

ХИМИЯ



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

ПРЕПОДАВАТЕЛИ
ХИМИЧЕСКОГО
ФАКУЛЬТЕТА
МГУ
имени
М. В. ЛОМОНОСОВА

УГЛУБЛЁННЫЙ
КУРС
ПОДГОТОВКИ
К **ЕГЭ**

В ПОМОЩЬ
СТАРШЕКЛАССНИКАМ И АБИТУРИЕНТАМ



МОСКВА
2020

УДК 373.5:54
ББК 24я721
Х46

Об авторах:

В. В. Еремин — профессор, доктор физико-математических наук
Р. Л. Антипин — доцент, кандидат химических наук
А. А. Дроздов — доцент, кандидат химических наук
Е. В. Карпова — доцент, кандидат химических наук
О. Н. 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 химии. Издание содержит необходимые теоретические сведения по всем темам школьного курса химии. В каждой теме приведены примеры экзаменационных заданий с подробными решениями, а затем даны задания для самостоятельного контроля знаний. Ко всем заданиям приведены ответы.

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

Справочник адресован старшеклассникам, абитуриентам, а также учителям 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.

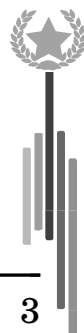
Весь материал разделён на три большие части: общая химия, неорганическая химия, органическая химия. Каждый раздел внутри этих частей построен по традиционной схеме: теория, примеры, задания для самостоятельного решения. Многие примеры и вопросы составлены по актуальной демоверсии последнего года, однако 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 1 ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ. СТЕХИОМЕТРИЯ

§ 1.1. 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 H, входящие в состав любых соединений (H_2O , CH_4 , C_2H_5OH 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:

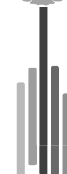
Молекула — это электронейтральная частица, состоящая из двух или более атомов, соединённых между собой *химическими связями*.



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. SiO₂. 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 них прочно 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.



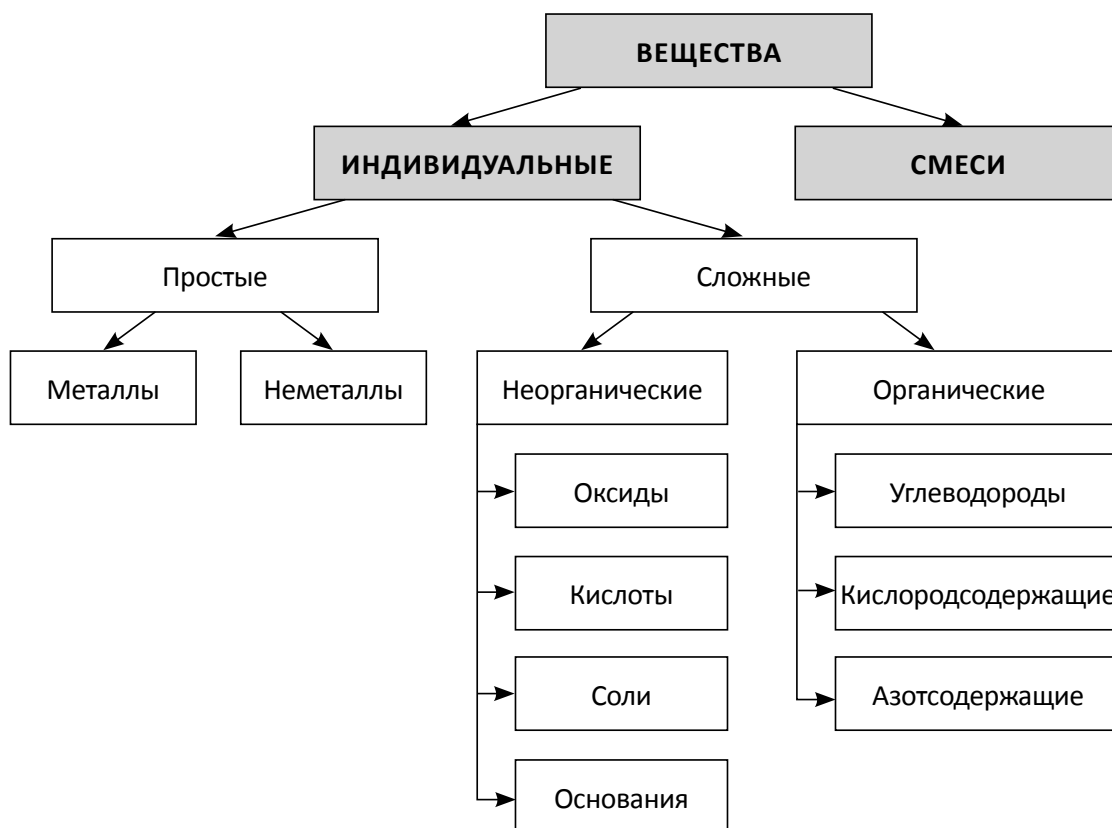
Примеры аллотропных модификаций:

- 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 — α -Fe, β -Fe, γ -Fe, δ -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
классифика-
ция 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.



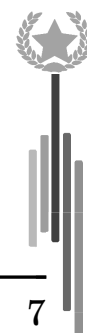
При химических реакциях атомы не изменяются и число атомов каждого элемента сохраняется.

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 | | | |
|---------------------------------------|--|---------------------------|---|-------------------------------|
| Состав веществ | Соединения $A + B = C$ | Разложение $A = B + C$ | Замещения $A + BC = AB + C$ | Обмена $AB + CD = AC + BD$ |
| Агрегатное состояние веществ | Гомогенные (протекают в одной фазе) $2H_2(г) + O_2(г) = 2H_2O(г)$ | | Гетерогенные (протекают на границе раздела фаз) $4FeS(тв) + 7O_2(г) = 2Fe_2O_3(тв) + 4SO_2(г)$ | |
| Изменение степени окисления элементов | 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 | |
|--------------------|--|--|
| Обрати- мость | Обратимые $\text{H}_2 + \text{S} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}$ | Необратимые $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} =$ $= \text{AgCl}\downarrow + \text{NaNO}_3$ |
| Тепловой эффект | Экзотермические (с выделением тепло- ты) $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2 +$ $+ 393,5 \text{ кДж}$ | Эндотермические (с погло- щением теплоты) $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO} - 182 \text{ кДж}$ |



**ВАЖНО
ЗНАТЬ!**

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

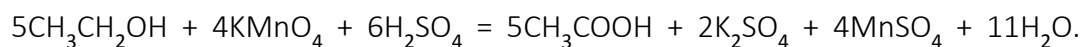
Химические реакции записывают с помощью уравнений и схем.

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*.

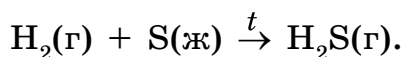
ПРИМЕР



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:



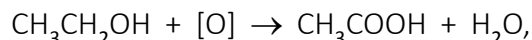
Если в записи химической реакции не указаны коэффициенты или приведены формулы не всех участников реакции, а только основных из них, то такую запись называют *схемой реакции*.



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

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

$$\nu = N / N_A.$$

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:

$$\frac{\nu_2}{\nu_1} = \frac{N_2}{N_1}.$$

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}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.

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

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):

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

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

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

и, наоборот, зная количество вещества, найти массу:

$$m = \nu M.$$

**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: $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}$.

