

# ХИМИЯ



ПРЕПОДАВАТЕЛИ  
ХИМИЧЕСКОГО  
ФАКУЛЬТЕТА  
**МГУ**  
имени  
М. В. ЛОМОНОСОВА

В. В. ЕРЕМИН,  
Р. Л. АНТИПИН, А. А. ДРОЗДОВ,  
Е. В. КАРПОВА, О. Н. РЫЖОВА

УГЛУБЛЁННЫЙ  
**КУРС**  
ПОДГОТОВКИ  
к **ЕГЭ**

В ПОМОЩЬ  
СТАРШЕКЛАССНИКАМ И АБИТУРИЕНТАМ

МОСКВА  
2020

УДК 373.5:54  
ББК 24я721  
Х46

Об авторах:

*B. B. Еремин* — профессор, доктор физико-математических наук  
*P. Л. Антипин* — доцент, кандидат химических наук  
*A. A. Дроздов* — доцент, кандидат химических наук  
*E. B. Карпова* — доцент, кандидат химических наук  
*O. H. Рыжова* — доцент, кандидат педагогических наук

**Химия** : углублённый курс подготовки к ЕГЭ / В. В. Еремин,  
Х46 Р. Л. Антипин, А. А. Дроздов, Е. В. Карпова, О. Н. Рыжова. —  
Москва : Эксмо, 2020. — 608 с. — (Справочник для старшекласс-  
ников и абитуриентов).

ISBN 978-5-521-85762-3

Справочник предназначен для углублённой подготовки к ЕГЭ по хи-  
мии. Издание содержит необходимые теоретические сведения по всем темам  
школьного курса химии. В каждой теме приведены примеры экзаменацион-  
ных заданий с подробными решениями, а затем даны задания для самостоя-  
тельного контроля знаний. Ко всем заданиям приведены ответы.

Книга предоставит старшеклассникам и абитуриентам дополнительную  
поддержку в процессе обучения и поможет сформировать глубокое понима-  
ние предмета. Наглядное и чёткое изложение материала позволит усвоить  
большой объём информации.

Справочник адресован старшеклассникам, абитуриентам, а также учи-  
телям и репетиторам.

УДК 373.5:54  
ББК 24я721

ISBN 978-5-521-85762-3

© Авторский коллектив, 2020  
© Оформление. ООО «Издательство «Эксмо», 2020

## ПРЕДИСЛОВИЕ

Предлагаемое вам пособие написано преподавателями химического факультета Московского университета и предназначается для подготовки к тестовым формам государственной аттестации — ЕГЭ и ОГЭ.

Весь материал разделён на три большие части: общая химия, неорганическая химия, органическая химия. Каждый раздел внутри этих частей построен по традиционной схеме: теория, примеры, задания для самостоятельного решения. Многие примеры и вопросы составлены по актуальной демоверсии последнего года, однако для полноты картины мы приводим задания и других типов. Теоретический материал также не ограничен демоверсией, хотя и ориентирован в первую очередь на неё.

Некоторые разделы содержат только теоретический материал. Это связано с ограниченностью тестовых форм государственной аттестации, которые не способны в одном варианте охватить в должной мере весь полный курс изучения химии в школе.

Уровень изложения материала доступен для большинства учащихся средней школы и для всех тех, кто сдаёт химию на государственной аттестации. Пособие не дублирует школьные учебники, а представляет материал в сжатой и концентрированной форме. Большое количество примеров и заданий для самостоятельного решения поможет глубже усвоить теоретический материал. Ко всем тестовым и расчётным заданиям даны ответы.

Авторы имеют большой опыт составления и экспертизы тестовых заданий и прекрасно понимают все недостатки и положительные стороны тестовых форм аттестации. Мы постарались написать пособие так, чтобы после его изучения вы не только успешно прошли аттестацию, но и стали лучше понимать химию.

*Авторы*



**ГЛАВА ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ****1 ХИМИИ. СТЕХИОМЕТРИЯ****§****ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИИ.****1.1. КЛАССИФИКАЦИЯ ВЕЩЕСТВ И РЕАКЦИЙ**

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

Объекты исследования в химии — атомы, молекулы и всевозможные структуры, в которые атомы или молекулы могут объединяться, образуя связи друг с другом. Все эти объекты объединяют под общим названием «вещество».

Основные понятия химии — атом и молекула. Все вещества состоят из атомов, многие вещества состоят из молекул, молекулы состоят из атомов.

**Атом** — это наименьшая частица элемента в химических соединениях (определение 1860 года). Современное определение атома учитывает его строение.



**Атом — это нейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.**

Частицу, состоящую из ядра и электронов и имеющую заряд, называют атомным ионом, или просто ионом.

Существуют разные виды атомов, отличающиеся зарядом ядра. Каждый вид атомов, характеризующийся определённым зарядом ядра, называют **химическим элементом**. Например, элемент водород включает атомы Н, входящие в состав любых соединений ( $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  и т.д.). К 2020 году достоверно известны 118 элементов, из которых около 90 существуют в природе, а остальные получены с помощью искусственных ядерных реакций. Каждый элемент имеет определённый символ, который происходит от латинского названия элемента. Атомы химических элементов взаимодействуют друг с другом и образуют молекулы.



**Молекула** — наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами (определение 1860 года). Современное определение:

**Молекула — это электронейтральная частица, состоящая из двух или более атомов, соединённых между собой химическими связями.**



**Вещество** с точки зрения химии — это любая совокупность атомов (ионов) и молекул. *Вещества молекулярного строения* состоят из молекул. *Вещества немолекулярного строения* состоят из атомов или ионов, которые связаны друг с другом в бесконечные слои и каркасы. В этих веществах выделить отдельные молекулы нельзя, можно лишь определить наименьший повторяющийся фрагмент — его называют структурной, или формульной, единицей. Например, в металлическом железе структурной единицей является атом Fe, а в кварце — один атом кремния и два атома кислорода, т.е.  $\text{SiO}_2$ . Примеров веществ немолекулярного строения достаточно много — это все металлы и сплавы, почти все соли, алмаз, графит, кварц.

Во многих случаях по свойствам вещества легко догадаться — построено оно из молекул или нет. Если вещество имеет молекулярное строение, то связи между отдельными молекулами в нём достаточно слабые. Поэтому такие вещества имеют низкие температуры плавления и кипения, часто легко летучи и имеют запах. Так, все газы и почти все жидкости состоят из молекул. Вещества немолекулярного строения обычно имеют высокие температуры плавления и кипения, так как все атомы или ионы в нихочно связаны друг с другом. При комнатной температуре они твёрдые, нелетучие и не имеют запаха.

Вещества бывают простые и сложные. *Простые вещества* состоят из атомов одного элемента. Многие элементы образуют несколько простых веществ, различающихся составом или строением. Это явление называют *аллотропией*, а соответствующие простые вещества — *аллотропными* модификациями, или аллотропными формами элемента.

**ЭТО  
ИНТЕРЕСНО**

Простых веществ известно около 400.



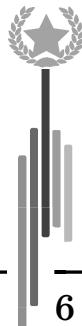
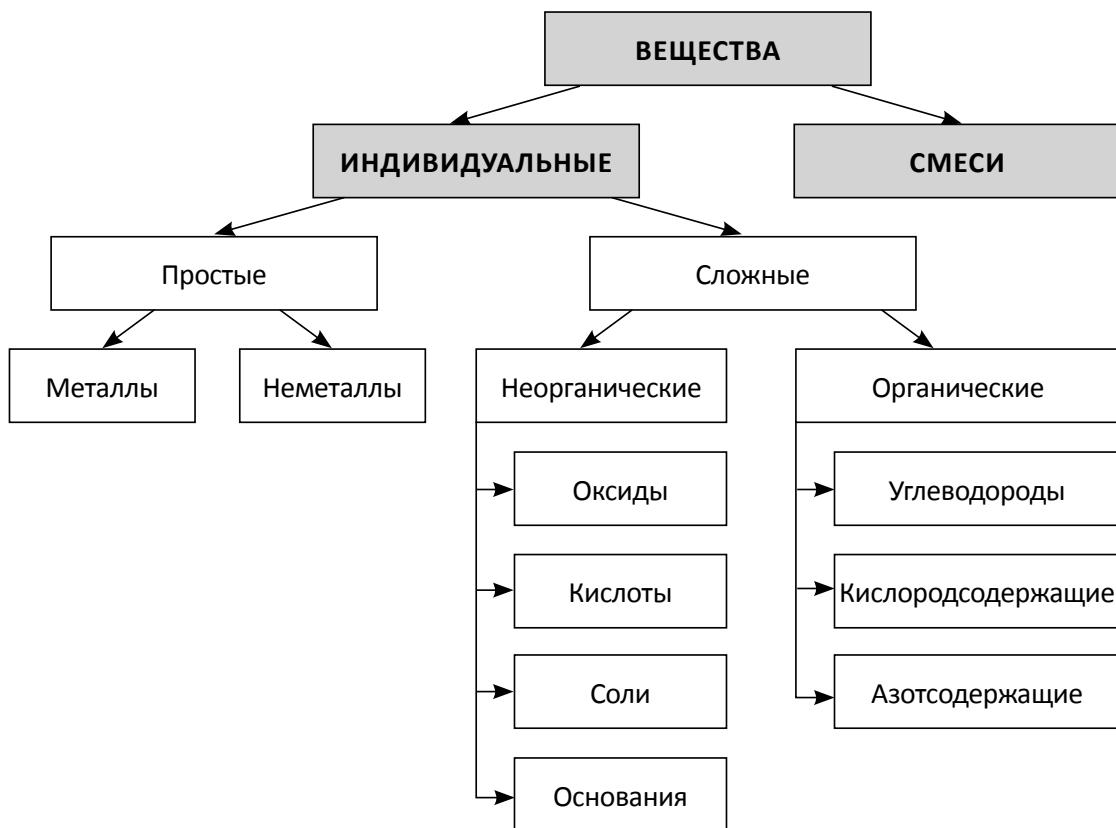
Примеры аллотропных модификаций:

- элемент кислород O образует простые вещества кислород  $O_2$  и озон  $O_3$ ;
- элемент углерод C — простые вещества графит C, алмаз C, фуллерен  $C_{60}$ ;
- элемент сера S — простые вещества ромбическую серу  $S_8$ , моноклинную серу  $S_8$ ;
- элемент фосфор P — белый фосфор  $P_4$ , чёрный фосфор P, красный фосфор P;
- элемент железо Fe —  $\alpha$ -Fe,  $\beta$ -Fe,  $\gamma$ -Fe,  $\delta$ -Fe; все эти модификации отличаются друг от друга кристаллической структурой и физическими свойствами.

Простые вещества подразделяют на металлы и неметаллы (схема 1.1).

**СХЕМА 1.1.**

Общая классификация веществ



*Сложные вещества, или химические соединения, состоят из атомов разных элементов, связанных между собой постоянными (стехиометрическими) соотношениями. Состав любого химического соединения описывается химической формулой.* Примеры химических соединений: вода  $H_2O$ , серная кислота  $H_2SO_4$ , глюкоза

$C_6H_{12}O_6$ . Состав веществ молекулярного строения не зависит от способа получения и является постоянным (*закон постоянства состава*).

Сложные вещества подразделяют на органические (углеводороды и их производные) и неорганические. И те и другие, в свою очередь, разделяют на определённые классы соединений (схема 1.1).

Вещества, состоящие из нескольких соединений, не связанных между собой постоянными соотношениями, называют *смесями*. Состав смесей не является постоянным. Примеры смесей: морская вода (смесь воды и растворённых в ней солей), воздух (смесь азота, кислорода, инертных газов (главным образом, аргона), углекислого газа и паров воды), бензин (смесь углеводородов).



**Химическая реакция — это превращение одних веществ (реагентов) в другие вещества (продукты), отличающиеся от них составом и (или) строением.**

При химических реакциях атомы не изменяются и число атомов каждого элемента сохраняется.

Признаки химической реакции: выделение газа, образование осадка, изменение цвета, поглощение или выделение теплоты. В таблице 1.1 приведены способы классификации химических реакций по различным признакам.

Признак	Типы реакций			
<b>Состав веществ</b>	Соединения $A + B = C$	Разложения $A = B + C$	Замещения $A + BC = = AB + C$	Обмена $AB + CD = = AC + BD$
<b>Агрегатное состояние веществ</b>	Гомогенные (протекают в одной фазе) $2H_2(g) + O_2(g) = = 2H_2O(g)$		Гетерогенные (протекают на границе раздела фаз) $4FeS(s) + 7O_2(g) = = 2Fe_2O_3(s) + 4SO_2(g)$	
<b>Изменение степени окисления элементов</b>	Окислительно-восстановительные (с изменением степени окисления) $2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3$		Обменные (без изменения степени окисления) $KOH + HCl = KCl + H_2O$	

ТАБЛИЦА 1.1.

Классификация химических реакций



## Окончание таблицы

Признак	Типы реакций	
Обратимость	Обратимые $H_2 + S \rightleftharpoons H_2S$	Необратимые $AgNO_3 + NaCl = AgCl \downarrow + NaNO_3$
Тепловой эффект	Экзотермические (с выделением теплоты) $C + O_2 = CO_2 + 393,5 \text{ кДж}$	Эндотермические (с поглощением теплоты) $N_2 + O_2 = 2NO - 182 \text{ кДж}$


**ВАЖНО ЗНАТЬ!**

В уравнении химической реакции число атомов каждого элемента в левой и правой частях одинаково, что отражает закон сохранения массы веществ.

Химические реакции записывают с помощью уравнений и схем.

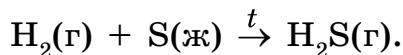
Уравнение химической реакции — запись реакции с помощью формул реагентов и продуктов с указанием их относительных количеств (в молях). Числа перед химическими формулами, которые указывают относительные количества веществ, называют стехиометрическими коэффициентами.

**ПРИМЕР**


Уравнение реакции окисления этанола подкисленным раствором перманганата калия:



Иногда в уравнениях реакций указывают агрегатное состояние участников реакции, а над знаком равенства или стрелкой, связывающими левую и правую части уравнения, — условия проведения реакции (температура, давление, катализатор), например:

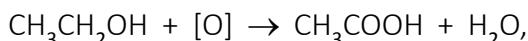


Если в записи химической реакции не указаны коэффициенты или приведены формулы не всех участников реакции, а только основных из них, то такую запись называют схемой реакции.



**ПРИМЕР**

Схема реакции окисления этанола подкисленным раствором перманганата калия:



где символ  $[\text{O}]$  — обозначение окислителя, т. е. перманганата калия.

Для количественных расчётов по химическим формулам и уравнениям химических реакций используют понятия количества вещества, а также абсолютной и относительной массы атомов и молекул.

Количества молекул и атомов, содержащиеся в веществах, очень велики, поэтому для измерения *количества вещества* ввели специальную единицу — моль.

**Моль — это количество вещества, которое содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  частиц этого вещества.**



Число  $6,02 \cdot 10^{23}$  называют *числом Авогадро*. Физическую величину  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$  моль $^{-1}$  называют *постоянной Авогадро*.

Если образец содержит  $N$  частиц (молекул или формульных единиц) вещества, то количество вещества  $v$  (в молях) в этом образце можно определить по формуле:

$$v = N / N_A.$$

Количество вещества — важная величина для химии. С её помощью можно определять массу, объём, число частиц вещества, она используется в расчётах по химическим формулам и уравнениям.

Из последнего уравнения следует, что количество вещества и число атомов или молекул прямо пропорциональны друг другу, причём коэффициент пропорциональности — один и тот же для всех веществ:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{N_2}{N_1}.$$

Это соотношение используется при расчётах состава смесей.

Массы атомов и молекул очень малы, поэтому их принято измерять в относительных единицах. В химии принята система измерения, основанная на массе атома углерода. *Атомная единица массы (а.е.м.)* равна  $1/12$  массы атома углерода  $^{12}\text{C}$ .



$$1 \text{ а.е.м.} = 1 / 12 m(^{12}\text{C}) = \\ = 1,66057 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1,66057 \cdot 10^{-24} \text{ г.}$$

Эта единица связана с постоянной Авогадро:

$$1 \text{ а.е.м.} = 1 \text{ г/моль} / N_A.$$

*Относительная атомная масса элемента  $A_r$*  — безразмерная величина, равная отношению средней массы атома элемента к 1 а.е.м.

$$A_r = m(\text{атома}) / 1 \text{ а.е.м.}$$

Средняя масса атома рассчитывается с учётом распространённости атомов элемента с разной атомной массой в земной коре. *Абсолютная масса атома* равна относительной атомной массе, умноженной на 1 а.е.м.:

$$m(\text{атома}) = A_r \cdot 1 \text{ а.е.м.}$$

*Относительная молекулярная масса  $M_r$*  — безразмерная величина, равная отношению массы молекулы к 1 а.е.м.

$$M_r = m(\text{молекулы}) / 1 \text{ а.е.м.}$$

### ВАЖНО ЗНАТЬ!

Численные значения молярной массы  $M$  и относительной молекулярной массы  $M_r$  равны, однако первая величина имеет размерность  $[M] = \text{г/моль}$ , а вторая безразмерна:

$$M = M_r \cdot 1 \text{ г/моль.}$$

Например, относительная молекулярная масса воды:  $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$ , а молярная масса:  $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль.}$

Относительная молекулярная масса равна сумме относительных масс атомов, входящих в состав молекулы. *Абсолютная масса молекулы* равна относительной молекулярной массе, умноженной на 1 а.е.м.

$$m(\text{молекулы}) = M_r \cdot 1 \text{ а.е.м.}$$

Массу одного моля вещества называют *молярной массой* (обозначается  $M$ , измеряется в г/моль). Её определяют как отношение массы вещества (в г) к количеству вещества (в моль):

$$M = \frac{m}{v}.$$

С помощью этой формулы можно найти количество вещества  $v$  по его массе:

$$v = \frac{m}{M}$$

и, наоборот, зная количество вещества, найти массу:

$$m = vM.$$

