

В. В. ЕРЕМИН, А. А. ДРОЗДОВ,  
Е. В. КАРПОВА, О. Н. РЫЖОВА

# ХИМИЯ

СПРАВОЧНИК  
ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К ЕГЭ, ОЛИМПИАДАМ  
И ПОСТУПЛЕНИЮ В ВУЗ



Москва

УДК 373.5:54  
ББК 24я721  
Х46

Об авторах:

*В. В. Еремин* — профессор химического факультета МГУ,  
доктор физико-математических наук,  
главный тренер национальной сборной России по химии  
*А. А. Дроздов* — доцент химического факультета МГУ,  
кандидат химических наук  
*Е. В. Карпова* — доцент химического факультета МГУ,  
кандидат химических наук,  
председатель предметной экзаменационной комиссии  
химического факультета МГУ,  
член методической комиссии  
Международной Менделеевской олимпиады по химии  
*О. Н. Рыжова* — доцент химического факультета МГУ,  
кандидат педагогических наук,  
секретарь экспертной комиссии  
Российского совета олимпиад школьников

**Химия** : справочник для подготовки к ЕГЭ, олимпиадам и поступлению в вуз / В. В. Еремин, А. А. Дроздов, Е. В. Карпова, О. Н. Рыжова. — Москва : Эксмо, 2026. — 336 с. — (Полный справочник для поступающих в вузы).

ISBN 978-5-04-111656-9

Справочник предназначен для углублённого изучения химии и адресован старшеклассникам, абитуриентам и преподавателям химии в школе.

Теоретические сведения представлены в сжатой, концентрированной форме и написаны простым, доступным языком.

Весь материал книги разделён на три большие части: общая химия, неорганическая химия, органическая химия. В первой части рассмотрены теоретические основы химии, начиная со стехиометрии и заканчивая химической термодинамикой и кинетикой. В двух других разделах разобраны химия важнейших элементов и их соединений, а также свойства основных классов органических веществ.

Издание поможет учащимся подготовиться к тестированиям, включая ЕГЭ, олимпиадам и вступительным экзаменам (ДВИ). Книга будет также полезна учителям и репетиторам при организации учебного процесса и подготовке учебных материалов.

УДК 373.5:54  
ББК 24я721

ISBN 978-5-04-111656-9

© В. В. Еремин, А. А. Дроздов, Е. В. Карпова,  
О. Н. Рыжова, 2026  
© Оформление. ООО «Издательство «Эксмо», 2026

## ► ПРЕДИСЛОВИЕ

**П**редлагаемое справочное пособие написано преподавателями химического факультета Московского университета.

Весь материал разделён на три большие части: общая химия, неорганическая химия, органическая химия. В первой части рассмотрены теоретические основы химии, начиная со стехиометрии и заканчивая химической термодинамикой и кинетикой. Особое внимание уделено окислительно-восстановительным и кислотно-основным реакциям. В двух других разделах рассмотрены химия важнейших элементов и их соединений, а также основные классы органических веществ.

Уровень изложения материала доступен для большинства учащихся средней школы, при этом в каждой части есть и более сложные разделы, предназначенные для учащихся с хорошей базовой подготовкой. Справочное пособие не дублирует школьные учебники, а представляет материал в сжатой, концентрированной и многоуровневой форме.

Авторы имеют большой опыт участия в разнообразных испытаниях и аттестациях по химии, от тестовых до олимпиад высшего уровня, и поэтому хорошо понимают, какой именно материал необходим школьникам на том или ином уровне. Наша главная задача состояла в том, чтобы после изучения этого справочника вы стали лучше понимать химию.

Приятного и полезного чтения!

*Авторы*




# Часть I

## ОБЩАЯ ХИМИЯ

### Глава 1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ. СТЕХИОМЕТРИЯ

#### ► § 1.1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИИ. КЛАССИФИКАЦИЯ ВЕЩЕСТВ И РЕАКЦИЙ




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

**О**бъекты 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.

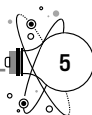
**Атом** — это наименьшая частица элемента в химических соединениях (определение 1860 года). Современное определение атома учитывает его строение.



**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 2026 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*.

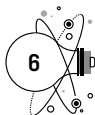
**Вещество** с точки зрения химии — это любая совокупность атомов (ионов) и молекул. *Вещества молекулярного строения* состоят из молекул. *Вещества немолекулярного строения* состоят из атомов или ионов, которые связаны друг с другом в бесконечные слои и каркасы. В этих веществах выделить отдельные молекулы 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. SiO<sub>2</sub>. 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. Простых веществ известно около 400. 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<sub>2</sub> и озон O<sub>3</sub>;
- элемент углерод C — простые вещества графит C, алмаз C, фуллерен C<sub>60</sub>;



- ▶ 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).

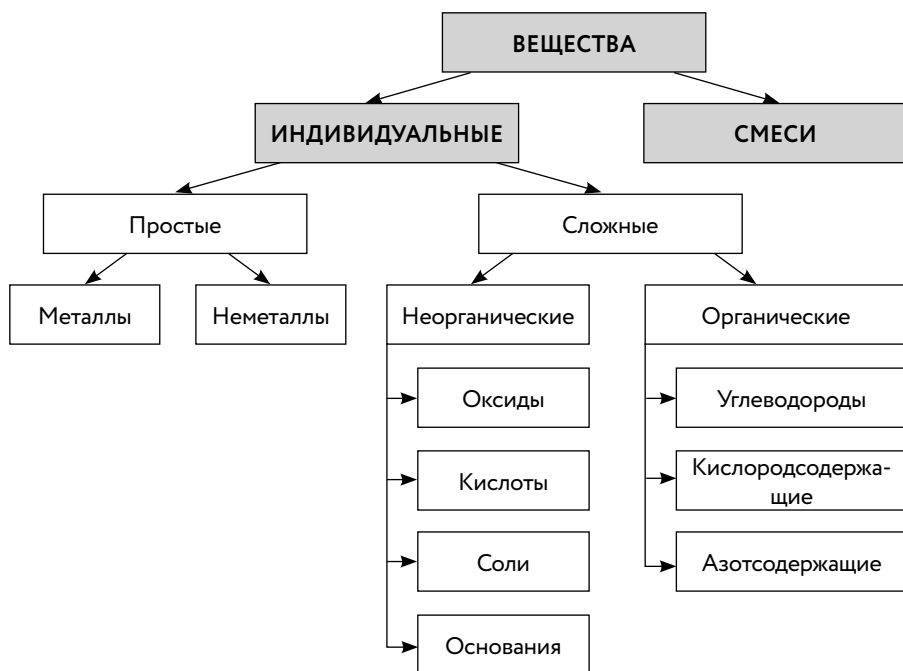


Схема 1.1. Общая классификация веществ

*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 определёнными 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.



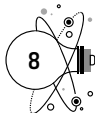
При химических реакциях атомы не изменяются и число атомов каждого элемента сохраняется.

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.

Таблица 1.1

### Классификация химических реакций

Признак	Типы реакций			
<b>Состав веществ</b>	Соединения $A + B = C$	Разложение $A = B + C$	Замещения $A + BC = AB + C$	Обмена $AB + CD = AC + BD$
<b>Агрегатное состояние веществ</b>	Гомогенные (протекают в одной фазе) $2H_2(r) + O_2(r) = 2H_2O(r)$		Гетерогенные (протекают на границе раздела фаз) $4FeS(тв) + 7O_2(r) = 2Fe_2O_3(тв) + 4SO_2(r)$	
<b>Изменение степени окисления элементов</b>	Окислительно-восстановительные (с изменением степени окисления) $2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3$		Обменные (без изменения степени окисления) $KOH + HCl = KCl + H_2O$	
<b>Обратимость</b>	Обратимые $H_2 + S \rightleftharpoons H_2S$		Необратимые $AgNO_3 + NaCl = AgCl\downarrow + NaNO_3$	
<b>Тепловой эффект</b>	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!**

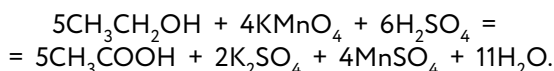
В уравнении химической реакции число атомов каждого элемента в левой и правой частях одинаково, что отражает закон сохранения массы веществ.

Химические реакции записывают с помощью уравнений и схем.

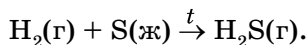
*Уравнение химической реакции* — запись реакции с помощью формул реагентов и продуктов с указанием их относительных количеств (в молях). Числа перед химическими формулами, которые указывают относительные количества веществ, называют *стехиометрическими коэффициентами*.

**ПРИМЕР**

Уравнение реакции окисления этанола подкисленным раствором перманганата калия:



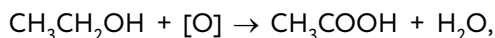
Иногда в уравнениях реакций указывают агрегатное состояние участников реакции, а над знаком равенства или стрелкой, связывающими левую и правую части уравнения, — условия проведения реакции (температура, давление, катализатор), например:



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 [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<sup>-1</sup> называют *постоянной Авогадро*.

Если образец содержит  $N$  частиц (молекул или формульных единиц) вещества, то количество вещества  $\nu$  (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  $^{12}\text{C}$ .

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

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.

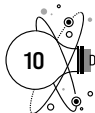
$$A_r = m(\text{атома}) / 1 \text{ а.е.м.}$$

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):

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

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

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

и, наоборот, зная количество вещества, найти массу:

$$m = \nu M.$$

**► § 1.2. ХИМИЧЕСКАЯ ФОРМУЛА И СПОСОБЫ ЕЁ ОПРЕДЕЛЕНИЯ**

Химическая формула отражает состав или строение вещества (табл. 1.2).

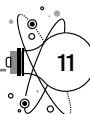


*Молекулярная формула* показывает число атомов каждого элемента в молекуле.

Она состоит из символов элементов и подстрочных индексов, указывающих число атомов данного элемента. Молекулярная формула описывает только вещества с молекулярным строением.



*Эмпирическая (простейшая) формула* показывает только простейшее соотношение между числом атомов разных элементов в веществе.



Для веществ немолекулярного строения эмпирическая формула описывает состав формульной единицы. Для веществ молекулярного строения молекулярная формула или совпадает с эмпирической, или кратна ей.

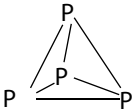
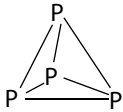
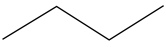
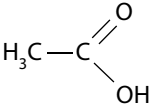
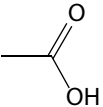
*Структурная формула указывает порядок соединения атомов в молекуле и число связей между атомами.*

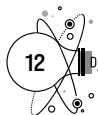


Структурные формулы пригодны только для описания веществ молекулярного строения и некоторых ионов. В органической химии часто используют сокращённые структурные (другое название — скелетные) формулы, в которых не показаны атомы углерода и связанные с ними атомы водорода. Они довольно компактны, но к ним нужно привыкнуть.

Таблица 1.2

### Примеры химических формул

Название вещества	Формула			
	молекулярная	эмпирическая	структурная	сокращённая структурная
Белый фосфор	$P_4$	P		
Углекислый газ (оксид углерода(IV))	$CO_2$	$CO_2$	$O=C=O$	$O=C=O$
Пероксид водорода	$H_2O_2$	HO	$H-O-O-H$	$HO-OH$
Карбонат кальция	—	$CaCO_3$	—	—
Бутан	$C_4H_{10}$	$C_2H_5$	$H_3C-CH_2-CH_2-CH_3$	
Уксусная кислота	$C_2H_4O_2$	$CH_2O$		



Рассмотрим общие способы определения молекулярных формул.

**Способ 1. По массовым долям элементов в веществе**

Обозначим формулу вещества  $A_x B_y C_z$ . По определению отношение индексов равно отношению числа атомов элементов, а последнее — отношению числа молей атомов:

$$x : y : z = N(A) : N(B) : N(C) = \nu(A) : \nu(B) : \nu(C).$$

Используя связь количества вещества с массой, можно записать:

$$x : y : z = \frac{m(A)}{M(A)} : \frac{m(B)}{M(B)} : \frac{m(C)}{M(C)}.$$

Но массы элементов в соединении прямо пропорциональны их массовым долям, поэтому окончательно находим:

$$x : y : z = \frac{\omega(A)}{M(A)} : \frac{\omega(B)}{M(B)} : \frac{\omega(C)}{M(C)}.$$

В этой формуле массовые доли элементов можно брать как в процентах, так и в долях единицы. Использование данной формулы продемонстрировано в примере 1.



**ВАЖНО ЗНАТЬ!**

По массовым долям можно определить только простейшую формулу. Для нахождения молекулярной формулы требуется дополнительная информация, например молярная масса.

**Способ 2. По массовым долям элементов в веществе и молярной массе**

Решение состоит из двух этапов.

1) По массовым долям найти простейшую формулу.

2) Найти молярную массу, соответствующую простейшей формуле.

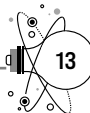
Отношение молярной массы вещества к молярной массе, соответствующей простейшей формуле, показывает, во сколько раз молекулярная формула больше простейшей.

Например, пусть молярная масса равна 78 г/моль, а простейшая формула вещества —  $CH$ .  $M(\text{вещества}) / M(CH) = 78 / 13 = 6$ . Молекулярная формула больше простейшей в 6 раз, т.е.  $C_6H_6$ .

Более подробно этот способ представлен в примере 2.

**Способ 3. По массе вещества и уравнению реакции**

Этот способ применяется, если известны масса вещества и его общая формула, например  $R_2O_7$  или  $C_n H_{2n-2}$ , но неизвестен конкретный элемент  $R$  или число атомов углерода  $n$  в гомологическом ряду. Тогда

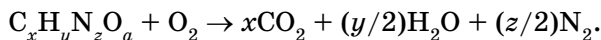


по уравнению реакции можно найти количество вещества, затем рассчитать его молярную массу  $M = m / \nu$  и по ней найти молекулярную формулу.

Этот способ рассмотрен в примерах 3 и 4.

#### Способ 4. По продуктам сгорания

Этот способ применяется для определения состава органических веществ. Рассмотрим полное сгорание вещества состава  $C_xH_yN_zO_a$ . Продукты сгорания — углекислый газ, вода и азот. Составим схему сгорания с коэффициентами перед продуктами (коэффициент при  $O_2$  не нужен):



Предположим, что мы знаем количества вещества продуктов (определили их по массе, объёму или уравнениям реакций), тогда по массам продуктов можно найти массы элементов — С, Н и N:  $\nu(C) = \nu(CO_2)$ ,  $\nu(H) = 2\nu(H_2O)$ ,  $\nu(N) = 2\nu(N_2)$ . Если в исходном веществе не было кислорода, то можно сразу найти простейшую формулу:

$$x : y : z = \nu(C) : \nu(H) : \nu(N).$$

Если же кислород имеется, то придётся найти массы элементов С, Н и N, затем найти массу и количество вещества элемента кислорода:

$$m(O) = m(C_xH_yN_zO_a) - m(C) - m(H) - m(N),$$

$$\nu(O) = m(O) / M(O)$$

и после этого определить простейшую формулу:

$$x : y : z : a = \nu(C) : \nu(H) : \nu(N) : \nu(O).$$

Этим способом можно определить только простейшую формулу, для молекулярной формулы необходима дополнительная информация.

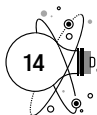
### ► § 1.3. ЗАКОН СОХРАНЕНИЯ МАССЫ. УРАВНЕНИЯ РЕАКЦИЙ

Один из основных законов химии — *закон сохранения массы*. Он был сформулирован в виде философской концепции великим русским учёным Михаилом Васильевичем Ломоносовым (1711–1765) в 1748 году и подтверждён экспериментально им самим в 1756 году и независимо от него французским химиком А. Л. Лавуазье в 1789 году.

**Масса всех веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе всех продуктов реакции.**



Закон сохранения массы подтверждает, что атомы являются неделимыми и при химических реакциях не изменяются. Молекулы при



реакции обмениваются атомами, но общее число атомов каждого вида не изменяется, и поэтому общая масса веществ в процессе реакции сохраняется.

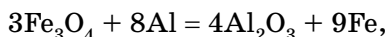
Неизменность числа атомов каждого вида в химических реакциях позволяет составлять химические уравнения, а последние можно использовать для расчёта массы или объёма продуктов реакции. Удобнее всего расчёты по химическим уравнениям проводить, используя количество вещества.

В основе расчётов по уравнениям реакции лежит следующий закон (основной закон химической стехиометрии):



**Отношение количеств реагирующих веществ (в молях) равно отношению соответствующих коэффициентов в уравнении реакции.**

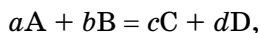
Например, для реакции алюмотермии, описываемой уравнением



количества веществ, участвующих в реакции, относятся как коэффициенты в уравнении:

$$v(\text{Fe}_3\text{O}_4) : v(\text{Al}) : v(\text{Al}_2\text{O}_3) : v(\text{Fe}) = 3 : 8 : 4 : 9.$$

В общем случае для реакции вида



где строчные буквы обозначают коэффициенты, а прописные — формулы веществ, количества веществ связаны соотношением:

$$\frac{v(A)}{a} = \frac{v(B)}{b} = \frac{v(C)}{c} = \frac{v(D)}{d}.$$

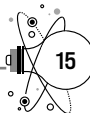


### ВАЖНО ЗНАТЬ!

Если даны массы нескольких реагентов, то расчёт масс остальных веществ ведут по тому из веществ, которое находится *в недостатке*, т.е. первым заканчивается в реакции.

Зная массу одного из участников реакции, можно найти его количество вещества по формуле  $v = m / M$ , затем по основному закону стехиометрии найти количества остальных веществ и их массы ( $m = v \cdot M$ ). Если в реакции участвуют газы, то их объём также можно рассчитать по уравнению реакции через количество вещества (см. § 1.4).

Общая схема расчётов масс или объёмов продуктов через массы или объёмы исходных веществ представлена на схеме 1.2.



Для того чтобы определить, какой из реагентов находится в недостатке, сравнивают их количества, делённые на стехиометрические коэффициенты:

$$\frac{\nu(A)}{a} \vee \frac{\nu(B)}{b}.$$

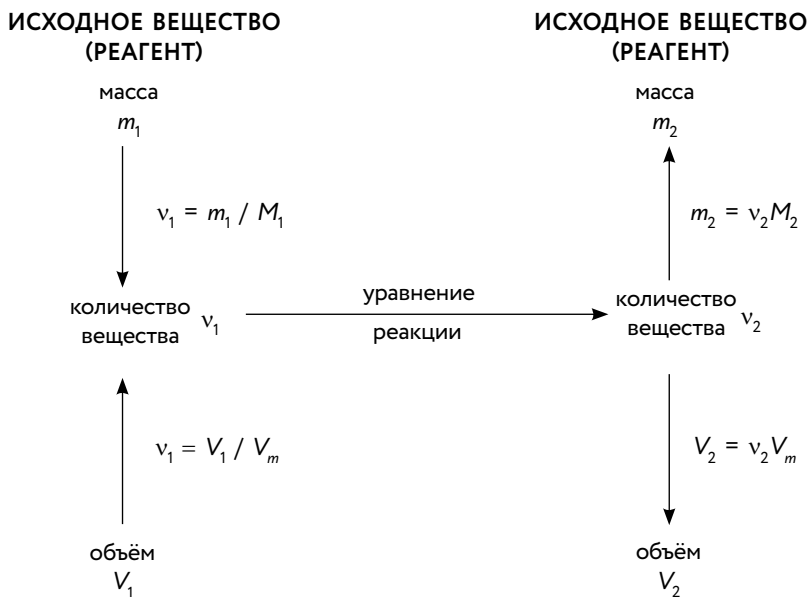


Схема 1.2. Расчёт масс или объёмов продуктов через массы или объёмы исходных веществ

Реагент, у которого это отношение наименьшее, израсходуется первым. Для расчёта по уравнению реакции надо использовать именно его количество вещества.

Количества веществ, которые точно соответствуют уравнению реакции, т.е. без избытка или недостатка, называют *стехиометрическими количествами*.

Некоторые реакции протекают не до конца. В таких случаях продуктов образуется меньше, чем рассчитано по уравнению реакции. Для характеристики полноты превращения используют специальную величину  $\eta$  — *выход продукта*, которая равна отношению реально полученного количества продукта к теоретически возможному, т.е. рассчитанному по уравнению реакции. Расчёт выхода можно проводить по количеству вещества продукта или по его массе:

$$\eta = \frac{V_{(\text{практ})}}{V_{(\text{теор})}} = \frac{m_{(\text{практ})}}{m_{(\text{теор})}}.$$