



РОССИЙСКИЙ ХИМИКО-ТЕХНОЛОГИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

И. В. Росин, Л. Д. Томина, С. Н. Соловьев

ХИМИЯ

УЧЕБНИК И ЗАДАЧНИК
ДЛЯ ПРИКЛАДНОГО БАКАЛАВРИАТА

*Рекомендовано Учебно-методическим отделом высшего образования
в качестве учебника для студентов высших учебных заведений,
обучающихся по нехимическим направлениям и специальностям*

Книга доступна в электронной библиотечной системе
biblio-online.ru

Москва ■ Юрайт ■ 2016

УДК 54(075.8)
ББК 24я73
Р75

Авторы:

Росин Игорь Владимирович — кандидат химических наук, старший научный сотрудник, профессор;

Томина Людмила Дмитриевна — кандидат химических наук, профессор, почетный работник высшего профессионального образования РФ;

Соловьев Сергей Николаевич — доктор химических наук, профессор, заведующий кафедрой общей и неорганической химии факультета естественных наук Российского химико-технологического университета им. Д. И. Менделеева.

Рецензенты:

Дунаев С. Ф. — доктор химических наук, профессор, заведующий кафедрой общей химии Московского государственного университета им. М. В. Ломоносова;

Петрова В. Э. — доктор технических наук, профессор Московского государственного института электронной техники, заслуженный деятель науки и техники РФ, лауреат Государственной премии РФ.

Росин, И. В.

Р75 Химия : учебник и задачник для прикладного бакалавриата / И. В. Росин, Л. Д. Томина, С. Н. Соловьев. — М. : Издательство Юрайт, 2016. — 420 с. — Серия : Бакалавр. Прикладной курс.

ISBN 978-5-9916-4165-4

В основе структуры данного учебника — 18-групповая Периодическая таблица химических элементов, что соответствует современным требованиям к учебному курсу химии. В учебник, помимо теоретических материалов, включены вопросы и задания для самоконтроля, обучающие тесты с правильными ответами и комментариями, примеры решения задач и задачи для самостоятельного решения.

Соответствует актуальным требованиям Федерального государственного образовательного стандарта высшего образования.

Для студентов высших учебных заведений, обучающихся по нехимическим направлениям и специальностям.

УДК 54(075.8)
ББК 24я73

Оглавление

Предисловие	7
Список обозначений и единицы измерения	9

Раздел I. ОБЩАЯ ХИМИЯ

Глава 1. Основные понятия и законы химии	13
<i>Вопросы и задания для самоконтроля</i>	23
<i>Примеры решения задач</i>	23
<i>Задачи для самостоятельного решения</i>	24
Глава 2. Электронное строение различных химических элементов	27
<i>Вопросы и задания для самоконтроля</i>	37
<i>Обучающие тесты</i>	37
<i>Ответы на тесты</i>	38
<i>Примеры решения задач</i>	41
<i>Задачи для самостоятельного решения</i>	42
Глава 3. Периодический закон Менделеева	44
<i>Вопросы и задания для самоконтроля</i>	51
<i>Обучающие тесты</i>	51
<i>Ответы на тесты</i>	52
<i>Примеры решения задач</i>	55
<i>Задачи для самостоятельного решения</i>	55
Глава 4. Химическая связь	58
<i>Вопросы и задания для самоконтроля</i>	78
<i>Обучающие тесты</i>	78
<i>Ответы на тесты</i>	79
<i>Примеры решения задач</i>	82
<i>Задачи для самостоятельного решения</i>	84
Глава 5. Строение и химическая связь в комплексных соединениях	86
<i>Вопросы и задания для самоконтроля</i>	90
<i>Обучающие тесты</i>	91
<i>Ответы на тесты</i>	92
<i>Примеры решения задач</i>	95
<i>Задачи для самостоятельного решения</i>	96
Глава 6. Основные положения химической термодинамики	98
<i>Вопросы и задания для самоконтроля</i>	107
<i>Обучающие тесты</i>	107
<i>Ответы на тесты</i>	109
<i>Примеры решения задач</i>	112
<i>Задачи для самостоятельного решения</i>	114

Глава 7. Кинетика химических реакций.....	117
<i>Вопросы и задания для самоконтроля.....</i>	129
<i>Обучающие тесты</i>	129
<i>Ответы на тесты.....</i>	130
<i>Примеры решения задач.....</i>	133
<i>Задачи для самостоятельного решения.....</i>	135
Глава 8. Растворы.....	137
<i>Вопросы и задания для самоконтроля.....</i>	158
<i>Обучающие тесты</i>	158
<i>Ответы на тесты.....</i>	159
<i>Примеры решения задач.....</i>	165
<i>Задачи для самостоятельного решения.....</i>	166
Глава 9. Окислительно-восстановительные реакции	168
<i>Вопросы и задания для самоконтроля.....</i>	174
<i>Примеры решения задач</i>	174
<i>Задачи для самостоятельного решения.....</i>	175
Глава 10. Электрохимия.....	177
<i>Вопросы и задания для самоконтроля.....</i>	192
<i>Обучающие тесты</i>	193
<i>Ответы на тесты.....</i>	194
<i>Примеры решения задач.....</i>	197
<i>Задачи для самостоятельного решения.....</i>	199

Раздел II. НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Глава 11. Группа 1, s-элементы: водород и щелочные металлы	203
<i>Вопросы и задания для самоконтроля.....</i>	212
<i>Примеры решения задач.....</i>	212
<i>Задачи для самостоятельного решения</i>	213
<i>Тесты</i>	214
Глава 12. Группа 2, s-элементы: бериллий, магний и щелочноземельные металлы	216
<i>Вопросы и задания для самоконтроля.....</i>	222
<i>Примеры решения задач.....</i>	222
<i>Задачи для самостоятельного решения.....</i>	223
<i>Тесты</i>	224
Глава 13. Группа 3, d-металлы: редкоземельные элементы	226
<i>Вопросы и задания для самоконтроля.....</i>	243
<i>Примеры решения задач.....</i>	244
<i>Задачи</i>	247
<i>Тесты</i>	249
Глава 14. Группа 4, d-металлы: титан, цирконий, гафний, резерфордий	251
<i>Вопросы и задания для самоконтроля.....</i>	255
<i>Примеры решения задач.....</i>	255
<i>Задачи для самостоятельного решения.....</i>	257
<i>Тесты</i>	258

Глава 15. Группа 5: ванадий, ниобий, тантал, дубний.....	260
<i>Вопросы и задания для самоконтроля.....</i>	263
<i>Примеры решения задач.....</i>	264
<i>Задачи для самостоятельного решения.....</i>	266
<i>Тесты.....</i>	267
Глава 16. Группа 6: хром, молибден, вольфрам, сиборгий.....	269
<i>Вопросы и задания для самоконтроля.....</i>	277
<i>Примеры решения задач.....</i>	278
<i>Задачи для самостоятельного решения.....</i>	279
<i>Тесты.....</i>	279
Глава 17. Группа 7: марганец, технеций, рений, борий.....	281
<i>Вопросы и задания для самоконтроля.....</i>	287
<i>Примеры решения задач.....</i>	287
<i>Задачи для самостоятельного решения.....</i>	288
<i>Тесты.....</i>	289
Глава 18. Группы 8–10: железо, кобальт, никель и палладиево- платиновые элементы.....	291
<i>Вопросы и задания для самоконтроля.....</i>	301
<i>Примеры решения задач.....</i>	302
<i>Задачи для самостоятельного решения.....</i>	302
<i>Тесты.....</i>	303
Глава 19. Группа 11: медь, серебро, золото, ренгений.....	305
<i>Вопросы и задания для самоконтроля.....</i>	312
<i>Примеры решения задач.....</i>	313
<i>Задачи для самостоятельного решения.....</i>	313
<i>Тесты.....</i>	314
Глава 20. Группа 12: цинк, кадмий, ртуть, коперниций.....	316
<i>Вопросы и задания для самоконтроля.....</i>	320
<i>Примеры решения задач.....</i>	321
<i>Задачи для самостоятельного решения.....</i>	322
<i>Тесты.....</i>	322
Глава 21. Группа 13: бор, алюминий, галлий, индий, таллий.....	324
<i>Вопросы и задания для самоконтроля.....</i>	332
<i>Примеры решения задач.....</i>	332
<i>Задачи для самостоятельного решения.....</i>	333
<i>Тесты.....</i>	334
Глава 22. Группа 14: углерод, кремний, германий, олово, свинец, флеровий.....	336
<i>Вопросы и задания для самоконтроля.....</i>	347
<i>Примеры решения задач.....</i>	348
<i>Задачи для самостоятельного решения.....</i>	348
<i>Тесты.....</i>	349
Глава 23. Группа 15: азот, фосфор, мышьяк, сурьма, висмут.....	351
<i>Вопросы и задания для самоконтроля.....</i>	359
<i>Примеры решения задач.....</i>	359

<i>Задачи для самостоятельного решения</i>	360
<i>Тесты</i>	361
Глава 24. Группа 16, халькогены: кислород, сера, селен, теллур, полоний, ливермолий	363
<i>Вопросы и задания для самоконтроля</i>	371
<i>Примеры решения задач</i>	371
<i>Задачи для самостоятельного решения</i>	372
<i>Тесты</i>	373
Глава 25. Группа 17, галогены: фтор, хлор, бром, иод, астат	374
<i>Вопросы и задания для самоконтроля</i>	378
<i>Примеры решения задач</i>	378
<i>Задачи для самостоятельного решения</i>	379
<i>Тесты</i>	380
Глава 26. Группа 18: благородные газы	382
<i>Вопросы и задания для самоконтроля</i>	385
<i>Примеры решения задач</i>	385
<i>Задачи для самостоятельного решения</i>	385
<i>Тесты</i>	386

Раздел III. ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Глава 27. Основные классы органических соединений и механизмы реакций	391
<i>Вопросы и задания для самоконтроля</i>	416
<i>Примеры решения задач</i>	417
<i>Задачи для самостоятельного решения</i>	417
Сводная таблица ответов на вопросы тестов	419
Литература	420

ПРЕДИСЛОВИЕ

Предлагаемый учебник по химии для обучающихся и будущих бакалавров и дипломированных специалистов подготовлен на основании программ курса «Химия», утвержденных Министерством образования и науки Российской Федерации, на основании Федерального образовательного стандарта по химико-технологическим и естественно-научным направлениям и специальностям, в том числе химического, энергетического, строительного, машиностроительного, информационного, горно-нефтяного, медико-биохимического, лесотехнического и других направлений и профилей обучения в высшей школе, изучающих химию с учетом европейской системы высшего образования. При составлении учебника предпринята одна из первых попыток представить теоретический материал по химии на основе 18-группового варианта Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева. Уровень обучения — прикладной бакалавриат.

Учебник состоит из трех разделов: I «Общая химия», II «Неорганическая химия», III «Органическая химия». В *первом разделе* содержатся теоретические обоснования и основные законы химии. Во *втором разделе* рассмотрена химия *s*-, *p*-, *d* - и *f*-элементов, как того требуют учебные программы, и Периодическая система химических элементов Менделеева на 18 групп химических элементов, принятая в 1989 г. Международным союзом теоретической и прикладной химии (ИЮПАК) и рекомендованная к внедрению. В *третьем разделе* рассмотрены основные классы органических соединений и механизмы реакций.

В учебнике сосредоточены теоретические основы химии, содержащие наиболее фундаментальные понятия, используемые в большинстве естественных наук и в смежных специальных дисциплинах. Уделено внимание и практическому применению химических знаний. Рассмотрены примеры реакций и процессов, лежащих в основе многих промышленных технологий и способов получения различных веществ.

Каждый раздел учебника включает теоретическую часть, посвященную основам и законам химии, группам химических элементов, включая наиболее важные их свойства и практическое применение. Особое внимание уделено сложной переработке минералов как сырья и получению металлов высокой степени чистоты. Основной учебной литературой могут служить «Общая и неорганическая химия. Современный курс» (2012) и аналогичное второе издание (2014), т. 1–3, изд-во «Юрайт».

Учебник дополнен вопросами и заданиями для самоконтроля, обучающими задачами с образцами решений и примерами обучающих тестов с ответами, а также непосредственно задачами для самостоятельной работы

студентов, поскольку в курсе «Химия» по разным формам обучения и специальностям, согласно новым учебным планам, запланирован весьма значительный объем самостоятельной работы — более 100 часов.

Учебник написан на основании курсов лекций по химии, которые авторы читали в течение ряда лет в Российском химико-технологическом университете им. Д. И. Менделеева и в Московском государственном открытом университете для студентов по химико-технологическим, техническим и естественно-научным направлениям и специальностям: энергетического, строительного, машиностроительного, информационного, горно-нефтяного, а также медико-биохимического, лесотехнического и других направлений и профилей обучения в высшей школе (с учетом специфики обучения).

Авторы надеются, что переход от 8-групповой к 18-групповой Периодической системе химических элементов не будет представлять сложности. Такой переход необходим по современным стандартам европейской системы высшего образования. В этом состоят актуальность и новизна настоящего издания.

Список обозначений и единицы измерения

Для обозначения количества вещества в химии используются понятия: **моль** и **молярная масса вещества**. Слово «вещество» в узком смысле означает химический элемент или соединение. Моль — количество вещества системы, содержащей столько же структурных элементов, сколько содержится атомов в 0,012 кг нуклида ^{12}C .

Метр — длина, равная 1 650 763,73 длины волны в вакууме излучения, соответствующего переходу между подуровнями $2p^6$ и $5d^5$ атома криптона-86. Для измерения объема в СИ используется единица, являющаяся производной метра, — кубический метр (1 м^3). Для химических измерений эта единица слишком велика, и используется ее тысячная доля (10^{-3} м^3), называемая литром, либо миллионная доля (10^{-6} м^3) — кубический сантиметр, называемый миллилитром. Объемы всех веществ и сосудов зависят от температуры.

Килограмм — масса, равная массе международного прототипа килограмма. Масса вещества как измеряемая величина выражается в килограммах (кг) или граммах (г), что принято и разрешено метрической системой СИ. Эталон килограмма представляет собой специально изготовленный платино-иридиевый цилиндр, хранящийся в сейфе Международного бюро в Севре, под Парижем. Его копии, по возможности точно воспроизводящие основной эталон, хранятся в различных странах мира.

Секунда — время, равное 9 192 631 770 периодам излучения, соответствующего переходу между двумя сверхтонкими уровнями основного состояния нуклида цезия-133.

Кельвин — $1/273,15$ термодинамической температуры тройной точки воды. Температурные шкалы по Цельсию и по Кельвину различаются: нулевая точка по Кельвину — $273,15^\circ$, а перевод из шкалы Цельсия в шкалу Кельвина осуществляется с помощью соотношения: $K = ^\circ\text{C} + 273,15$, где $^\circ\text{C}$ — температура по шкале Цельсия.

Джоуль — единица измерения энергии в СИ — количество энергии, эквивалентное работе силы в 1 ньютон (Н) на пути в 1 метр. Таким образом, $1 \text{ Дж} = 1 \text{ Н} \cdot 1 \text{ м} = 1 \text{ м}^2 \cdot \text{кг} \cdot \text{с}^{-2}$. Эта единица используется как основная не только в физике, но и в химии для измерения энергии химических превращений. Все формы энергии могут переходить друг в друга.

$$1 \text{ кал} = 4,184 \text{ Дж}, 1000 \text{ кал} = 4184 \text{ Дж} = 4,128 \text{ кДж};$$

$$1 \text{ атм} = 760 \text{ мм рт.ст.} = 101\,325 \text{ Па.}$$

$$\ln x = 2,30259 \lg x.$$

$$\text{Скорость света в вакууме } c = 2,99792458 \cdot 10^8 \text{ м/с.}$$

$$\text{Молярная газовая постоянная } R = 8,31441 \text{ Дж/(К} \cdot \text{моль)}.$$

Объем моля идеального газа при нормальных условиях (0°C , $101,325 \text{ кПа}$):
 $V_0 = 22,41383 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3/\text{моль}.$

АО	— атомная орбиталь	$K_{\text{осн}}$	— константа диссоциации основания
а. е. м.	— атомная единица массы	K_c	— константа равновесия реакции в растворе
BC	— валентная связь	K_p	— константа равновесия газовой реакции
ИК	— инфракрасная область спектра	k	— константа скорости реакции
КЧ	— координационное число	M_r	— относительная молекулярная масса
МВС	— метод валентных связей	m	— масса
ММО	— метод молекулярных орбиталей	m_l	— магнитное квантовое число
МО	— молекулярная орбиталь	m_s	— спиновое квантовое число
н.у.	— нормальные условия (0°C , 101 325 Па)	N_A	— число Авогадро
ОЭО	— относительная электроотрицательность	n	— главное квантовое число
ПР	— произведение растворимости	p	— давление
ПС	— переходное состояние или активированный комплекс	p_x	— парциальное давление компонента x
РЗМ	— редкоземельный металл	R	— универсальная газовая постоянная
УФ	— ультрафиолетовая область спектра	R	— алкильная группа
Э	— эквивалент вещества	r	— межъядерное или межатомное расстояние
ЭО	— электроотрицательность	S	— энтропия
A_r	— относительная атомная масса	T	— термодинамическая температура
Ar	— арильная группа	$T_{\text{зам}}$	— температура замерзания, К
E	— энергия	$T_{\text{кип}}$	— температура кипения, К
\bar{e}, e	— заряд электрона, электрон	$T_{\text{пл}}$	— температура плавления, К
E_a	— энергия активации	t	— температура, $^\circ\text{C}$
$E_{a \text{ кат}}$	— энергия активация с катализатором	t или τ (tau)	— время
E^0	— стандартный электродный потенциал	U	— внутренняя энергия
F	— число Фарадея	V	— объем
G	— энергия Гиббса	W	— работа, вероятность
H	— энтальпия	Z	— атомный номер химического элемента
$\Delta_r H$	— энтальпия реакции	z	— число молей электронов, перемещенных в электрохимическом полуэлементе
$\Delta_f H$	— энтальпия образования	δ (дельта)	— эффективный заряд
h	— постоянная Планка	δ^-	— частичный отрицательный заряд
$h\nu$	— квант энергии	δ^+	— частичный положительный заряд
Hal	— галогены (F, Cl, Br, I)	λ (лямбда)	— длина волны
I	— сродство к электрону, сила электрического тока	$\bar{\mu}$ (мю)	— дипольный момент
K	— константа равновесия	ν (ню)	— частота
$K_{\text{кисл}}$	— константа диссоциации кислоты	ρ (ро)	— плотность
β	— константа устойчивости комплекса	v	— скорость химической реакции
K_H	— константа неустойчивости комплекса	ψ (пси)	— волновая функция

Раздел I

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Освоение материала данного раздела позволит студенту:

знать

- основные законы и понятия общей химии;
- модели строения вещества;
- современную формулировку Периодического закона Менделеева;
- строение и свойства химических связей;
- виды гибридизации атомных орбиталей, геометрию молекул;
- строение полупроводников с различной проводимостью;
- основные понятия химической термодинамики;
- теорию растворов, теорию электролитической диссоциации;
- законы Фарадея;

уметь

• определять электронную конфигурацию химического элемента в соответствии с квантовыми числами и принципами заполнения орбиталей, в том числе в графическом виде;

- определять теоретический выход веществ по уравнениям реакций;
- составлять формулы оксидов, гидридов, солей, комплексных соединений;
- определять принадлежность химического элемента к металлам или неметаллам;

владеть

• современными представлениями о строении, физических и химических свойствах элементов;

• основными методами расчетов различных параметров веществ и реакций на основе законов общей химии;

- современными квантово-механическими методами описания структуры веществ;
 - навыками обращения с источниками тока, а также основными представлениями о безопасном обращении с различными веществами.
-

Глава 1

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

Атомы состоят из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов, образующих электронейтральную систему, которая подчиняется законам, характерным для микросистем. Изменение физического состояния веществ: при парообразовании, плавлении, конденсации, кристаллизации и др. называют *физическими явлениями*.

Химический элемент (Э) — это совокупность атомов с одинаковым зарядом ядер Z . В настоящее время известны 116 химических элементов, 89 из них найдены в природе (на Земле), остальные получены искусственным путем.

Атомное ядро — центральная часть атома, состоящая из Z протонов (1_1p) и N нейтронов (1_0n), в которой сосредоточена его основная масса. Относительные массы протона и нейтрона практически одинаковы и близки к единице (индекс слева вверху), а элементарные электрические заряды — разные: соответственно +1 для протона и 0 для нейтрона (индексы слева внизу). Характеристики элементарных частиц, принятые в квантовой механике, приведены в табл. 1.1.

Таблица 1.1

**Характеристики элементарных частиц,
составляющих структуру атомов**

Частица	Обозначение	Масса		Заряд	
		г	атомная единица массы	Кл	относительный
Электрон	$e; \bar{e}; {}^0_{-1}e$	$9,109 \cdot 10^{-29}$	$0,547 \cdot 10^{-3}$	$-1,602 \cdot 10^{-19}$	-1
Протон	$p; {}^1_1p$	$1,673 \cdot 10^{-24}$	1,007	$+1,602 \cdot 10^{-19}$	+1
Нейтрон	$n; {}^1_0n$	$1,675 \cdot 10^{-24}$	1,009	0	0

Заряд ядра положительный, как и заряд протонов. По величине он равен количеству протонов в ядре и соответствует порядковому номеру химического элемента в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева. Сумму чисел протонов Z и нейтронов N атомных ядер называют массовым числом и обозначают A :

$$A = Z + N.$$

Изотопы — разновидность одного и того же химического элемента (Э) с одинаковым числом протонов (зарядом ядер), но с различными массо-

выми числами за счет разного числа нейтронов в ядре. Они обозначаются следующим образом:



Нижний индекс в обозначении элемента характеризует количество протонов в ядре атома элемента, а верхний — массовое число, т.е. суммарное количество протонов и нейтронов.

Химические свойства изотопов одного элемента одинаковы. Радиоактивные изотопы называют радионуклидами.

Изотопы углерода (С): ${}^{11}_6\text{C}$, ${}^{12}_6\text{C}$, ${}^{13}_6\text{C}$, ${}^{14}_6\text{C}$, ${}^{15}_6\text{C}$ различаются массой атомов. У атомов углерода ${}^{11}_6\text{C}$ шесть протонов и пять нейтронов, у ${}^{12}_6\text{C}$ шесть протонов и шесть нейтронов, у ${}^{13}_6\text{C}$ шесть протонов и семь нейтронов и т.д. Заряд ядра $Z = 6$ (число протонов) и число электронов — шесть — везде одинаковы, как в ${}^{12}_6\text{C}$. Различие изотопов — в числе нейтронов. В природе ${}^{12}_6\text{C}$ наиболее распространенный и стабильный нуклид углерода. Обозначение С и латинское название углерода *carboneum* (карбонеум, от лат. *carbo* — уголь) было дано французским химиком А. Л. Лавуазье в 1789 г.

Водород имеет изотопы протий, дейтерий и тритий. Лавуазье дал водороду название гидроген (*hydrogène*, от лат. *hydro* — вода и греч. *genao* — рождаю) — «рождающий воду». Русское наименование «водород» предложил химик М. Ф. Соловьев в 1824 г. Изотопы водорода (нуклиды) различаются массой, они обозначаются следующим образом:

- нуклид ${}^1_1\text{H}$, протий (ядро атома состоит из одного протона);
- нуклид ${}^2_1\text{D}$, дейтерий (ядро атома состоит из одного протона и одного нейтрона);
- нуклид ${}^3_1\text{T}$, тритий (ядро атома состоит из одного протона и двух нейтронов).

Химическая формула — это условная запись состава вещества с помощью химических знаков (предложены Й. Берцелиусом в 1814 г.) и индексов (цифра, стоящая справа внизу от символа, обозначающая число атомов в молекуле). Химическая формула показывает, атомы каких элементов и в каком соотношении соединены между собой в молекуле. По составу все вещества подразделяются на простые и сложные.

Пример 1.1. Карбонат кальция (CaCO_3) состоит из одного атома кальция (Ca), одного атома углерода (C) и трех атомов кислорода (O).

Простые вещества состоят из атомов одного элемента, например H_2 — водород, Cl_2 — хлор, P_4 — фосфор, S_8 — сера и т.д.

Некоторые химические элементы в свободном состоянии могут образовывать несколько простых веществ, различающихся по строению и свойствам. Например:

- С — алмаз, графит, лонсдейлит (найден в метеоритах и получен искусственно), карбин (с цепочечным строением молекул), фуллерены (имеют сферические молекулы C_{60} , C_{70} и C_{84});
- О — молекулярный кислород O_2 из двух атомов, озон O_3 — из трех атомов кислорода.

Это явление называется **аллотропией**, а различные простые вещества, образованные одним и тем же химическим элементом, — **аллотропическими видоизменениями** этого элемента. Аллотропия вызывается двумя причинами:

- 1) различным числом атомов в молекуле (кислород O_2 и озон O_3);
- 2) образованием различных кристаллических форм (алмаз и графит).

Сложные вещества состоят из молекул, включающих атомы различных химических элементов. Молекула воды (H_2O) состоит из двух атомов водорода и атома кислорода; молекула хлороводородной кислоты (HCl) состоит из атомов водорода и хлора; молекула серной кислоты (H_2SO_4) состоит из двух атомов водорода, атомов серы и кислорода; молекула оксида углерода(II) (CO) состоит из атомов углерода и кислорода.

Международная **атомная единица массы** (а. е. м.) равна $1/12$ массы нуклида ^{12}C — основного природного изотопа углерода:

$$1 \text{ а. е. м.} = (1/12)m_{^{12}C} = (1/12) \cdot 1,9927 \cdot 10^{-23} = 1,66057 \cdot 10^{-24} \text{ г.}$$

Пример 1.2. Изотопы различаются по массе. Например: природный элемент хлор (атомный номер 17) состоит из двух нуклидов: $^{35}_{17}Cl$ (75,53%) и $^{37}_{17}Cl$ (24,47%).

Отсюда относительная атомная масса химического элемента хлора Cl равна

$$A_{r(Cl)} = (0,7553 \cdot 35 + 0,2447 \cdot 37)/2 = 35,45.$$

Абсолютная масса атома химического элемента ($m_э$) магния равна его относительной атомной массе, умноженной на а. е. м.:

$$m_{Mg} = 24,305 A_{r(Mg)} = 24,305 \cdot 1,66057 \cdot 10^{-24} = 4,036 \cdot 10^{-23} \text{ г.}$$

Относительная атомная масса (A_r) химического элемента (\mathcal{E}) — безразмерная величина, равная отношению среднего значения масс всех его природных изотопов с учетом их распространенности к $1/12$ массы атома нуклида углерода ^{12}C . Поэтому относительные атомные массы элементов, приводимые в Периодической системе, отличаются от целочисленных значений:

$$A_r = m_э / (m_{^{12}C} \cdot 1/12),$$

где $m_э$ — среднее значение масс всех изотопов данного элемента с учетом их процентного содержания в природе; $m_{^{12}C}$ — масса атома изотопа углерода ^{12}C .

Относительная молекулярная масса (M_r) — безразмерная величина, показывающая, во сколько раз масса молекулы данного вещества больше $1/12$ массы атома углерода ^{12}C :

$$M_r = m_{\text{в-ва}} / (m_{^{12}C} \cdot 1/12),$$

где $m_{\text{в-ва}}$ — масса молекулы данного вещества.

Относительная молекулярная масса химического соединения равна сумме относительных атомных масс составляющих его атомов.

Например, относительная молекулярная масса оксида бора (B_2O_3) равна:

$$M_{r(B_2O_3)} = 2A_{r(B)} + 3A_{r(O)} = 2 \cdot 10,810 + 3 \cdot 15,999 = 69,617.$$

Абсолютная масса молекулы равна относительной молекулярной массе, умноженной на а. е. м. **Количество вещества** — это число структурных элементов (атомов, молекул, ионов и др.) в системе. Единицей измерения количества вещества является моль.

Моль (n) — количество вещества, содержащее столько структурных элементов (атомов, молекул, ионов, электронов и др.), сколько содержится атомов в 12 г нуклида углерода-12 (^{12}C).

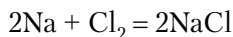
Количество частиц в 1 моль любого вещества одно и то же и равно $6,02 \times 10^{23}$ (число или постоянная Авогадро, N_A). Постоянная Авогадро имеет размерность моль $^{-1}$. Масса 1 моль вещества называется его молярной массой (обозначается M , измеряется в г/моль). Она равна отношению массы вещества ($m_{в-ва}$) к соответствующему количеству вещества (n): $M = m_{в-ва}/n$.

С помощью вышеприведенной формулы, зная молярную массу вещества (M), можно вычислить количество молей вещества (n): $n = m_{в-ва}/M$.

Молярная масса вещества (M) численно равна его относительной молекулярной массе (M_r), однако первая величина имеет размерность г/моль, а вторая — безразмерная:

$$M = N_A \cdot m_{\text{одной молекулы в-ва}} = N_A \cdot M_r \cdot 1 \text{ а. е. м.} = (N_A \cdot 1 \text{ а. е. м.}) \cdot M_r = M_r.$$

Это означает, что, если масса некоторой молекулы равна, например, 80 а. е. м. (SO_3), то масса 1 моль молекул равна 80 г. Например, уравнение реакции



означает, что два атома натрия реагируют с одной двухатомной молекулой хлора с образованием двух молекул хлорида натрия или, что то же самое, 2 моль атомов натрия реагируют с 1 моль атомов хлора с образованием 2 моль хлорида натрия.

Пример 1.3. Сколько атомов содержится в 12,708 г меди (Cu)?

Атомная масса меди (A_{Cu}) равна 63,54 г/моль. Определяем количество молей вещества в 12,708 г меди: $n_{Cu} = m_{Cu}/A_{Cu} = 12,708 \text{ г}/63,54 \text{ г/моль} = 0,2 \text{ моль}$.

Определим число структурных единиц (атомов Cu), используя постоянную Авогадро (N_A):

$$N_{Cu} = n_{Cu} \cdot N_A = 0,2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 1,2 \cdot 10^{23} \text{ атомов.}$$

Закон сохранения массы веществ (М. В. Ломоносов, 1748 г. и А. Л. Лавуазье, 1789 г.): *масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе продуктов реакции.*

Химическое превращение — это процесс разрыва одних связей между атомами и образование других, в результате чего из молекул исходных веществ получаются молекулы продуктов реакции. Поскольку число атомов до и после реакции неизменно, то их общая масса также изменяться не должна.

В начале XX в. формулировка закона сохранения массы подверглась пересмотру в связи с появлением теории относительности (А. Эйнштейн, 1905 г.), согласно которой масса тела зависит от его скорости и, следовательно, характеризует не только количество материи, но и ее движение. Полученная телом энергия ΔE связана с увеличением его массы Δm соотношением

$$\Delta E = \Delta mc^2,$$

где c — скорость света в вакууме ($3 \cdot 10^8$ м/с).

Так как 1 кДж энергии соответствует изменению массы на $\sim 10^{-11}$ г, а энергетические эффекты химических реакций находятся в пределах 10—1000 кДж на единицу количества вещества, то величина Δm не может быть практически измерена в химических реакциях и ею можно пренебречь. Это соотношение значимо исключительно для ядерных реакций, где ΔE в $\sim 10^6$ раз больше, чем в химических реакциях. Исходя из закона сохранения массы, можно составлять уравнения химических реакций и по ним производить расчеты. Этот закон является основой количественного химического анализа.

Расчеты по химическим уравнениям

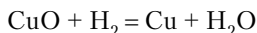
В реальных химических процессах из-за неполного протекания реакций и возможных потерь масса продуктов реакции обычно меньше теоретически рассчитанной. **Выходом реакции (h)** называют отношение реальной массы продукта ($m_{\text{практ}}$) к теоретически возможной ($m_{\text{теор}}$), выраженное в долях единицы или в процентах:

$$h = (m_{\text{практ}}/m_{\text{теор}}) \cdot 100\%.$$

Если в условиях задачи выход продуктов реакции не указан, в расчетах его принимают за 100% (количественный выход). Рассмотрим примеры расчетов.

Пример 1.4. Каков выход меди при восстановлении 8 г оксида меди водородом (H_2), если выход продуктов реакции составил 82% от теоретического?

Решение. При восстановлении оксида меди водородом получают элементарную медь:



Рассчитаем теоретический выход меди по уравнению реакции:

молярная масса CuO равна $64 + 16 = 80$ г/моль; при восстановлении 80 г (1 моль) CuO образуется 64 г (1 моль) Cu ; при восстановлении 8 г CuO образуется x г Cu ;

$$x = (8 \cdot 64)/80 = 6,4 \text{ г.}$$

Определим, сколько граммов меди образуется при 82%-ном выходе продукта: при 100%-ном выходе (теоретическом) образуется 6,4 г Cu, при 82%-ном выходе (практическом) образуется x г Cu;

$$x = (6,4 \cdot 82)/100 = 5,25 \text{ г.}$$

Закон постоянства состава (Ж. Пруст, 1808 г.): *все индивидуальные химические вещества имеют постоянный качественный и количественный состав и определенное химическое строение независимо от способа получения.* Из закона постоянства состава следует, что при образовании сложного вещества элементы соединяются друг с другом в определенных массовых соотношениях.

Пример 1.5. CuS — сульфид меди. Соотношение масс химических элементов:

$$m_{\text{Cu}} : m_{\text{S}} = A_{\text{Cu}} : A_{\text{S}} = 64 : 32 = 2 : 1.$$

Чтобы получить сульфид меди (CuS), необходимо смешать порошки меди и серы в массовых отношениях 2 : 1. Если взятые количества исходных веществ не соответствуют их соотношению в химической формуле соединения, одно из них останется в избытке. Например, если взять 3 г меди и 1 г серы, то после реакции останется 1 г меди, который не вступил в химическую реакцию.

Массовая доля элемента ($w_{\text{э}}$) показывает, какую часть масса данного элемента составляет от всей массы вещества:

$$w_{\text{э}} = (nA_{r(\text{э})}) / M_r,$$

где n — число атомов; $A_{r(\text{э})}$ — относительная атомная масса элемента; M_r — относительная молекулярная масса вещества.

Зная количественный элементный состав соединения, можно установить его простейшую молекулярную формулу.

1. Обозначим формулу некоторого соединения с относительной молярной массой M_r , состоящего, например, из трех элементов, как $A_xB_yC_z$.

2. Рассчитаем отношение $x : y : z$ через массовые доли элементов:

$$w_A = (xA_{r(A)})/M_r; \quad x = (w_A M_r)/A_{r(A)};$$

$$w_B = (yA_{r(B)})/M_r; \quad y = (w_B M_r)/A_{r(B)};$$

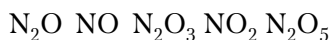
$$w_C = (zA_{r(C)})/M_r; \quad z = (w_C M_r)/A_{r(C)};$$

$$x : y : z = (w_A/A_{r(A)}) : (w_B/A_{r(B)}) : (w_C/A_{r(C)}).$$

3. Найденные числа разделим на наименьшее их значение и затем приведем к целочисленному соотношению между x , y и z .

4. Запишем формулу соединения.

Закон кратных отношений (Д. Дальтон, 1803 г.): *если два химических элемента образуют между собой несколько различных соединений, то на одну и ту же массу одного из них приходится такие массы другого, которые относятся между собой как небольшие целые числа.* Например:



Числа атомов кислорода в молекулах этих соединений, приходящихся на два атома азота, относятся между собой как 1 : 2 : 3 : 4 : 5.

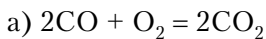
В отличие от закона сохранения массы законы постоянства состава и кратных отношений не являются всеобщими. В связи с открытием изотопов выяснилось, что соотношение между массами элементов, входящих в состав данного вещества, постоянно лишь при условии постоянства изотопного состава этих элементов. При изменении изотопного состава элементов меняется и массовый состав соединений. Например, «тяжелая вода» (D_2O , где D — дейтерий) содержит ~20% водорода, а обычная вода (H_2O) — только 11%.

В начале XX в. Н. С. Курнаков, изучая сплавы металлов, обнаружил наличие в них соединений переменного состава, в которых на единицу массы одного элемента приходится разная масса другого элемента. Например, в сплаве галлия (Tl) с висмутом (Bi) на 1 единицу массы Tl приходится от 1,24 до 1,82 единиц массы Bi. В диоксиде титана (TiO_2) на 1 единицу массы титана может приходиться от 0,65 до 0,67 единиц кислорода, что соответствует формуле $TiO_{0,9-2,0}$.

По предложению Н. С. Курнакова вещества немолекулярного строения (с атомной, ионной или металлической решеткой), состав которых не постоянен и зависит от условий их получения, названы **бертоллидами**. Вещества молекулярного строения (состоящие из молекул), имеющие постоянный состав, названы **дальтонидами**.

Закон объемных отношений (Ж. Л. Гей-Люссак, 1808 г.): *объемы газов, вступающих в химические реакции, и объемы газов, образующихся в результате реакций, относятся между собой как небольшие целые числа.*

Следствие: стехиометрические коэффициенты в уравнениях химических реакций для молекул газообразных веществ показывают, в каких объемных отношениях реагируют или получаются газообразные вещества. Например:



При окислении двух объемов оксида углерода (CO) одним объемом кислорода (O_2) образуются два объема диоксида углерода (CO_2), т.е. объем исходной реакционной смеси уменьшается на один объем;



При синтезе аммиака (NH_3) из азота (N_2) и водорода (H_2) один объем азота реагирует с тремя объемами водорода, при этом образуются два объема аммиака, таким образом, объем исходной газообразной реакционной смеси уменьшается в 2 раза.

Закон Авогадро (1811 г.): *в равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температура, давление) содержится одинаковое число молекул. Закон справедлив только для газообразных веществ.*

Следствие 1: одно и то же число молекул различных газов при одинаковых условиях занимает одинаковые объемы.

Следствие 2: при нормальных условиях ($0^\circ C = 273 K$, $1 \text{ атм} = 101,325 \text{ кПа}$) 1 моль любого газа занимает объем 22,4 л.

Согласно экспериментальным данным 1 л водорода (H_2) имеет массу 0,0899 г, а 1 л кислорода (O_2) — 1,4289 г. Вычислим объемы, занимае-

мые 1 молекул каждого из этих газов при нормальных условиях. Молярная масса H_2 равна $2 \cdot 1 = 2$ г/моль. Молярная масса O_2 равна $2 \cdot 16 = 32$ г/моль. Составим соответствующие пропорции и найдем искомые объемы 1 моля этих газов, обозначенные x и y .

$$\begin{array}{ll} 0,0899 \text{ г } H_2 \text{ занимает объем } 1 \text{ л} & x = 2/0,0899 = 22,4 \text{ л} \\ 2 \text{ г (1 моль) } H_2 \text{ занимает объем } x \text{ л} & \end{array}$$

$$\begin{array}{ll} 1,4289 \text{ г } O_2 \text{ занимает объем } 1 \text{ л} & y = 32/1,4289 = 22,4 \text{ л} \\ 32 \text{ г (1 моль) } O_2 \text{ занимает объем } y \text{ л} & \end{array}$$

Пример 1.6. Какой объем водорода (H_2) при нормальных условиях выделится при растворении 4,8 г магния (Mg) в избытке хлороводородной кислоты (HCl)?



При растворении 24 г (1 моль) Mg в HCl выделится 22,4 л (1 моль) H_2 .

При растворении 4,8 г Mg в HCl выделится x л H_2 .

$$x = (4,8 \cdot 22,4)/24 = 4,48 \text{ л.}$$

Закон эквивалентов (И. Рихтер, 1809 г.): из закона постоянства состава следует, что *химические элементы соединяются друг с другом в строго определенных количественных и массовых соотношениях*. Поэтому в химию были введены понятия эквивалента, количества вещества эквивалента и его молярной массы.

Эквивалентом называется реальная или условная частица вещества, которая способна замещать, присоединять, высвобождать или просто быть равноценной одному иону водорода в кислотно-основных и ионно-обменных реакциях или одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях.

Масса 1 моль вещества эквивалентов называется молярной массой вещества эквивалентов $M_{\text{Э}}$, г/моль. Молярная масса вещества эквивалентов водорода (H_2) равна 1 г/моль, а кислорода (O_2) — 8 г/моль. Многие элементы способны образовывать несколько соединений друг с другом. Из этого следует, что эквивалент одного и того же элемента и его молярная масса вещества эквивалентов в зависимости от состава образующихся веществ могут иметь различные значения и могут быть рассчитаны по следующим формулам:

$$M_{\text{Э основания}} = M_{\text{основания}} / \text{число замещаемых в реакции гидроксидных групп};$$

$$M_{\text{Э кислоты}} = M_{\text{кислоты}} / \text{число замещаемых в реакции ионов водорода};$$

$$M_{\text{Э соли}} = M_{\text{соли}} / \text{произведение числа катионов на их заряды};$$

$$M_{\text{Э ок/восст}} = M_{\text{ок/восст}} / \text{количество принятых (отданных) электронов, где}$$

M — молярная масса соответствующего вещества.

Определим молярную массу вещества эквивалентов гидроксида цинка ($Zn(OH)_2$), серной кислоты (H_2SO_4) и хлорида натрия (NaCl). Вычислим молярные массы веществ.

1. Молярная масса $Zn(OH)_2$ равна $65,4 + 2 \cdot 16 + 2 \cdot 1 = 99,4$ г/моль.

Так как в молекуле $Zn(OH)_2$ имеются две гидроксидные группы (OH^-), то в случае замещения в реакции одной из них молярная масса вещества эквивалентов $Zn(OH)_2$ будет равна $99,4/1 = 99,4$ г/моль, а двух — $99,4/2 = 49,7$ г/моль.

2. Молярная масса H_2SO_4 равна $2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98$ г/моль.

Так как в молекуле H_2SO_4 имеются два атома водорода, то молярная масса вещества эквивалентов H_2SO_4 в случае замещения одного из них будет равна $98/1 = 98$ г/моль, а двух — $98/2 = 49$ г/моль.

3. Молярная масса $NaCl$ равна $23 + 35,5 = 58,5$ г/моль.

Так как в этой соли один катион Na^+ и его заряд равен $+1$, то молярная масса вещества эквивалентов $NaCl$ равна $58,5/(1 \cdot 1) = 58,5$ г/моль, т.е. равна молярной массе этого вещества.

Следует различать два понятия — *количество вещества* и *масса вещества*, в том числе и для эквивалентов. Понятие молярной массы вещества эквивалентов было рассмотрено выше. Второе понятие может быть сформулировано следующим образом: количество вещества эквивалентов ($n_{\text{Э}}$, моль) есть отношение массы вещества ($m_{\text{в-ва}}$, г) к молярной массе эквивалентов ($M_{\text{Э}}$):

$$n_{\text{Э}} = m_{\text{в-ва}} / M_{\text{Э}}$$

Моль вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ эквивалентов.

Введение в химию понятия «эквивалент» позволило сформулировать закон, названный **законом эквивалентов**: *вещества взаимодействуют друг с другом в количествах, прямо пропорциональных их эквивалентам.*

При решении некоторых задач удобнее пользоваться другой формулировкой закона эквивалентов: *массы (объемы) реагирующих друг с другом веществ прямо пропорциональны их молярным массам (объемам) эквивалентов*:

$$\frac{m_{B_1}}{m_{B_2}} = \frac{M_{\text{Э}_1}}{M_{\text{Э}_2}} \quad \text{или} \quad \frac{m_{B_1}}{m_{B_2}} = \frac{V_{\text{Э}_1}}{V_{\text{Э}_2}}$$

Пример 1.7. Определим молярную массу вещества эквивалентов магния (Mg), если при сгорании 4,6 г Mg на воздухе образуется 7,6 г оксида магния (MgO).

В 7,6 г MgO на долю кислорода приходится $7,6 - 4,6 = 3$ г. В соответствии с законом эквивалентов:

$$m_{\text{Mg}}/m_{\text{O}} = M_{\text{Э}(\text{Mg})}/M_{\text{Э}(\text{O})};$$

$$4,6/3 = M_{\text{Э}(\text{Mg})}/8;$$

$$M_{\text{Э}(\text{Mg})} = (4,6 \cdot 8)/3 = 12,15 \text{ г/моль.}$$

Молярные массы вещества эквивалентов различных соединений (кислот, оснований и солей) при полной замене катионов или анионов могут быть определены следующим образом:

$$M_{\text{Э}(\text{кислоты})} = \frac{M}{\text{число ионов } H^+}; \quad M_{\text{Э}(\text{основания})} = \frac{M}{\text{число ионов } OH^-};$$

$$M_{\text{Э(соли)}} = \frac{M}{\text{число катионов} \cdot \text{заряд катиона}} = \frac{M}{\text{число анионов} \cdot \text{заряд аниона}}.$$

В расчетах также используются величины объема моля эквивалентов газа, $V_{\text{Э}}$. Например, при нормальных условиях для водорода, молекула которого H_2 состоит из двух атомов водорода, $V_{\text{Э}(\text{H}_2)} = \frac{22,4}{2} = 11,2$ л; для кислорода O_2 , каждый из двух атомов молекулы которого эквивалентен двум атомам водорода, $V_{\text{Э}(\text{O}_2)} = \frac{22,4}{2 \cdot 2} = 5,60$ л и т.д.

Математическая запись закона эквивалентов имеет вид

$$m_1/m_2 = M_{\text{Э}1}/M_{\text{Э}2},$$

т.е. массы веществ m , вступивших в реакцию и получившихся в результате реакции, пропорциональны массам их эквивалентов. Если реакция протекает в растворе, то закон эквивалентов может быть представлен в виде

$$c_{\text{Э}1} \cdot V_1 = c_{\text{Э}2} \cdot V_2,$$

где $c_{\text{Э}1}$ и $c_{\text{Э}2}$ — молярные концентрации вещества эквивалентов в растворе, моль-экв/л; V_1 и V_2 — объемы реагирующих веществ.

Молярный объем газа (V_M) определяется из закона Авогадро (при $p = \text{const}$, $T = \text{const}$). Он содержит 1 моль вещества и рассчитывается как отношение объема V данного газа к количеству вещества n в этой же реакции: $V_M = V/n$, л/моль.

Взаимосвязь параметров газового состояния выражается **уравнением Клапейрона — Менделеева**:

$$pV = nRT, \text{ или } pV = \frac{m}{M}RT,$$

где p — давление газа, Па; V — объем газа, м³; n — количество газа, моль; R — универсальная газовая постоянная, 8,31 Дж/(моль · К); T — абсолютная температура, К; m — масса газа, г; M — молярная масса газа, г/моль.

Для неизменного количества молей газа: $\frac{pV}{T} = nR = \text{const}$, т.е.

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2} = \dots = \frac{p_i V_i}{T_i}.$$

Эти уравнения являются выражением так называемого *объединенного газового закона*. С его помощью удобно рассчитывать, например, изменение объема газа, обусловленное изменением давления и температуры.

В случае смеси газов приведенное выше уравнение применимо к каждому газу:

$$p_1 = c_1 RT, \quad p_2 = c_2 RT, \quad \dots, \quad p_n = c_n RT.$$

Общее давление смеси газов будет выражаться суммой давлений каждого газа:

$$p = p_1 + p_2 + \dots + p_n,$$

где p_1, p_2, \dots, p_n – парциальные (индивидуальные) давления составляющих смесь газов.

Парциальное давление – это давление, которое производил бы каждый газ смеси, если бы он, находясь в том же количестве и при той же температуре, занимал один весь общий объем (**закон Дальтона**, 1803 г.). Таким образом, общее давление смеси газов равно сумме парциальных давлений.

Элемент, имеющий несколько эквивалентных масс, обладает переменной валентностью. **Валентность** есть число, показывающее, со сколькими одновалентными атомами может соединиться атом данного элемента (или сколько таких атомов он может заместить). Понятие валентности было принято А. М. Бутлеровым в 1861 г. в разработанной им теории строения химических соединений.

Удельный вес – вес единицы объема (1 л в технике) при заданной температуре.

Плотность (d) одного газа по сравнению с другим газом может быть определена по уравнению: $d = M/M_1$, где M и M_1 – молярные массы соответствующих газов (чаще по водороду $M_{H_2} = 2$ г/моль или по воздуху – 29 г/моль).

Вопросы и задания для самоконтроля

1. Охарактеризуйте понятие «химический элемент».
2. Как формулируется закон Авогадро? Каковы следствия из закона Авогадро?
3. Сформулируйте определение понятий: количество и масса вещества.
4. Какое число частиц содержится в водном растворе 1 моль хлорида натрия (поваренной соли) NaCl?
5. Что называют молярной массой вещества эквивалентов? В чем состоит закон эквивалентов?
6. Рассчитайте молярные массы вещества эквивалентов в соединениях: KH_2PO_4 , $Zn(OH)_2$, K_2S , $Fe(OH)_3$.
7. Какое количество вещества содержит моль эквивалентов?
8. Какие условия проведения химических реакций называют нормальными?
9. В чем состоит закон эквивалентов?

Примеры решения задач

1. Определите массу 0,25 моль сульфата натрия Na_2SO_4 [$A_r(Na) = 23$, $A_r(S) = 32$, $A_r(O) = 16$].

Решение. Найдем относительную молярную массу сульфата натрия. Обозначим относительную молярную массу, равную массе 1 моль молекул в граммах, через M_r :

$$M_r = (2 \cdot 23) + 32 + (4 \cdot 16) = 142.$$

Масса 0,25 моль сульфата натрия $142 \cdot 0,25 = 35,5$ г.