaCl$* может образоваться из простых веществ — *металлического натрия Na* и *газообразного хлора Cl_2* . Физические и химические свойства $NaCl$ отличаются от свойств Na и Cl_2 .

В природе, как правило, встречаются не чистые вещества, а **смеси веществ**. В практической деятельности мы также обычно используем смеси веществ. Любая смесь состоит из двух или большего числа веществ, которые называются **компонентами смеси**.

Например, *воздух* представляет собой смесь нескольких газообразных веществ: *кислорода* O_2 (21% по объему), азота N_2 (78%), углекислого газа CO_2 и др. Смесями являются растворы многих веществ, сплавы некоторых металлов и т. д.

Смеси веществ бывают **гомогенными (однородными)** и **гетерогенными (неоднородными)**.

● **Гомогенные смеси** — это смеси, в которых между компонентами нет поверхности раздела.

Гомогенными являются смеси газов (в частности, воздух), *жидкие растворы* (например, раствор сахара в воде).

● **Гетерогенные смеси** — это смеси, в которых компоненты разделяются поверхностью раздела.

К гетерогенным относятся смеси *твердых веществ* (песок + порошок мела), *смеси нерастворимых друг в друге жидкостей* (вода + масло), *смеси жидкостей и нерастворимых в нем твердых веществ* (вода + мел).

Жидкие растворы, которые являются важнейшими представителями гомогенных систем, мы будем подробно изучать в нашем курсе.,

Важнейшие отличия смесей от химических соединений:

1. В смесях свойства отдельных веществ (компонентов) **сохраняются**.
2. Состав смесей **не является постоянным**.

Вопросы для контроля

1. На какие два типа делятся все вещества?
2. Что такое простые вещества?
3. Какие простые вещества имеют молекулярное строение (названия и формулы)?
4. Какие простые вещества имеют атомное строение? Приведите примеры.
5. Какие простые вещества состоят из химически не связанных друг с другом атомов?
6. Что такое аллотропия?
7. Что называется аллотропными видоизменениями (модификациями)?
8. Почему число простых веществ больше числа химических элементов?

9. Что такое сложные вещества?
10. Сохраняются ли свойства простых веществ при образовании из них сложного вещества?
11. Что такое гомогенные смеси? Приведите примеры.
12. Что такое гетерогенные смеси? Приведите примеры.
13. Чем отличаются смеси от химических соединений?

Задания для самостоятельной работы

1. Напишите формулы известных вам:
 - а) простых веществ (5 примеров);
 - б) сложных веществ (5 примеров).
2. Разделите вещества, формулы которых приведены ниже, на простые и сложные: NH_3 , Zn , Br_2 , HI , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, K , CO , F_2 , $\text{C}_{10}\text{H}_{22}$.
3. Элемент фосфор образует три простых вещества, отличающихся, в частности, цветом: белый, красный и черный фосфор. Чем являются эти простые вещества по отношению друг к другу?

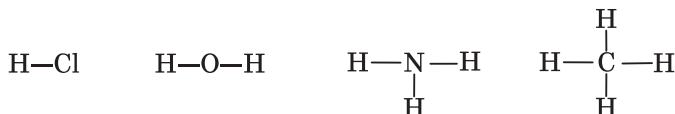
§ 1.6. Валентность элементов. Графические формулы веществ

Рассмотрим химические формулы соединений некоторых элементов с *водородом*:



Как видно из этих примеров, атомы элементов *хлора*, *кислорода*, *азота*, *углерода* присоединяют не любое, а только определенное число атомов *водорода* (1, 2, 3, 4 атома соответственно).

Между атомами в химических соединениях существуют **химические связи**. Напишем формулы, в которых каждая химическая связь обозначается черточкой:



Такие формулы называются **графическими**.

Графические формулы веществ — это формулы, которые показывают порядок соединения атомов в молекулах и число связей, которые образует каждый атом.

● **Число химических связей, которые образует один атом данного элемента в данной молекуле, называется валентностью элемента.**

Валентность обозначается римскими цифрами: I, II, III, IV, V, VI, VII, VIII.

Во всех рассматриваемых молекулах каждый атом водорода образует одну связь; следовательно, валентность водорода равна единице (I).

Атом хлора в молекуле HCl образует одну связь, его валентность в этой молекуле равна I. Атом кислорода в молекуле H₂O образует две связи, его валентность равна II. Валентность азота в NH₃ равна III, а валентность углерода в CH₄ — IV.

Некоторые элементы имеют **постоянную валентность**.

● *Элементы с постоянной валентностью — это элементы, которые во всех соединениях проявляют одинаковую валентность.*

Элементами с **постоянной валентностью I** являются: водород **H**, фтор **F**, щелочные металлы: литий **Li**, натрий **Na**, калий **K**, рубидий **Rb**, цезий **Cs**.

Атомы этих **одновалентных элементов** всегда образуют только одну химическую связь.

Элементы с **постоянной валентностью II**:

кислород **O**, магний **Mg**, кальций **Ca**, стронций **Sr**, барий **Ba**, цинк **Zn**.

Элемент с **постоянной валентностью III** — алюминий **Al**.

Большинство элементов имеют **переменную валентность**.

● *Элементы с переменной валентностью — это элементы, которые в разных соединениях могут иметь различные значения валентности*.*

Следовательно, атомы этих элементов в разных соединениях могут образовывать различное число химических связей (табл. 4).

* Физический смысл валентности, причины существования элементов с постоянной и переменной валентностью мы рассмотрим после изучения теории строения атомов.

Таблица 4

Наиболее характерные значения валентности некоторых элементов

Элементы	Наиболее характерные валентности
Cl, Br, I	I, III, V, VII
S	II, IV, VI
C, Si, Sn, Pb	II, IV
P	III, V
Ag, Au	I, III
Cu	I, II
Fe	II, III
Cr	II, III, VI
Mn	II, III, IV, VI, VII

Для определения валентности таких элементов в каком-либо данном соединении можно использовать **правило валентности**.

Согласно этому правилу, в большинстве бинарных соединений типа $A_m B_n$ произведение валентности элемента A (x) на число его атомов (m) равно произведению валентности элемента B (y) на число его атомов (n):

$$x \cdot m = y \cdot n^*.$$

Определим, например, валентность фосфора в следующих соединениях:

x I	x' II
PH_3	P_2O_5
Валентность <i>водорода</i> постоянна и равна I	Валентность <i>кислорода</i> постоянна и равна II
$x \cdot 1 = 1 \cdot 3$	$x' \cdot 2 = 2 \cdot 5$
$x = 3$	$x' = 5$
III I	V II
PH_3	P_2O_5
<i>Фосфор</i> в PH_3 является трехвалентным элемен- том	<i>Фосфор</i> в P_2O_5 является пятивалентным элемен- том

* Правило валентности не применяется для бинарных соединений, в которых атомы одного элемента непосредственно соединяются друг с другом. Например, правилу валентности не подчиняется пероксид водорода H_2O_2 , так как в его молекуле существует связь между атомами кислорода $\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$.

Используя правило валентности, можно **составлять формулы** бинарных соединений, т. е. определять индексы в этих формулах.

Составим, например, формулу соединения *алюминия с кислородом*. Al и O имеют постоянные значения валентности, соответственно III и II:



Наименьшее общее кратное (НОК) чисел 3 и 2 равно 6. Разделим НОК на валентность Al:

$$6 : 3 = 2$$

и на валентность O: $6 : 2 = 3$

Эти числа равны индексам у символов соответствующих элементов в формуле соединения:



Рассмотрим еще два примера.

Составить формулы соединений, которые состоят из:

а) семивалентного марганца и кислорода:



НОК чисел 7 и 2 равно 14

$$m = 14 : 7 = 2$$

$$n = 14 : 2 = 7$$

Формула: Mn_2O_7

б) четырехвалентного кремния и водорода:



НОК чисел 4 и 1 равно 4

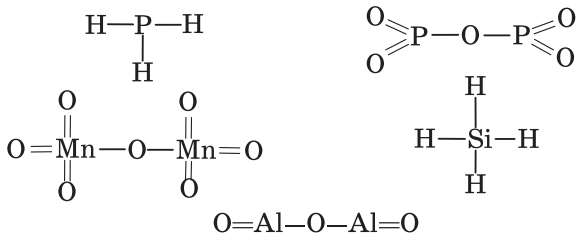
$$m = 4 : 4 = 1$$

$$n = 4 : 1 = 4$$

Формула: SiH_4

Обратите внимание, что в **большинстве бинарных соединений атомы одного элемента непосредственно друг с другом не соединяются**.

Напишем графические формулы всех соединений, которые мы рассматривали в этом параграфе:



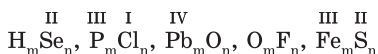
Сравните число черточек для каждого элемента с его валентностью, которая указана в тексте параграфа.

Вопросы для контроля

1. Что такое валентность элемента?
2. Какими цифрами обычно обозначается валентность?
3. Что такое элементы с постоянной валентностью?
4. Какие элементы имеют постоянную валентность?
5. Что такое элементы с переменной валентностью? Укажите наиболее характерные значения валентности для хлора, серы, углерода, фосфора, железа.
6. Как формулируется правило валентности?
7. Как называются формулы, которые показывают порядок соединения атомов в молекулах и валентность каждого элемента?

Задания для самостоятельной работы

1. Определите валентность элементов в следующих соединениях: AsH_3 , CuO , N_2O_3 , CaBr_2 , AlH_3 , SF_6 , K_2S , SiO_2 , Mg_3N_2 . Составьте графические формулы этих веществ.
2. Определите индексы m и n в следующих формулах:



- Напишите графические формулы этих веществ.
3. Составьте молекулярные и графические формулы соединений хрома с кислородом, в которых хром проявляет валентность II, III и VI.
 4. Составьте формулы соединений, которые состоят из:
а) марганца (II) и кислорода; б) марганца (IV) и кислорода;
в) марганца (VI) и кислорода; г) хлора (VII) и кислорода;
д) бария и кислорода. Напишите графические формулы этих веществ.

§ 1.7. Моль. Молярная масса

Масса вещества выражается в кг, г или других единицах массы.

Единицей количества вещества является *моль*.

Большинство веществ состоит из *молекул* или *атомов*.

● **Моль** — это количество вещества, которое содержит столько молекул (атомов) этого вещества, сколько атомов содержится в 12 г (0,012 кг) углерода С.

Определим число атомов С в 12 г углерода. Для этого разделим 0,012 кг на абсолютную массу атома углерода $m_a(C)$ (см. §1.3):

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

Из определения понятия «моль» следует, что это число равно числу молекул (атомов) в одном моле любого вещества. Оно называется **числом Авогадро** и обозначается символом N_A :

$$N_A \approx 6,02 \cdot 10^{23} \frac{\text{молекул (атомов)}}{\text{моль}} \approx 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$$

(Отметим, что число Авогадро — очень большое число!)

Если вещество состоит из молекул, то 1 моль — это $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул этого вещества.

Например: 1 моль водорода H_2 — это $6,02 \cdot 10^{23}$

молекул H_2 ;

1 моль воды H_2O — это $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул H_2O ;

1 моль глюкозы $C_6H_{12}O_6$ — это $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул $C_6H_{12}O_6$.

Если вещество состоит из атомов, то 1 моль — это $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов этого вещества.

Например: 1 моль железа Fe — это $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов Fe;

1 моль серы S — это $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов S.

Следовательно:

● **1 моль любого вещества содержит Авогадрово число частиц, из которых состоит это вещество, т. е. приблизительно $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул или атомов.**

Количество вещества (т. е. число молей) обозначается латинской буквой n (или греческой буквой ν). Любое данное число молекул (атомов) обозначается буквой N .

Количество вещества n равно отношению данного числа молекул (атомов) N к числу молекул (атомов) в 1 моле N_A :

$$n = \frac{N}{N_A} \quad (1.7.1)$$

Число молекул (атомов) в данном количестве вещества равно:

$$N = N_A \cdot n \quad (1.7.2)$$

Типовая задача № 1.

Сколько молекул (атомов) содержится в: а) 2 моль вещества; б) 0,1 моль вещества?

Решение:

а) Число молекул (атомов) в 2 моль вещества равно:

$$N = N_A \cdot n = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 2 \text{ моль} = 12,04 \cdot 10^{23}$$

б) Число молекул (атомов) в 0,1 моль вещества равно:

$$N = N_A \cdot n = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 0,1 \text{ моль} = 6,02 \cdot 10^{22}$$

Масса одного моля вещества называется его **молярной массой** и обозначается буквой **M**.

Рассчитаем молярную массу, т. е. массу 1 моля воды H_2O .

Относительная молекулярная масса воды $M_r(H_2O) = 18$. Следовательно, масса молекулы воды в атомных единицах массы равна **18 а. е. м.** Так как **1 а.е.м. = $1,66 \cdot 10^{-24}$ г** (см. § 1.3), то абсолютная масса молекулы воды $m_a(H_2O) = 18 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24}$ г. Масса одного моля воды в г равна произведению абсолютной молекулярной массы в г на число молекул в 1 моле:

$$\begin{aligned} M &= m_a(H_2O) \cdot N_A = \\ &= 18 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \approx 18 \text{ г/моль} \end{aligned}$$

Этот пример показывает, что если **молярная масса вещества M выражается в г/моль, то она численно равна относительной молекулярной массе этого вещества M_r .**

Так же можно показать, что если **вещество состоит из атомов, то его молярная масса M в г/моль численно равна относительной атомной массе A_r .**

Определим, например, молярные массы *водорода H_2 , железа Fe и глюкозы $C_6H_{12}O_6$* . Вещества H_2 и $C_6H_{12}O_6$ состоят из молекул. Поэтому их молярные массы численно равны относительным молекулярным массам:

$$\begin{aligned} M_r(H_2) = 2 &\rightarrow M(H_2) = 2 \text{ г/моль} \\ M_r(C_6H_{12}O_6) = 180 &\rightarrow M(C_6H_{12}O_6) = 180 \text{ г/моль} \end{aligned}$$

Вещество Fe состоит из атомов, поэтому его молярная масса **численно равна относительной атомной массе:**

$$A_r(\text{Fe}) = 56 \rightarrow M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль}$$

(Отметим, что в 2 г *водорода* и в 180 г *глюкозы* содержится одинаковое число молекул, равное числу Авогадро. Такое же число атомов содержится в 56 г *железа*).

Зная молярную массу вещества M , можно рассчитать количество вещества (число молей) n в любой данной массе m этого вещества по формуле:

$$n = \frac{m}{M} \quad (1.7.3)$$

Объединим формулы 1.7.2 и 1.7.3 и получим формулу для расчета числа молекул (атомов) N , которое содержится в данной массе m какого-либо вещества:

$$N = N_A \cdot \frac{m}{M} \quad (1.7.4)$$

Типовая задача № 2.

Сколько молей составляют и сколько молекул содержат:

- а) 8 г *кислорода* O_2 ;
б) 180 мл *воды* H_2O ?

а) Дано:

$$m(O_2) = 8 \text{ г}$$

Найти:

$$n(O_2)$$

$$N(O_2)$$

Решение:

$$M_r(O_2) = 2A_r(O) = 2 \cdot 16 = 32$$

$$M(O_2) = 32 \text{ г/моль}$$

$$n(O_2) = \frac{m(O_2)}{M(O_2)} = \frac{8 \text{ г}}{32 \text{ г/моль}} = 0,25 \text{ моль}$$

$$N(O_2) = N_A \cdot n(O_2) =$$

$$= 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 0,25 \text{ моль} = 1,505 \cdot 10^{23}$$

Ответ: 8 г *кислорода* составляют 0,25 моль и содержат $1,505 \cdot 10^{23}$ молекул.

б) Дано:

$$V(H_2O) = 180 \text{ мл} = 180 \text{ см}^3$$

Найти:

$$n(H_2O)$$

$$N(H_2O)$$

Решение:

$$\text{Плотность воды } \rho(H_2O) = 1 \text{ г/см}^3$$

$$m(H_2O) = V(H_2O) \cdot \rho(H_2O) =$$

$$= 180 \text{ см}^3 \cdot 1 \text{ г/см}^3 = 180 \text{ г}$$

$$M_r(H_2O) = 18; M(H_2O) = 18 \text{ г/моль}$$

$$n(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)} = \frac{180 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 10 \text{ моль}$$

$$N(H_2O) = N_A \cdot n(H_2O) =$$

$$= 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 10 \text{ моль} = 6,02 \cdot 10^{24}$$

Ответ: 180 мл воды составляют 10 моль и содержат $6,02 \cdot 10^{24}$ молекул.

Типовая задача № 3.

Определите массу: а) 0,25 моль серной кислоты H_2SO_4 ; б) 5 моль алюминия Al.

Решение:

$$M_r(H_2SO_4) = 98; M(H_2SO_4) = 98 \text{ г/моль}$$

Из формулы 1.7.3 следует, что $m = n \cdot M$

$$m(H_2SO_4) = n(H_2SO_4) \cdot M(H_2SO_4) = 0,25 \text{ моль} \cdot 98 \text{ г/моль} = 24,5 \text{ г}$$

Ответ: масса 0,25 моль H_2SO_4 равна 24,5 г.

$$A_r(Al) = 27; M(Al) = 27 \text{ г/моль}$$

$$m(Al) = n(Al) \cdot M(Al) = 5 \text{ моль} \cdot 27 \text{ г/моль} = 135 \text{ г}$$

Ответ: масса 5 моль Al равна 135 г.

Молярную массу можно выражать не только в г/моль, но и в других единицах, например, в кг/моль или в кг/кмоль. Так, молярная масса воды $M(H_2O) = 18 \text{ г/моль} = 0,018 \text{ кг/моль} = 18 \text{ кг/кмоль}$.

Зная формулу вещества, нетрудно указать **число молей атомов** каждого элемента, входящего в состав этого вещества. Например, 1 моль серной кислоты H_2SO_4 содержит 2 моля атомов водорода H (т. е. $2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ атомов), 1 моль атомов серы S (т. е. $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов) и 4 моля атомов кислорода O (т. е. $4 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ атомов).

Вопросы для контроля

1. В каких единицах выражается масса вещества?
2. Что является единицей количества вещества?
3. Что такое моль?
4. Как обозначается и чему равно число Авогадро?
5. Сколько молекул содержит 1 моль любого вещества?
6. Как называется масса 1 моля вещества и в каких единицах она выражается?
7. Чему численно равна молярная масса вещества, которое состоит из: а) молекул; б) атомов?

Задания для самостоятельной работы

1. Сколько молекул содержится в: а) 0,5 моль вещества; б) 3 моль вещества?
2. Сколько молей составляют и сколько молекул содержат: а) 128 г SO_2 ; б) 8 г NaOH; в) 280 г N_2 ; г) 1 кг $CaCO_3$; д) 36 мл воды H_2O ; е) 0,9 л воды H_2O ?
3. Сколько молей составляют и сколько атомов содержат: а) 8 г серы S; б) 280 г железа Fe; в) 3,2 кг меди Cu?
4. Определите массу: а) 0,1 моль H_2 ; б) 5 моль CO_2 ; в) 1,5 моль $CuSO_4$; г) 2,5 моль Mg; д) 10^{-3} моль H_3PO_4 .

5. В какой массе воды содержится приблизительно $30,1 \cdot 10^{24}$ молекул H_2O ?
6. Масса 3 моль вещества равна 51 г. Чему равны молярная масса и относительная молекулярная масса этого вещества?
7. Сколько молей атомов углерода, водорода и кислорода содержится в 1 моле глюкозы $C_6H_{12}O_6$?
8. Сколько молей атомов азота содержится в 16 г нитрата аммония NH_4NO_3 ?
9. Даны 10 г $NaOH$ и 10 г $Fe_2(SO_4)_3$. Во сколько раз число молекул $NaOH$ в данной массе больше числа молекул $Fe_2(SO_4)_3$ в такой же массе?

§ 1.8. Закон Авогадро. Молярный объем и относительные плотности газов. Уравнение Клапейрона—Менделеева

В газообразном состоянии расстояния между частицами вещества намного больше, чем в жидком и твердом агрегатных состояниях. Эти расстояния намного больше размеров молекул данного газа. Поэтому объем газа определяется не размером его молекул, а расстояниями между ними. Эти расстояния зависят от внешних условий: температуры и давления. При одинаковых внешних условиях расстояния между молекулами различных газов одинаковы, поэтому:

● В равных объемах (V) различных газов при одинаковых внешних условиях (температуре T и давлении P) содержится одинаковое число молекул (N) (Закон Авогадро, 1811г.).

$$\left. \begin{array}{l} V_1 = V_2 \\ \text{Если } T_1 = T_2 \\ P_1 = P_2 \end{array} \right\}, \text{ то } N_1 = N_2,$$

где V_1, T_1, P_1, N_1 — объем, температура, давление и число молекул одного газа; V_2, T_2, P_2, N_2 — объем, температура, давление и число молекул другого газа.

Например, при одинаковых температуре и давлении в 1 л *водорода* H_2 и 1 л *кислорода* O_2 содержится одинаковое число молекул, хотя размер молекул кислорода намного больше размера молекул водорода.

Первое следствие из закона Авогадро

● Одинаковое число молекул различных газов при одинаковых условиях занимает одинаковый объем:

$$\left. \begin{array}{l} N_1 = N_2 \\ \text{Если } T_1 = T_2 \\ P_1 = P_2 \end{array} \right\}, \text{ то } V_1 = V_2$$

Следовательно, объем одного моля любого газа (т.е. $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул) при определенных внешних условиях есть величина постоянная.

Объем одного моля газа называется его молярным объемом и обозначается V_M .

Молярный объем газа зависит от температуры и давления.

В химии обычно используют молярный объем газа при нормальных условиях.

Нормальные условия (н. у.)

Нормальная температура 0°C , или 273 K (ноль градусов Цельсия, или 273 градуса по шкале Кельвина)	Нормальное давление 1 атм (атмосфера), или 760 мм рт. ст. (миллиметры ртутного столба), или $101\,325\text{ Па}$ (паскаль) \approx $\approx 101,3\text{ кПа}$ (килопаскаль)
--	---

● Молярный объем любого газа при н.у. равен $22,4\text{ л/моль}$.

$$V_M(\text{газа})_{\text{н.у.}} = 22,4\text{ л/моль}$$

Например, $2\text{ г водорода } H_2$ (1 моль) и $32\text{ г кислорода } O_2$ (1 моль) занимают одинаковый объем, равный $22,4\text{ л}$.

Зная молярный объем газа V_M , можно рассчитать объем V любого количества n и любой массы m газа:

$$V = V_M \cdot n \quad (1.8.1)$$

$$V = V_M \cdot \frac{m}{M} \quad (1.8.2)$$

Типовая задача № 1

Какой объем при н. у. занимают: а) 2 моль любого газа;
б) 7 г азота N_2 ?

а) Дано:
 $n = 2$ моль

Решение:

$$V = V_M \cdot n = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 2 \text{ моль} = 44,8 \text{ л}$$

Найти:
 V

Ответ: 2 моль любого газа при н. у. занимают объем 44,8 л.

б) Дано:
 $m(N_2) = 7$ г

Решение:

$$M_r(N_2) = 28; M(N_2) = 28 \text{ г/моль}$$

Найти:
 $V(N_2)$

$$V(N_2) = V_M \cdot \frac{m}{M} = 22,4 \text{ л/моль} \cdot \frac{7 \text{ г}}{28 \text{ г/моль}} = 5,6 \text{ л}$$

Ответ: 7 г азота при н. у. занимают объем 5,6 л.

Второе следствие из закона Авогадро

Второе следствие используется для расчета **относительных плотностей газов**.

Плотность любого вещества ρ — это отношение массы этого вещества m к его объему V :

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

Если взять 1 моль любого газа, его масса равна молярной массе M , а объем равен молярному объему V_M . Поэтому плотность газа равна:

$$\rho_{(\text{газа})} = \frac{M_{\text{газа}}}{V_M} \quad (1.8.3)$$

Возьмем два газа — X и Y — и обозначим их плотности и молярные массы соответственно $\rho(X)$, $M(X)$ и $\rho(Y)$, $M(Y)$. Плотности этих газов равны:

$$\rho(X) = \frac{M(X)}{V_M}; \quad \rho(Y) = \frac{M(Y)}{V_M} \quad (1.8.4)$$

Отношение плотностей этих газов $\rho(X)/\rho(Y)$ называется **относительной плотностью газа X по газу Y** и обозначается $D_Y(X)$:

$$D_Y(X) = \frac{\rho(X)}{\rho(Y)} = \frac{M(X) \cdot V_M}{V_M \cdot M(Y)} = \frac{M(X)}{M(Y)} \quad (1.8.5)$$

Таким образом:

● **Относительная плотность одного газа по другому газу равна отношению их молярных или относительных молекулярных масс** (так как M и M_r численно равны):

$$D_Y(X) = \frac{M(X)}{M(Y)} = \frac{M_r(X)}{M_r(Y)} \quad (1.8.6)$$

Часто плотности различных газов определяют по отношению к **водороду**, который является самым легким из всех газов, и по отношению к **воздуху**.

Относительная плотность любого газа X по водороду равна:

$$D_{H_2}(X) = \frac{M_r(X)}{M_r(H_2)} = \frac{M_r(X)}{2} \quad (1.8.7)$$

Воздух — это смесь газов, средняя относительная молекулярная масса воздуха равна 29. Поэтому **относительная плотность любого газа X по воздуху равна:**

$$D_{\text{возд.}}(X) = \frac{M_r(X)}{M_r(\text{возд.})} = \frac{M_r(X)}{29} \quad (1.8.8)$$

Относительные плотности газов — величины безразмерные.

Молекулярные (молярные) массы неизвестных газов можно определять по относительным плотностям этих газов по водороду или по воздуху:

$$M_r(X) = 2 \cdot D_{H_2}(X) \quad (1.8.9)$$

$$M_r(X) = 29 \cdot D_{\text{возд.}}(X) \quad (1.8.10)$$

Типовая задача № 2.

Чему равна относительная плотность углекислого газа CO_2 по:

а) водороду; б) воздуху?

Решение:

$$\text{а) } D_{H_2}(CO_2) = \frac{M_r(CO_2)}{M_r(H_2)} = \frac{44}{2} = 22;$$

$$\text{б) } D_{\text{возд.}}(CO_2) = \frac{M_r(CO_2)}{M_r(\text{возд.})} = \frac{44}{29} \approx 1,5$$

В расчетах, связанных с газами, часто приходится переходить от данных условий к нормальным, или наоборот. При этом удобно пользоваться **уравнением объединенного газового закона**, выведенным французским ученым Клапейроном и носящим его имя:

$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P_H \cdot V_H}{T_H}, \quad (1.8.11)$$

где P — давление, V — объем, T — абсолютная температура; индекс «н» указывает на нормальные условия.

Из этого уравнения можно рассчитать значение V_H (объем газа при н. у.), если измерен объем газа V при некоторых других условиях:

$$V_H = \frac{P \cdot V \cdot T_H}{P_H \cdot T} \quad (1.8.12)$$

Типовая задача №3.

При температуре 127°C (400 К) и давлении 3 атм некоторая масса газа занимает объем 1 л. Приведите этот объем к нормальным условиям.

Решение:

Используя формулу 1.8.12, получаем:

$$V_H = \frac{3 \text{ атм} \cdot 1 \text{ л} \cdot 273 \text{ К}}{1 \text{ атм} \cdot 400 \text{ К}} \approx 2,05 \text{ л}$$

Соотношение между давлением газа P , его объемом V , количеством вещества (газа) n и температурой T описывается уравнением Клапейрона—Менделеева (уравнение состояния идеального газа):

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \text{ или } P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T, \quad (1.8.13)$$

где m — масса газа, M — его молярная масса, R — **универсальная газовая постоянная**, численное значение которой зависит от того, в каких единицах выражаются давление и объем газа:

Единицы измерения давления и объема	Численное значение и ед. измерения R
Па, м ³	8,314 Дж/моль · К
атм, л	0,082 л · атм/моль · К
мм рт. ст., л	62,4 л · мм рт. ст./моль · К

При расчетах, связанных со смесями двух или нескольких газов, часто используют понятие **объемная доля газа в смеси**, которая обозначается буквой φ (фи):

$$\varphi(\text{газа}) = \frac{V(\text{газа})}{V(\text{смеси})} \text{ или}$$
$$\varphi(\text{газа}) = \frac{V(\text{газа})}{V(\text{смеси})} \cdot 100\% \quad (1.8.14)$$

Например, объемные доли кислорода и азота в атмосферном воздухе равны приблизительно 21% и 78% соответственно.

Вопросы для контроля

1. Чем определяется объем газа — размером его молекул или расстояниями между ними?
2. Как формулируется закон Авогадро?
3. Как формулируется первое следствие из закона Авогадро?
4. Что называется молярным объемом?
5. Чему равны нормальная температура и нормальное давление?
6. Чему равен молярный объем любого газа при нормальных условиях?
7. Что называется относительной плотностью одного газа по другому газу?
8. Чему равна относительная плотность одного газа по другому газу?
9. По каким газам часто определяют относительные плотности других газов?
10. Каким уравнением выражается объединенный газовый закон?
11. Каким уравнением выражается соотношение между количеством, объемом, температурой и давлением газа?
12. Чему равна объемная доля данного газа в смеси с другими газами?

Задания для самостоятельной работы

1. Какой объем при нормальных условиях занимают: а) 20 г аргона Ar ; б) 7,1 г хлора Cl_2 ; в) 40 г метана CH_4 ; г) 0,85 г аммиака NH_3 ; д) 1,4 кг азота N_2 ?
2. Чему равна масса: а) 1 л водорода H_2 ; б) 1 л кислорода O_2 ; в) 1 м³ углекислого газа CO_2 ? (Объемы газов даны при нормальных условиях.)
3. Рассчитайте относительные плотности по водороду и по воздуху следующих газов: а) метана CH_4 ; б) кислорода O_2 ; в) хлороводорода HCl .

4. 10 г некоторого газа при н.у. занимают объем 5,6 л. Определите молярную и относительную молекулярную массу этого газа.
5. Определите молярную массу газа, относительная плотность которого: а) по водороду равна 32; б) по воздуху равна 2,45; в) по аргону Ar равна 0,43.
6. Сколько молекул содержится в 1,00 мл водорода при нормальных условиях?
7. Какой объем при н.у. занимают $27 \cdot 10^{21}$ молекул газа?
8. На вопрос, какой объем займет 1 моль воды при нормальных условиях, получен ответ: 22,4 л. Правильный ли это ответ?
9. Сколько молекул углекислого газа находится в 1 л воздуха, если объемная доля CO_2 составляет 0,03% (условия нормальные)?
10. Определите объем, который занимают 0,07 кг азота N_2 при 21°C и давлении 142 кПа.

§ 1.9. Закон сохранения массы веществ. Химические уравнения

В 1748 г. М.В.Ломоносов* (Россия) и в 1789 г. А. Лавуазье (Франция) независимо друг от друга открыли закон сохранения массы веществ в химических реакциях. Этот закон формулируется так:

● **Масса всех веществ, которые вступают в химическую реакцию, равна массе всех продуктов реакции.**

Запишем схему реакции горения *метана* CH_4 в *кислороде* O_2 . В результате этой реакции образуются *углекислый газ* CO_2 и *вода* H_2O :



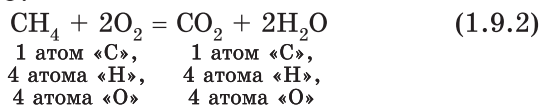
По закону сохранения массы:

$$m(\text{CH}_4) + m(\text{O}_2) = m(\text{CO}_2) + m(\text{H}_2\text{O}),$$

где $m(\text{CH}_4)$ и $m(\text{O}_2)$ — массы *метана* и *кислорода*, которые вступили в реакцию; $m(\text{CO}_2)$ и $m(\text{H}_2\text{O})$ — массы *углекислого газа* и *воды*, образовавшиеся в результате реакции.

* Михаил Васильевич Ломоносов (1711–1765) — великий русский ученый. Занимался исследованиями в области химии, физики, математики, астрономии и других наук. Был поэтом и художником. В 1755 г. основал Московский университет (ныне МГУ имени М.В. Ломоносова).

Сохранение массы веществ в химических реакциях объясняется тем, что число атомов каждого элемента до и после реакции не изменяется. В ходе химической реакции происходит только **перегруппировка атомов**. В реакции 1.9.1, например, в молекулах **исходных веществ** — CH_4 и O_2 — атом *углерода* соединяется с атомами *водорода*, а атомы *кислорода* — друг с другом; в молекулах **продуктов реакции** — CO_2 и H_2O — и атом *углерода*, и атомы *водорода* соединяются с атомами *кислорода*. Легко посчитать, что для сохранения числа атомов каждого элемента в данную реакцию должны вступать 1 молекула CH_4 и 2 молекулы O_2 , а в результате реакции должны образоваться 1 молекула CO_2 и 2 молекулы H_2O :



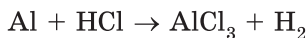
Выражение 1.9.2 является **уравнением химической реакции**, или **химическим уравнением**.

Числа перед формулами веществ в уравнении реакции называются **коэффициентами**. В уравнении 1.9.2 коэффициенты перед формулами O_2 и H_2O равны 2; коэффициенты перед формулами CH_4 и CO_2 равны 1 (их обычно не записывают).

● **Химическое уравнение** — это выражение химической реакции, в котором записаны формулы исходных веществ (реагентов) и продуктов реакции, а также коэффициенты, показывающие число молекул каждого вещества.

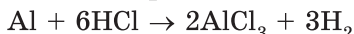
Если известна схема реакции, то для составления химического уравнения нужно **найти коэффициенты**.

Составим, например, уравнение реакции, которая выражается следующей схемой:

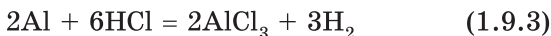


В левой части схемы атомы *водорода* и *хлора* входят в состав молекулы HCl в соотношении 1 : 1; в правой части схемы содержатся 3 атома *хлора* в составе молекулы AlCl_3 и 2 атома *водорода* в составе молекулы H_2 . Наименьшее общее кратное чисел 3 и 2 равно 6.

Напишем коэффициент «6» перед формулой HCl, коэффициент «2» — перед формулой AlCl₃ и коэффициент «3» — перед формулой H₂:

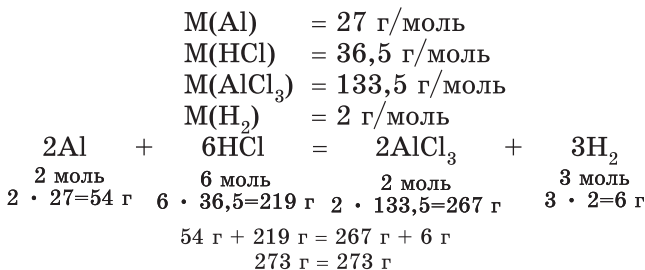


Так как теперь в правой части содержится 2 атома *алюминия*, напишем коэффициент «2» перед формулой Al в левой части схемы:



В результате мы получили уравнение данной реакции. Коэффициенты в химическом уравнении показывают не только число молекул, но и **число молей** исходных веществ и продуктов реакции. Например, уравнение 1.9.3 показывает, что в реакцию вступают 2 моля *алюминия* Al и 6 молей *хлороводорода* HCl, а в результате реакции образуются 2 моля *хлорида алюминия* AlCl₃ и 3 моля *водорода* H₂.

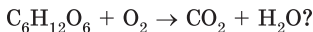
Проверим выполнение закона сохранения массы для данной реакции:



По уравнениям реакций можно производить различные расчеты.

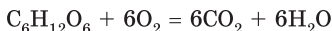
Типовая задача № 1.

Какая масса воды образуется при сгорании 1 г *глюкозы* C₆H₁₂O₆, если реакция протекает по схеме:

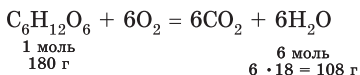


Решение:

Составим уравнение данной реакции:



Запишем информацию, которую дает это уравнение:



Следовательно:

при сгорании 180 г $C_6H_{12}O_6$ образуется 108 г H_2O ;

при сгорании 1 г $C_6H_{12}O_6$ образуется x г H_2O .

Отсюда:

$$x = \frac{1 \text{ г} \cdot 108 \text{ г}}{180 \text{ г}} = 0,6 \text{ г}$$

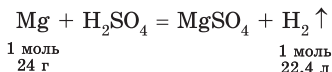
Ответ: при сгорании 1 г *глюкозы* образуется 0,6 г *воды*.

Типовая задача № 2.

Какая масса *магния* Mg вступает в реакцию с *серной кислотой* H_2SO_4 , если в результате реакции выделяется 5,6 л *водорода* H_2 при н. у.?

Решение:

Запишем уравнение реакции и ту информацию, которую оно дает:



22,4 л H_2 выделяется, если в реакцию вступают 24 г Mg;

5,6 л H_2 выделяется, если в реакцию вступает x г Mg.

Отсюда:

$$x = \frac{5,6 \text{ г} \cdot 24 \text{ г}}{22,4 \text{ г}} = 6 \text{ г}$$

Ответ: 5,6 л *водорода* выделяется, если в реакцию вступают 6 г *магния*.

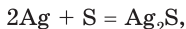
Вопросы для контроля

1. Как называется закон, который открыли Ломоносов и Лавуазье?
2. Как формулируется закон сохранения массы веществ?
3. Чем объясняется сохранение массы веществ в химических реакциях?
4. Что такое химическое уравнение?
5. Как называются числа перед формулами веществ в химических уравнениях?
6. Что показывают коэффициенты перед формулами веществ в уравнении химической реакции?

Задания для самостоятельной работы

1. Составьте уравнения реакций, которые выражаются следующими схемами:
а) $Fe + Cl_2 \rightarrow FeCl_3$; г) $C_3H_7OH + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$;
б) $Al + S \rightarrow Al_2S_3$; д) $Li_3N + H_2O \rightarrow NH_3 + LiOH$;
в) $N_2O_5 + H_2O \rightarrow HNO_3$; е) $Fe(OH)_3 + H_2SO_4 \rightarrow$
 $\quad \quad \quad \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$
2. При взаимодействии *аммиака* NH_3 с *металлическим натрием* Na образуется *амид натрия* $NaNH_2$ и выделяется *водород* H_2 . Составьте химическое уравнение данной реакции.

3. Фосфид кальция Ca_3P_2 вступает в реакцию с водой, в результате образуются газ фосфин PH_3 и гидроксид кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Какую массу $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и какой объем PH_3 (н. у.) можно получить из 9,1 г Ca_3P_2 ?
4. Сколько граммов сульфида серебра Ag_2S можно получить по реакции:



если имеется смесь 10 г серебра и 1 г серы? Какое вещество содержится в этой смеси в избытке?

5. Определите массу соли и объем-водорода (н. у.), которые получаются при взаимодействии 1,5 моль алюминия с избытком серной кислоты по реакции, выражаемой следующей схемой:



§ 1.10. Вывод химических формул. Расчеты по химическим формулам и уравнениям

Изучая § 1.4, вы уже познакомились с тем, как рассчитываются массовые доли элементов в сложных веществах по формулам этих веществ. Однако в химической практике нередко возникает и обратная задача — **установление формулы вещества по массовым долям элементов, входящих в его состав**. Прежде чем рассматривать методику решения задач такого типа, следует познакомиться с понятием **эмпирическая формула вещества**. Все те формулы веществ, с которыми вы встречались при изучении предыдущих параграфов, называются **молекулярными формулами**. Как вы уже знаете, эти формулы показывают качественный и количественный состав молекул (т. е. какие элементы и сколько атомов каждого элемента входит в состав молекулы). Например, молекулярная формула глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ показывает, что одна молекула ее состоит из 6 атомов углерода, 12 атомов водорода и 6 атомов кислорода. Соотношение чисел этих атомов $6 : 12 : 6 = 1 : 2 : 1$, т. е. на 1 атом углерода в молекуле глюкозы приходится 2 атома водорода и один атом кислорода. Если мы запишем эти наименьшие целые числа, показывающие количественное отношение атомов в молекуле, в качестве индексов, то получим так называемую **эмпирическую формулу глюкозы**: CH_2O .

Таким образом:

Эмпирическая формула любого вещества — это формула, которая выражает простейшее целочисленное отношение атомов элементов, содержащихся в данном веществе.

Эмпирические формулы иногда называют также **простейшими формулами**.

Для вывода эмпирической формулы вещества достаточно знать его количественный состав (массовые доли элементов).

Типовая задача № 1.

Найти эмпирическую формулу оксида марганца Mn_xO_y , содержащего 63,2% марганца.

Решение:

Атомные массы марганца и кислорода равны соответственно 55 и 16. Поэтому массы марганца и кислорода в составе оксида относятся как $55x : 16y$. Массовая доля марганца равна 63,2%, массовая доля кислорода равна

$$100\% - 63,2\% = 36,8\%.$$

Следовательно: $55x : 16y = 63,2 : 36,8$,

$$\text{откуда } x : y = \frac{63,2}{55} : \frac{36,8}{16} = 1,15 : 2,3.$$

Чтобы выразить полученное отношение целыми числами, разделим оба его члена на меньший из них:

$$x : y = \frac{1,15}{1,15} : \frac{2,3}{1,15} = 1 : 2$$

Таким образом, эмпирическая (простейшая) формула оксида марганца: MnO_2 .

Типовая задача № 2.

Найти эмпирическую формулу вещества, содержащего 43,4% натрия, 11,3% углерода и 45,3% кислорода.

Решение:

Пусть числа атомов натрия, углерода и кислорода в эмпирической формуле равны соответственно x , y и z — $Na_xC_yO_z$. Атомные массы Na, C и O равны 23, 12 и 16.

$$23x : 12y : 16z = 43,4 : 11,3 : 45,3,$$

$$x : y : z = \frac{43,4}{23} : \frac{11,3}{12} : \frac{45,3}{16} = 1,88 : 0,94 : 2,82,$$

$$x : y : z = \frac{1,88}{0,94} : \frac{0,94}{0,94} : \frac{2,82}{0,94} = 2 : 1 : 3.$$

Эмпирическая формула данного вещества: Na_2CO_3 .

Для нахождения молекулярной (или истинной) формулы вещества необходимо, кроме состава вещества, знать его молекулярную массу. Она может быть приведена в условии задачи или ее можно рассчитать по имеющимся в условии данным.

Типовая задача № 3.

Аскорбиновая кислота (витамин С) имеет молекулярную массу 176 и содержит 40,91% углерода, 4,55% водорода и 54,54% кислорода. Найдите молекулярную формулу этой кислоты.

Решение:



$$x : y : z = \frac{40,91}{12} : \frac{4,55}{1} : \frac{54,54}{16} = 3,41 : 4,55 : 3,41,$$

$$x : y : z = \frac{3,41}{3,41} : \frac{4,55}{3,41} : \frac{3,41}{3,41} = 1 : 1,32 : 1$$

Поскольку индексы не могут быть дробными числами, поэтому умножаем все члены последнего отношения на 3 и получаем:

$$x : y : z = 3 : 4 : 3$$

Следовательно, аскорбиновая кислота имеет эмпирическую формулу $C_3H_4O_3$. Молекулярная масса, соответствующая этой формуле, равна $M_r(C_3H_4O_3) = 12 \cdot 3 + 1 \cdot 4 + 16 \cdot 3 = 88$.

По условию задачи известно, что молекулярная масса аскорбиновой кислоты в 2 раза больше ($176 : 88 = 2$). Следовательно, все индексы в эмпирической формуле нужно умножить на 2, и в результате мы получим молекулярную формулу аскорбиновой кислоты: $C_6H_8O_6$.

Типовая задача № 4.

Найти молекулярную формулу газообразного вещества, содержащего 93,75% углерода и 6,25% водорода, если плотность этого вещества по воздуху равна 4,41.

Решение: C_xH_y

$$x : y = \frac{93,75}{12} : \frac{6,25}{1} = 7,81 : 6,25 = 1,25 : 1 = 5 : 4.$$

Эмпирическая формула C_5H_4 .

$$M_r(C_5H_4) = 12 \cdot 5 + 1 \cdot 4 = 64$$

Определим истинную молекулярную массу вещества, исходя из его плотности по воздуху:

$$M_r(C_xH_y) = 29 \cdot D_{\text{возд.}} = 29 \cdot 4,41 \approx 128$$

Таким образом, истинная молекулярная масса вещества в два раза больше вычисленной по его эмпирической формуле. Следовательно, молекулярная формула вещества: $C_{10}H_8$.

Для многих веществ эмпирические и молекулярные формулы совпадают. Например, формулы веществ, введенные в типовых задачах №1 и №2, являются одновременно и эмпирическими, и молекулярными.

Большинство задач в курсе химии связано с **расчетами по химическим уравнениям**. Рассмотрим различные типы таких задач на конкретных примерах.

Если в условии задачи даются массы или объемы двух исходных веществ, то начинать решение этой задачи следует с выяснения того, какое исходное вещество дано в избытке, а какое — в недостатке.

Типовая задача № 5.

Смешали 7,3 г HCl с 4,0 г NH₃. Сколько граммов NH₄Cl образуется? Уравнение реакции: NH₃ + HCl = NH₄Cl.

Решение: Определяем, какое вещество находилось в избытке, какое — в недостатке. Для этого рассчитаем данное число молей HCl и NH₃:

$$n(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl})} = \frac{7,3 \text{ г}}{36,5 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль}$$

$$n(\text{NH}_3) = \frac{m(\text{NH}_3)}{M(\text{NH}_3)} = \frac{4,0 \text{ г}}{17 \text{ г/моль}} \approx 0,24 \text{ моль}$$

Уравнение реакции показывает, что 1 моль HCl взаимодействует с 1 моль NH₃, значит 0,2 моль HCl взаимодействуют с 0,2 моль NH₃. Таким образом, 0,04 моль NH₃ останутся непрореагировавшими, NH₃ дан в избытке. Расчет следует вести по веществу, данному в недостатке, т. е. по HCl:

1 моль HCl дает 1 моль NH₄Cl;

0,2 моль HCl дает x моль NH₄Cl;

$$x = 0,2 \text{ моль NH}_4\text{Cl} = n(\text{NH}_4\text{Cl})$$

Рассчитаем молекулярную массу NH₄Cl:

$$M_r(\text{NH}_4\text{Cl}) = 14 + 4 + 35,5 = 53,5 \rightarrow M(\text{NH}_4\text{Cl}) = 53,5 \text{ г/моль.}$$

Рассчитаем, сколько граммов NH₄Cl образуется в результате реакции:

$$\begin{aligned} m(\text{NH}_4\text{Cl}) &= n(\text{NH}_4\text{Cl}) \cdot M(\text{NH}_4\text{Cl}) = \\ &= 0,2 \text{ моль} \cdot 53,5 \text{ г/моль} = 10,7 \text{ г} \end{aligned}$$

Достаточно часто при протекании химических реакций происходят «потери» веществ или имеет место неполное превращение исходных веществ в продукты реакции, в результате чего практически образующаяся масса (объем) того или иного продукта реакции оказы-

вается меньше, чем теоретически рассчитанная по уравнению реакции. В этом случае говорят о практическом выходе, или просто выходе продукта реакции, который обозначается греческой буквой η (эта):

$$\eta = \frac{m_{\text{практ.}}}{m_{\text{теор.}}} (100\%) \quad \text{или} \quad \eta = \frac{V_{\text{практ.}}}{V_{\text{теор.}}} (100\%),$$

где $m_{\text{практ.}}$ — практически образующаяся масса продукта, $m_{\text{теор.}}$ — теоретически рассчитанная масса продукта; $V_{\text{практ.}}$ и $V_{\text{теор.}}$ — соответствующие объемы продукта реакции. Рассчитав по уравнению реакции массу (объем) продукта и зная его выход, можно определить, какая масса (объем) продукта реально образуется:

$$m_{\text{практ.}} = m_{\text{теор.}} \cdot \eta \quad \text{или} \quad V_{\text{практ.}} = V_{\text{теор.}} \cdot \eta$$

Если в условии задачи выход продукта реакции не указан, предполагается, что реакция протекает **количественно**, т. е. согласно стехиометрическим расчетам.

Типовая задача № 6.

При разложении 42 г карбоната магния MgCO_3 по уравнению:

$\text{MgCO}_3 \xrightarrow{\quad} \text{MgO} + \text{CO}_2 \uparrow$ образовалось 19 г оксида магния MgO .
Чему равен выход MgO ?

Решение: Определяем молярные массы MgCO_3 и MgO :

$$M_r(\text{MgCO}_3) = A_r(\text{Mg}) + A_r(\text{C}) + 3A_r(\text{O}) = 24 + 12 + 3 \cdot 16 = 84;$$

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

$$M_r(\text{MgO}) = A_r(\text{Mg}) + A_r(\text{O}) = 24 + 16 = 40;$$

$$M(\text{MgO}) = 40 \text{ г/моль}.$$

Теоретически ожидаемую массу MgO вычисляем на основе химического уравнения из пропорции:

из 84 г MgCO_3 образуется 40 г MgO ;

из 42 г MgCO_3 образуется x г MgO .

$$x = \frac{40 \cdot 42}{84} = 20 \text{ г}$$

Принимая 20 г MgO за 1 (или 100%), определяем выход MgO :

$$\eta = \frac{m_{\text{практ.}}}{m_{\text{теор.}}} = \frac{19 \text{ г}}{20 \text{ г}} = 0,95 (95\%)$$

Для проведения химических реакций во многих случаях берутся не чистые вещества, а вещества, содержащие те или иные примеси. Массовая доля чистого вещества (или массовая доля примесей) указывается

в условии задачи или определяется по имеющимся в условии данным.

Типовая задача № 7.

Какой объем углекислого газа CO_2 (н. у.) может быть получен при разложении 10 г мела, содержащего 97% карбоната кальция CaCO_3 ? Уравнение реакции:



На примере этой задачи покажем, как следует оформлять решение задач.

Дано:

$m(\text{мела}) = 10 \text{ г}$
 $\omega(\text{CaCO}_3) = 97\%$

Найти:
 $V(\text{CO}_2)$ н. у.

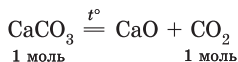
Решение:

1. Рассчитаем массу CaCO_3 в 10 г мела, содержащего примеси:

$$\omega(\text{CaCO}_3) = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{m(\text{мела})} \cdot 100\%$$

$$\begin{aligned} m(\text{CaCO}_3) &= \frac{m(\text{мела}) \cdot m(\text{CaCO}_3)}{100\%} = \\ &= \frac{10 \text{ г} \cdot 97\%}{100\%} = 9,7 \text{ г} \end{aligned}$$

2. По уравнению реакции рассчитаем объем образующегося углекислого газа:



$$M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ г/моль}; V_M(\text{CO}_2) = 22,4 \text{ л/моль.}$$

Из 100 г CaCO_3 образуется 22,4 л CO_2 ;

из 9,7 г CaCO_3 образуется x л CO_2

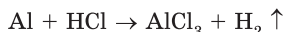
$$x = \frac{9,7 \cdot 22,4}{100} \approx 2,17 \text{ л}$$

Ответ: $V(\text{CO}_2) \approx 2,17 \text{ л}$

В заключение рассмотрим решение комбинированной задачи, включающей несколько рассмотренных выше усложняющих элементов.

Типовая задача № 8.

При взаимодействии 5 г технического алюминия (процент примесей равен 2%) с соляной кислотой*, содержащей 22 г HCl , выделилось 5,4 л водорода при н. у. Каков выход водорода в этой реакции? Схема реакции:



* Соляная кислота — водный раствор HCl .

Дано:

$$m(\text{техн. Al}) = 5 \text{ г}$$

$$\omega\% (\text{примесей}) = 2\%$$

$$m(\text{HCl}) = 22 \text{ г}$$

$$V(\text{H}_2) \text{ н. у.} = 5,4 \text{ л}$$

Найти:

$$\eta(\text{H}_2)$$

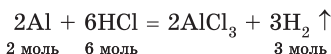
Решение:

1. Определим массу чистого алюминия в техническом алюминии:

$$\begin{aligned}\omega\% (\text{Al}) &= 100\% - \omega\% (\text{примесей}) = \\ &= 100\% - 2\% = 98\%,\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}m(\text{Al}) &= \frac{m(\text{техн. Al}) \cdot \omega\% (\text{Al})}{100\%} = \\ &= \frac{5 \cdot 98}{100} = 4,9 \text{ г}\end{aligned}$$

2. Составим уравнение реакции:



3. Рассчитаем данное число молей Al и HCl:

$$M(\text{Al}) = 27 \text{ г/моль}; M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ г/моль}$$

$$n(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})} = \frac{4,9 \text{ г}}{27 \text{ г/моль}} \approx 0,18 \text{ моль}$$

$$n(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl})} = \frac{22}{36,5 \text{ г/моль}} \approx 0,6 \text{ моль}$$

4. Определим, какое из исходных веществ — Al или HCl — дано в недостатке. По уравнению реакции:

2 моль Al взаимодействует с 6 моль HCl;

0,18 моль Al взаимодействуют с x моль HCl

$$x = \frac{0,18 \cdot 6}{2} = 0,54 \text{ моль HCl}$$

Таким образом, необходимое число молей HCl меньше данного (0,6 моль), т. е. HCl дан в избытке, а Al — в недостатке. Расчет ведем по алюминию.

5. Теоретически ожидаемый объем H_2 вычислим на основе химического уравнения из пропорции:

2 моль Al дает 3 моль H_2 ;

0,18 моль Al дает x моль H_2

$$x = \frac{0,18 \cdot 3}{2} = 0,27 \text{ моль} = n(\text{H}_2)$$

$$V(\text{H}_2) = V_M \cdot n(\text{H}_2) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 0,27 \text{ моль} \approx 6,0 \text{ л}$$

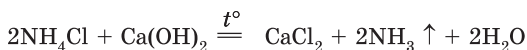
6. Рассчитаем выход водорода в данной реакции:

$$\eta(\text{H}_2) = \frac{V_{\text{практ.}}(\text{H}_2)}{V_{\text{теор.}}(\text{H}_2)} = \frac{5,4 \text{ л}}{6,0 \text{ л}} = 0,9 (90\%)$$

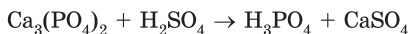
Ответ: $\eta(\text{H}_2) = 90\%$.

Задания для самостоятельной работы

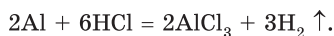
1. Определите эмпирическую формулу соединения алюминия с углеродом, в котором массовая доля алюминия равна 75%.
2. Определите эмпирическую формулу соединения, в состав которого входят калий (массовая доля 24,7%), марганец (массовая доля 34,8%) и кислород (массовая доля 40,5%).
3. Вещество содержит азот (массовая доля 82,36%) и водород. Молярная масса его равна 17 г/моль. Найдите молекулярную формулу этого вещества.
4. Молекулярная масса вещества 34. Состав вещества: 5,9% H, 94,1% O. Установите его молекулярную формулу.
5. Газообразное вещество содержит 85,7% углерода и 14,3% водорода. Плотность этого вещества по водороду равна 14. Какова молекулярная формула вещества?
6. Фосфид кальция Ca_3P_2 реагирует с водой с образованием фосфина PH_3 и гидроксида кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Составьте уравнение этой реакции. Сколько граммов фосфина можно получить из 1,75 г Ca_3P_2 ?
7. Вычислите объем аммиака NH_3 при н. у., который получается при нагревании смеси NH_4Cl массой 160,5 г и избыточного количества $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Реакция идет по уравнению



8. В ходе реакции $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{C} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{Fe} + 3\text{CO}$ из 32 г Fe_2O_3 образовалось 20,81 г железа. Вычислите выход железа (%).
9. Какая масса фосфорной кислоты H_3PO_4 получится из 500 г фосфорита, содержащего 70% фосфата кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$? Реакция протекает по схеме:



10. Хлорид алюминия AlCl_3 можно получить, пропуская газообразный хлороводород HCl над алюминиевой стружкой:



Вычислите массу исходных и полученных веществ, зная, что в результате реакции выделилось 3,36 л водорода. Сколько объемов HCl требуется для получения 5 объемов водорода?

Раздел 2

КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ. СОСТАВ, НОМЕНКЛАТУРА И ГРАФИЧЕСКИЕ ФОРМУЛЫ ОКСИДОВ, ОСНОВАНИЙ, КИСЛОТ И СОЛЕЙ

В этом разделе рассматриваются важнейшие классы неорганических веществ, к которым относятся оксиды, основания, амфотерные гидроксиды, кислоты и соли. Подробно описаны состав и номенклатура представителей каждого из этих классов веществ, приводятся правила составления их графических формул.

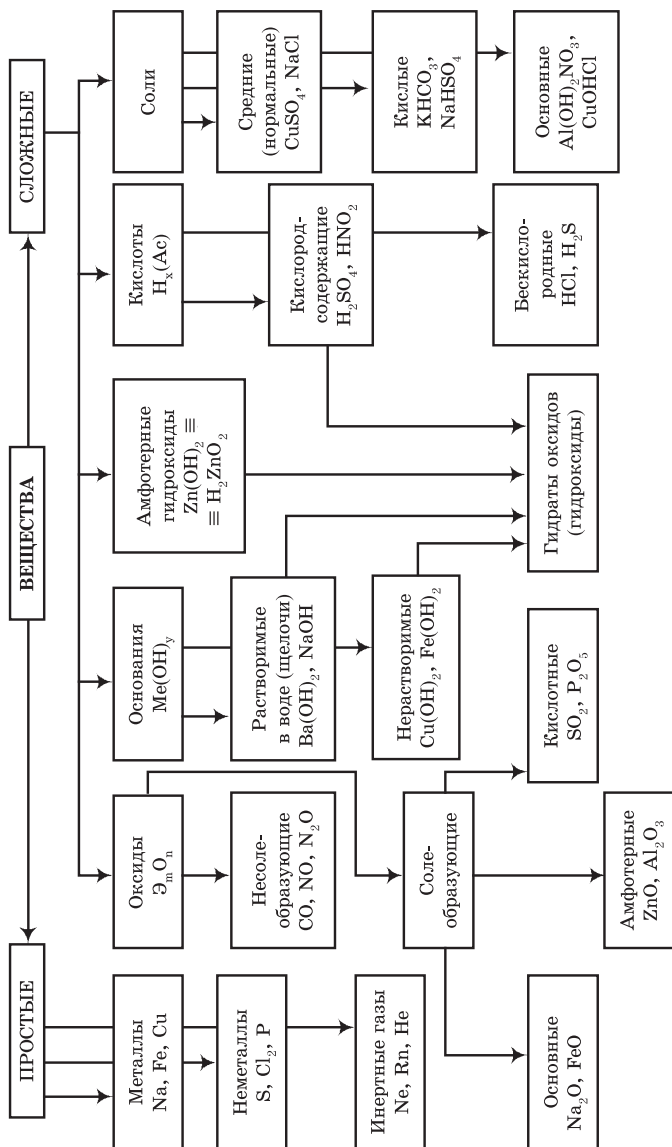
В данном разделе не рассматриваются свойства и способы получения неорганических веществ. Эти вопросы излагаются после разделов, посвященных изучению периодического закона Д. И. Менделеева, строения атома, химической связи, сущности окислительно-восстановительных реакций, теории электролитической диссоциации. Знание этих разделов является необходимым для глубокого и осознанного изучения свойств веществ.

§ 2.1. Важнейшие классы неорганических веществ

В настоящее время известно более 100 тысяч неорганических веществ. Все неорганические вещества можно разделить на классы. Каждый класс объединяет вещества, сходные по составу и по свойствам (табл. 5).

Все неорганические вещества делятся на **простые** и **сложные**.

Важнейшие классы неорганических веществ



Простые вещества подразделяются на **металлы, неметаллы и инертные газы***.

Важнейшими классами сложных неорганических веществ являются: **оксиды, основания, кислоты, амфотерные гидроксиды, соли.**

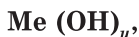
● **Оксиды** — это соединения двух элементов, один из которых кислород. Общая формула оксидов:



где m — число атомов элемента Э; n — число атомов кислорода.

Примеры оксидов: K_2O , CaO , SO_2 , P_2O_5

● **Основания** — это сложные вещества, молекулы которых состоят из атома металла и одной или нескольких гидроксидных групп $-\text{OH}$. Общая формула оснований:



где y — число гидроксидных групп, равное валентности металла Me.

Примеры оснований: NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Co}(\text{OH})_3$

● **Кислоты** — это сложные вещества, содержащие атомы водорода, которые могут замещаться атомами металла. Общая формула кислот:

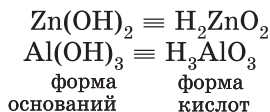


где Ac — кислотный остаток (от англ. acid — кислота); x — число атомов водорода, равное валентности кислотного остатка.

Примеры кислот: HCl , HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4

● **Амфотерные гидроксиды** — это сложные вещества, которые имеют свойства кислот и свойства оснований. Поэтому формулы амфотерных гидроксидов можно записывать в форме оснований и в форме кислот.

Примеры амфотерных гидроксидов:



* В настоящее время инертные газы чаще называют благородными и относят к неметаллам, так как для многих из них был синтезирован ряд химических соединений.

Содержание

Предисловие редактора	3
Введение.....	5

Часть I. ОСНОВЫ ОБЩЕЙ ХИМИИ

Раздел 1. Основные понятия и законы химии

§ 1.1. Определение и предмет химии	9
§ 1.2. Первоначальные сведения о строении атомов. Химические элементы.....	11
§ 1.3. Размеры атомов. Абсолютные и относительные атомные массы	16
§ 1.4. Молекулы. Химические формулы. Молекулярные массы. Элементный состав веществ	19
§ 1.5. Простые и сложные вещества. Аллотропия. Химические соединения и смеси	23
§ 1.6. Валентность элементов. Графические формулы веществ	26
§ 1.7. Моль. Молярная масса	30
§ 1.8. Закон Авогадро. Молярный объем и относительные плотности газов. Уравнение Клапейрона—Менделеева	35
§ 1.9. Закон сохранения массы веществ. Химические уравнения	41
§ 1.10. Вывод химических формул. Расчеты по химическим формулам и уравнениям	45

Раздел 2. Классификация неорганических веществ.

Состав, номенклатура и графические формулы оксидов, оснований, кислот и солей

§ 2.1. Важнейшие классы неорганических веществ	53
§ 2.2. Номенклатура, классификация и графические формулы оксидов.....	56
§ 2.3. Номенклатура, классификация и графические формулы оснований.....	60
§ 2.4. Классификация, номенклатура и графические формулы кислот. Понятие об амфотерных гидроксидах	62

§ 2.5. Классификация, номенклатура и графические формулы солей	67
<i>Тест № 1 по теме: «Состав, номенклатура и классификация неорганических веществ»</i>	74

Раздел 3. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.

Строение атома. Химическая связь

§ 3.1. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева	77
<i>Тест № 2 по теме: «Периодическая система химических элементов»</i>	84
§ 3.2. Строение атома: физический смысл порядкового номера элемента, массовые числа атомов, изотопы	85
§ 3.3. Строение электронной оболочки атома. Квантовые числа. Принцип Паули	88
§ 3.4. Строение электронной оболочки атома. Заполнение орбиталей электронами. Электронные конфигурации атомов элементов I—IV периодов	96
§ 3.5. Периодическая система химических элементов и электронное строение атомов	103
<i>Тест № 3 по теме: «Строение атома»</i>	110
§ 3.6. Зависимость свойств элементов от строения их атомов. Значение периодического закона и периодической системы элементов Д. И. Менделеева	111
§ 3.7. Химическая связь и строение вещества. Ковалентная связь	117
§ 3.8. Валентность элементов в ковалентных соединениях. Гибридизация орбиталей. Направленность ковалентной связи. Пространственное строение молекул	126
§ 3.9. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи. Ионная, металлическая, водородная связи. Межмолекулярные взаимодействия. Типы кристаллических решеток	134
§ 3.10. Степени окисления элементов	144

<i>Тест № 4 по теме: «Химическая связь. Степени окисления элементов»</i>	148
--	-----

Раздел 4. Классификация химических реакций и закономерности их протекания

§ 4.1. Окислительно-восстановительные реакции. Важнейшие окислители и восстановители	150
§ 4.2. Тепловые эффекты реакций. Закон Гесса и следствия из него	161
§ 4.3. Скорость химических реакций. Понятие о катализе.....	173
§ 4.4. Необратимые и обратимые реакции. Химическое равновесие	179
§ 4.5. Общая классификация химических реакций	186

<i>Тест № 5 по теме: «Химические реакции и закономерности их протекания»</i>	190
--	-----

Раздел 5. Растворы. Электролитическая диссоциация

§ 5.1. Понятие о растворах. Процесс растворения. Растворимость веществ.....	193
§ 5.2. Количественная характеристика состава растворов	198

<i>Тест № 6 по теме: «Растворы. Количественный состав растворов»</i>	207
--	-----

§ 5.3. Электролитическая диссоциация. Степень и константа диссоциации	209
§ 5.4. Диссоциация кислот, оснований, амфотерных гидроксидов и солей в водных растворах.....	218
§ 5.5. Диссоциация воды. Водородный показатель. Среды водных растворов электролитов.....	223
§ 5.6. Реакции обмена в водных растворах электролитов. Ионные реакции и уравнения	227

<i>Тест № 7 по теме: «Диссоциация кислот, оснований и солей в водных растворах. Ионные уравнения реакций»</i>	233
---	-----

§ 5.7. Гидролиз солей.....	234
<i>Тест № 8 по теме: «Диссоциация воды. рН. Гидролиз солей»</i>	244

§ 5.8. Понятие о дисперсных системах. Коллоидные растворы	246
--	-----

Часть II. НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Раздел 6. Важнейшие классы неорганических веществ, их свойства и способы получения

§ 6.1. Оксиды и основания, их свойства и способы получения.....	252
§ 6.2. Кислоты, их свойства и получение	260
§ 6.3. Амфотерные гидроксиды, их свойства	265
§ 6.4. Соли, их свойства и получение. Генетическая связь между важнейшими классами неорганических соединений.....	268
<i>Тест № 9 по теме: «Свойства и получение оксидов, оснований, кислот и солей»</i>	<i>279</i>
§ 6.5. Понятие о двойных солях и комплексных соединениях.....	281

Раздел 7. Металлы и их соединения

§ 7.1. Электрохимический ряд напряжений металлов (ряд стандартных электродных потенциалов).....	287
§ 7.2. Электролиз	292
§ 7.3. Общая характеристика металлов	299
§ 7.4. Металлы главных подгрупп I и II групп. Жесткость воды.....	312
<i>Тест № 10 по теме: «Щелочные и щелочноземельные металлы и их соединения» ...</i>	<i>324</i>
§ 7.5. Алюминий и его соединения.....	326
<i>Тест № 11 по теме: «Алюминий и его соединения»</i>	<i>333</i>
§ 7.6. Железо и его соединения.....	334
<i>Тест № 12 по теме: «Железо и его соединения»</i>	<i>343</i>
§ 7.7. Хром и его соединения.....	345
§ 7.8. Важнейшие соединения марганца и меди.....	351

Раздел 8. Неметаллы и их неорганические соединения

§ 8.1. Общая характеристика неметаллов.....	357
§ 8.2. Водород, его получение, свойства и применение. Пероксид водорода	368

§ 8.3. Галогены. Хлор и его важнейшие соединения.....	377
<i>Тест № 13 по теме: «Общая характеристика неметаллов. Водород. Галогены»</i>	387
§ 8.4. Халькогены (элементы главной подгруппы VI группы). Кислород, его получение и свойства.....	389
§ 8.5. Сера и ее важнейшие соединения	400
§ 8.6. Общая характеристика элементов подгруппы азота. Азот. Аммиак. Соли аммония.....	416
§ 8.7. Оксиды азота. Азотная кислота.....	426
<i>Тест № 14 по теме: «Сера, азот и их соединения»</i> ...	434
§ 8.8. Фосфор и его соединения.....	437
§ 8.9. Углерод и его важнейшие неорганические соединения.....	449
§ 8.10. Кремний и его важнейшие соединения.....	460

Часть III . ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Раздел 9. Основные положения органической химии. Углеводороды

§ 9.1. Основные положения органической химии ...	470
<i>Тест № 15 по теме: «Основные положения органической химии»</i>	487
§ 9.2. Электронные эффекты заместителей в органических соединениях	491
§ 9.3. Предельные углеводороды (алканы).....	494
§ 9.4. Понятие о циклоалканах	509
§ 9.5. Непредельные углеводороды. Алкены (этиленовые УВ)	511
§ 9.6. Диеновые углеводороды (алкадиены). Каучуки.....	521
§ 9.7. Алкины (ацетиленовые УВ)	529
<i>Тест № 16 по теме: «Предельные и непредельные углеводороды»</i>	538
§ 9.8. Ароматические углеводороды.....	541
<i>Тест № 17 по теме: «Ароматические углеводороды»</i>	557
§ 9.9. Природные источники углеводородов и их переработка.....	560
§ 9.10. Понятие о ядохимикатах	566

Раздел 10. Кислородсодержащие органические соединения

§ 10.1. Спирты (алкоголи)	569
<i>Тест № 18 по теме: «Спирты»</i>	588
§ 10.2. Фенолы.....	592
§ 10.3. Альдегиды	601
<i>Тест № 19 по теме «Фенолы. Альдегиды»</i>	614
§ 10.4. Карбоновые кислоты	618
<i>Тест № 20 по теме: «Карбоновые кислоты»</i>	636
§ 10.5. Сложные эфиры. Жиры.....	638
§ 10.6. Понятие о поверхностно-активных веществах (ПАВ). Мыла. Синтетические моющие средства	647
§ 10.7. Углеводы	652
<i>Тест № 21 по теме: «Жиры. Углеводы»</i>	680

Раздел 11. Азотсодержащие органические соединения

§ 11.1. Амины. Аминокислоты	683
§ 11.2. Белки	698
§ 11.3. Понятие о гетероциклических соединениях ...	706
§ 11.4. Нуклеиновые кислоты.....	709
<i>Тест № 22 по теме: «Азотсодержащие органические соединения»</i>	719

Раздел 12. Дополнительный

§ 12.1. Общая характеристика высокомолекулярных соединений (ВМС)	723
§ 12.2. Вода, ее физические и химические свойства...	730

Приложения

1. Тривиальные и исторические названия некоторых химических веществ	740
2. Качественные реакции	744
3. Молекулярные массы неорганических соединений	750
Рекомендуемая литература	751
Ответы на задачи для самостоятельной работы	752



Учебное издание

РЕПЕТИТОР ПО ХИМИИ

Ответственный редактор *С.А. Осташов*
Технический редактор *Л.А. Багрянцева*

Формат 84×108/32. Бум. тип № 2.
Печать офсетная. Усл. п. л. 40,32.
Тираж 10 000 экз. Зак. №

Издатель и изготовитель: ООО «Феникс».
Юр. и факт. адрес: 344011, Россия, Ростовская обл.,
г. Ростов-на-Дону, ул. Варфоломеева, д. 150
Тел/факс: (863) 261-89-65, 261-89-50

Изготовлено в России. Дата изготовления: 11.2022. Срок годности не ограничен.

Отпечатано в АО «ТАТМЕДИА»

Филиал «Полиграфическо-издательский комплекс "Идел-Пресс"».
Юр. адрес: 420097, Россия, Республика Татарстан, г. Казань, ул. Академическая, д. 2
Факт. адрес: 420066, Россия, Республика Татарстан, г. Казань, ул. Декабристов, здание 2