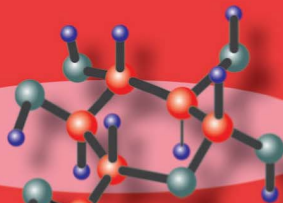


АБИТУРИЕНТ

РЕПЕТИТОР ПО ХИМИИ

под редакцией А.С. Егорова

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



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. —
Ростов н/Д : Феникс, 2020. — 762 с. : ил. — (Аби-
туриент).

ISBN 978-5-222-35070-6

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

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

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.

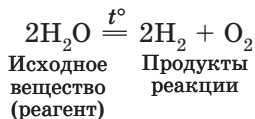
Жидкая вода при $100^\circ C$ (температура кипения) превращается в пар (газообразное состояние), а при $0^\circ C$ (температура плавления, или температура кристаллизации) превращается в лед (твердое состояние).

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»

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ — «кальций-три-пэ-о-четыре-дважды»

NaCl — «натрий-хлор»

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ — «алюминий-два-эс-о-четыре-трижды»

AgNO_3 — «аргентум-эн-о-три»

$[\text{Fe}(\text{OH})_2]_2\text{S}$ — «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).

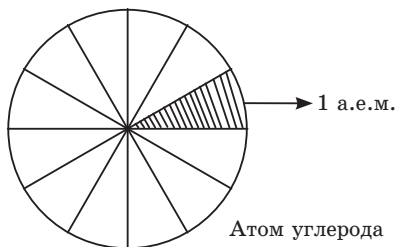


Рис. 1. К определению атомной единицы массы

● **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

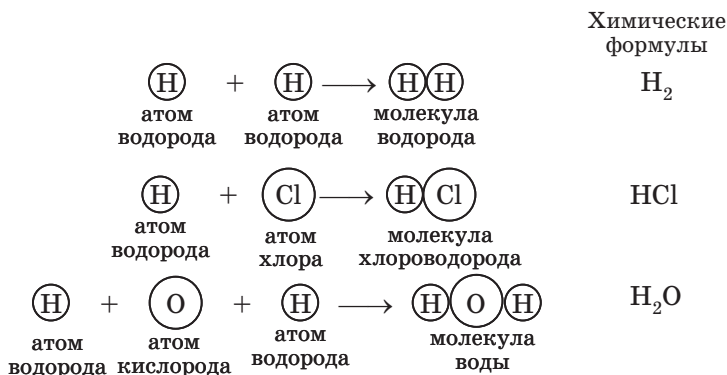
1. Диаметр атома хлора равен $1,8 \cdot 10^{-8}$ см. Выразите его в ангстремах и нанометрах.
2. Сколько ангстремов и нанометров в: а) 1 м? б) 1 см?
3. Рассчитайте, сколько атомных единиц массы в: а) 1 кг; б) 1 г.
4. Используя относительные атомные массы элементов (см. табл. 3), рассчитайте, во сколько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

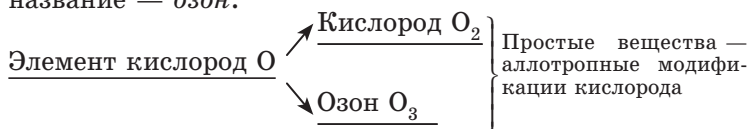
Существует также группа простых веществ, которые называются **благородными газами**. К ним относятся: гелий **He**, неон **Ne**, аргон **Ar**, криптон **Kr**, ксенон **Xe**, радон **Rn**. Эти простые вещества состоят из **химически не связанных друг с другом атомов**.

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?

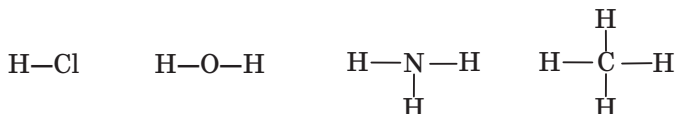
§ 1.6. Валентность элементов. Графические формулы веществ

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.

Наиболее характерные значения валентности некоторых элементов

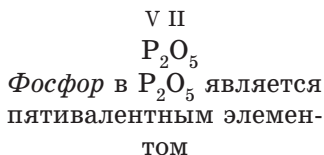
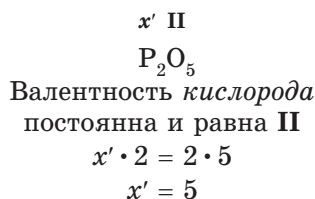
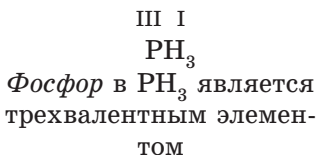
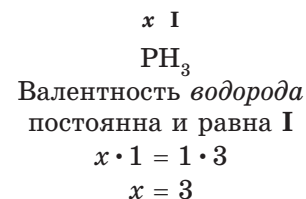
Элементы	Наиболее характерные валентности
Cl, Br, I	I, III, V, VII
S	II, IV, VI
C, Si, Sn, Pb	II, IV
P	III, V
Ag, Au	I, III
Cu	I, II
Fe	II, III
Cr	II, III, VI
Mn	II, III, IV, VI, VII

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:



* 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

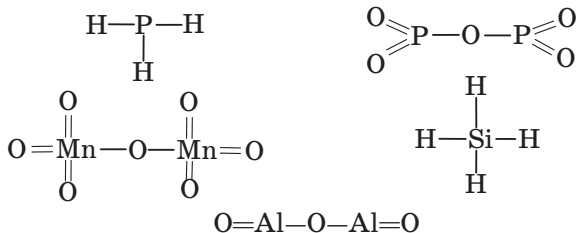
$$m = 4 : 4 = 1$$

$$n = 4 : 1 = 4$$

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:



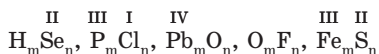
Сравните число черточек для каждого элемента с его валентностью, которая указана в тексте параграфа.

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:
 $m(O_2) = 8 \text{ г}$

Решение:

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

Найти:
 $n(O_2)$
 $N(O_2)$

$$M(O_2) = 32 \text{ г/моль}$$

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

$$\begin{aligned} N(O_2) &= N_A \cdot n(O_2) = \\ &= 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 0,25 \text{ моль} = 1,505 \cdot 10^{23} \end{aligned}$$

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

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

Решение:

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

$$\begin{aligned} m(H_2O) &= V(H_2O) \cdot \rho(H_2O) = \\ &= 180 \text{ см}^3 \cdot 1 \text{ г/см}^3 = 180 \text{ г} \end{aligned}$$

Найти:
 $n(H_2O)$
 $N(H_2O)$

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

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

$$\begin{aligned} N(H_2O) &= N_A \cdot n(H_2O) = \\ &= 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 10 \text{ моль} = 6,02 \cdot 10^{24} \end{aligned}$$

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:

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

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.

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

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

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

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>	<i>387</i>
§ 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>	<i>434</i>
§ 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>	<i>487</i>
§ 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>	<i>538</i>
§ 9.8. Ароматические углеводороды.....	541
<i>Тест № 17 по теме: «Ароматические углеводороды»</i>	<i>557</i>
§ 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