

О.Е. Саенко

# ХИМИЯ

УЧЕБНИК ДЛЯ КОЛЛЕДЖЕЙ  
Общеобразовательная подготовка

*Рекомендовано Научно-методическим советом Международного научного общественного объединения «МАИТ» в качестве учебника для подготовки по предметам общеобразовательного цикла в учреждениях среднего образования (рецензия РЭЗ 16-11 от 27.05.2016 г.)*

Издание 4-е

Ростов-на-Дону

ЕНИКС

2024

УДК 54(075.32)  
ББК 24я723  
КТК 15  
С14

Рецензент *Ю.Г. Бескровная*

**Саенко О.Е**

**С14** Химия : учебник для колледжей : общеобразовательная подготовка / О.Е. Саенко. — Изд. 4-е. — Ростов н/Д : Феникс, 2024. — 282, [1] с. — (Среднее профессиональное образование).

ISBN 978-5-222-39089-4

Учебник соответствует программе по химии для средних профессиональных учебных заведений на базе основного общего образования. В книге в доступной форме рассмотрены основы общей, неорганической и органической химии, описаны алгоритмы составления уравнений химических реакций, алгоритмы составления структурных формул веществ, приведено решение задач всех типов с конкретными примерами. Отличительной чертой учебника является наличие раздела, включающего необходимые для данного курса химии лабораторные работы, а также задания для самостоятельной работы, позволяющие закрепить полученные знания. Для самоконтроля в конце каждой главы даны вопросы и задачи.

Учебник предназначен для студентов техникумов, колледжей, обучающихся на базе основного общего образования. Книга также будет полезна преподавателям.

УДК 54(075.32)  
ББК 24я723

ISBN 978-5-222-39089-4

© О.Е. Саенко, 2017  
© Оформление, ООО «Феникс», 2021

# *Раздел I*

## **ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

### *Глава 1*

#### **Основные понятия и законы химии**

##### **§ 1. Основные понятия химии**

**Химией** называется наука о веществах, закономерностях их превращений и применении. В настоящее время известно более 100 тысяч неорганических и более 4 млн органических соединений.

Вещество и поле — две формы существования материи. *Веществом* называется особая форма существования материи, которая характеризуется собственной массой, т.е. массой покоя. Химия изучает главным образом вещество, организованное в атомы, молекулы, ионы и радикалы. *Поле* — форма существования материи, которая тесно связана с энергией. Посредством поля осуществляется взаимодействие между частицами вещества. Неотъемлемым свойством материи является движение.

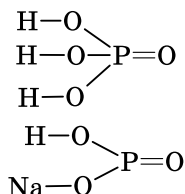
Все вещества состоят из молекул. *Молекула* — наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами. Современное определение молекулы: *молекула* — это электронейтральная совокупность атомов, связанных химическими связями согласно их валентности. Молекулы в свою очередь состоят из атомов. *Атом* — наименьшая частица химического элемента,

сохраняющая все его химические свойства. Атом также можно охарактеризовать как электронейтральную систему взаимодействующих элементарных частиц, состоящую из ядра (образованного протонами и нейтронами) и электронов. Характеристики *электрона*: масса покоя  $9,11 \cdot 10^{-31}$  кг, заряд  $-1,6022 \cdot 10^{-19}$  Кл (или в относительных единицах  $-1$ ). *Протон*  $Z$  имеет положительный заряд, равный по абсолютной величине заряду электрона ( $+1,6022 \cdot 10^{-19}$  Кл) и массу  $1,007276$  а. е. м. *Нейтрон*  $N$  — элементарная, не имеющая заряда, частица с массой  $1,008665$  а.е.м. Заряд ядра определяется числом входящих в него протонов. Так как масса электронов ничтожно мала, можно считать, что массу атома определяет масса ядра атома, т.е. сумма протонов и нейтронов. В ядрах атомов одного и того же элемента число нейтронов  $N$  может изменяться, что приводит к изменению массового числа. Атомы одного и того же элемента, имеющие различные массовые числа, называются *изотопами*. Примером являются изотопы водорода:  ${}^1_1\text{H}$  (протий),  ${}^2_1\text{H}$  (дейтерий),  ${}^3_1\text{H}$  (тритий). *Изобары*, наоборот, имеют равные массовые числа, например  ${}^{13}_6\text{C}$  и  ${}^{13}_7\text{N}$ . Процессы взаимопревращения атомов различных элементов получили названия *ядерных реакций*. Они бывают двух типов: самопроизвольные (радиоактивный распад атомов, самопроизвольное деление ядер тяжелых элементов) и искусственные. Радиоактивный распад атомов сопровождается явлением *радиоактивности* — самопроизвольным (независимым от внешних воздействий) испусканием невидимых лучей. Существует  $\alpha$ -излучение (поток ядер  ${}^4_2\text{He}$ ),  $\beta$ -излучение (поток электронов),  $\gamma$ -излучение (электромагнитные волны малой длины), а также позитронное ( $\beta^+$ -излучение).

Различают простые и сложные вещества. Простые вещества состоят из атомов одного и того же элемента:  $\text{H}_2$ ,  $\text{S}$ ,  $\text{Fe}$ . Молекулы сложных веществ состоят из атомов различных химических элементов:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Простые вещества могут существовать в нескольких аллотропных формах. *Аллотропия* — явление образования химическим элементом нескольких простых веществ, различающихся по строению и свойствам. Причиной аллотропии

может быть различное строение кристаллической решетки (алмаз и графит), а также различное количество атомов в молекуле (кислород  $O_2$  и озон  $O_3$ ).

*Химические свойства вещества* характеризуют их способность участвовать в химических реакциях, т.е. в превращениях одних веществ в другие. Для понимания этих свойств необходимо знать не только состав, но и строение веществ. Качественный и количественный состав вещества отражается химической формулой:  $H_3PO_4$ ,  $NaHCO_3$ . При написании химических формул используют символы химических элементов. Цифры, указывающие число атомов, называются индексами, в молекуле фосфорной кислоты  $H_3PO_4$  индексами являются цифры 3 (число атомов водорода) и 4 (число атомов кислорода). Строение вещества можно отразить в структурной формуле, где с помощью линий указывается число химических связей между атомами:



Число связей определяется валентностью атомов, входящих в состав молекулы. *Валентность элемента* — это способность его атомов соединяться с другими атомами в определенных соотношениях.

*Химический элемент* — это вид атомов, характеризующийся определенными зарядами ядер и строением электронных оболочек. Каждый элемент имеет свое название и свой символ. Наименование и символ позволяют, как уже было сказано, описать состав любого вещества химической формулой. Символы химических элементов приведены в периодической таблице Д.И. Менделеева.

Для количественных характеристик химических процессов используют атомные и молекулярные массы. Абсолютные атомные и молекулярные массы очень малы, поэтому принята более удобная единица — *атомная единица массы а.е.м. или углеродная единица у.е.*,

равная  $1/_{12}$  массы изотопа  $^{12}\text{C}$  — основного изотопа природного углерода.

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

*Относительной атомной массой* ( $A_r$ ) называется безразмерная величина, равная отношению средней массы атома элемента (с учетом процентного содержания изотопов в природе) к  $1/_{12}$  массы атома  $^{12}\text{C}$ . Значение относительной атомной массы указывается в периодической системе Д.И. Менделеева.

*Средняя абсолютная масса атома* ( $m$ ) равна относительной атомной массе, умноженной на а.е.м.

$$A_{r(\text{Mg})} = 24,312$$

$$m_{(\text{Mg})} = 24,312 \cdot 1,66057 \cdot 10^{-24} = 4,037 \cdot 10^{-23} \text{ г.}$$

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

$$M_r = \frac{m_M}{\frac{1}{12} m_a(^{12}\text{C})},$$

где  $m_M$  — масса молекулы данного вещества;

$m_a(^{12}\text{C})$  — масса атома углерода  $^{12}\text{C}$ .

Относительная молекулярная масса вещества равна сумме относительных атомных масс всех элементов с учетом индексов.

$$M_r = \sum A_r(\text{э}).$$

### Примеры.

$$\begin{aligned} M_r(\text{B}_2\text{O}_3) &= 2 \cdot A_r(\text{B}) + 3 \cdot A_r(\text{O}) = \\ &= 2 \cdot 11 + 3 \cdot 16 = 70 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} M_r(\text{KAl}(\text{SO}_4)_2) &= 1 \cdot A_r(\text{K}) + 1 \cdot A_r(\text{Al}) + \\ &+ 1 \cdot 2 \cdot A_r(\text{S}) + 2 \cdot 4 \cdot A_r(\text{O}) = \\ &= 1 \cdot 39 + 1 \cdot 27 + 1 \cdot 2 \cdot 32 + 2 \cdot 4 \cdot 16 = 258. \end{aligned}$$

*Абсолютная масса молекулы* равна относительной молекулярной массе, умноженной на а.е.м.

Число атомов и молекул в обычных образцах веществ очень велико, поэтому при характеристике количества вещества используют специальную единицу измере-

ния — моль. *Количество вещества* означает определенное число структурных элементов (молекул, атомов, ионов). Обозначается  $n$ , измеряется в моль. Моль — количество вещества, содержащее столько же частиц, сколько содержится атомов в 12 г углерода  $C_{12}$ .

*Число Авогадро ( $N_A$ )*. Количество частиц в 1 моль любого вещества одно и то же и равно  $6,02 \cdot 10^{23}$  моль<sup>-1</sup>.

### Пример.

Сколько молекул содержится в 6,4 г серы?

Молекулярная масса серы равна 32 г / моль. Определяем количество г/моль вещества в 6,4 г серы:

$$n(s) = \frac{m_s}{M_s} = \frac{6,4}{32} = 0,2 \text{ моль.}$$

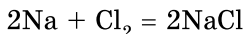
Определим число структурных единиц (молекул), используя постоянную Авогадро  $N_A$

$$N(s) = n(s) \cdot N_A = 0,2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 1,2 \cdot 10^{23}.$$

*Молярная масса* показывает массу 1 моля вещества (обозначается  $M$ ).

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

Молярная масса вещества равна отношению массы вещества к соответствующему количеству вещества  $n$  (числу молей вещества). Молярная масса вещества численно равна его относительной молекулярной массе, однако первая величина имеет размерность г/моль, а вторая — безразмерная. Это означает, что если масса некоторой молекулы равна, например, 80 г ( $SO_3$ ), то и масса одного моля молекул равна 80 г. Все утверждения относительно молекул остаются справедливыми для молей. Например, уравнение реакции



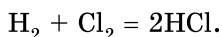
означает, что два атома натрия реагируют с одной молекулой хлора или, что одно и то же, два моль натрия реагируют с одним молем хлора.

Вещества могут вступать в химические реакции различных видов. В данном разделе мы рассмотрим виды

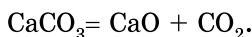
химических реакций, идущих с участием неорганических веществ. Существует несколько классификаций химических реакций.

По числу и составу исходных веществ и продуктов реакции химические реакции можно разделить на следующие типы:

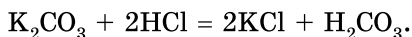
1. Реакции соединения, в результате которых из исходных веществ получается одно новое вещество



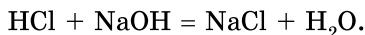
2. Реакции разложения, в результате которых из исходного вещества образуются два или более новых веществ:



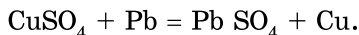
3. Реакции обмена, в течение которых происходит обмен атомами, входящими в состав молекулы. Обмен наиболее характерен для ионных реакций:



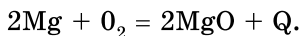
К реакциям обмена относится и реакция нейтрализации:



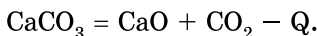
4. Реакции замещения, в результате которых происходит замещение одних атомов, содержащихся в молекуле, на другие. В данную реакцию вступают одно сложное и одно простое вещество. В результате этой реакции образуется новое простое и сложное вещества:



В зависимости от теплового эффекта реакции подразделяются на экзотермические и эндотермические. Экзотермическими называют реакции, протекающие с выделением энергии:



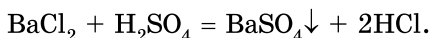
Реакции, сопровождающиеся поглощением энергии, называют эндотермическими:



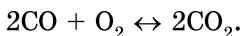


Выделение или поглощение энергии может быть обозначено в уравнении реакции соответственно знаком  $+Q$  или  $-Q$ . Реакции разложения обычно протекают с поглощением энергии, а присоединения — с выделением энергии.

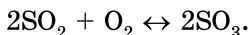
По обратимости реакции различают необратимые и обратимые реакции. Необратимые реакции протекают до полного превращения исходных веществ в продукты:



Обратимые реакции протекают как в сторону получения продуктов реакции, так и в сторону получения исходных веществ:



Важно отметить, что по разным признакам одна и та же реакция может быть отнесена одновременно к нескольким типам, например



Эта реакция относится к реакциям: соединения, экзотермическим, окислительно-восстановительным, каталитическим и обратимым.

## § 2. Основные законы химии

### Основные положения атомно-молекулярного учения

1. Все вещества состоят из молекул, которые находятся в непрерывном самопроизвольном тепловом движении, называемом броуновским движением.
2. Чем больше температура тела, тем интенсивнее движение частиц вещества.
3. Между молекулами имеются промежутки: у газов — самые большие, у твердых веществ — самые маленькие.
4. Молекулы состоят из атомов.
5. Между молекулами и атомами существуют силы притяжения и отталкивания.

6. Не во всех случаях частицы, образующие вещества, представляют собой молекулы. Многие вещества в твердом и жидком состоянии, например соли, имеют не молекулярную, а ионную структуру.

### **Закон сохранения массы веществ**

(М.В. Ломоносов, 1748 г.; А. Лавуазье, 1789 г.)

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

Атомно-молекулярное учение этот закон объясняет следующим образом: в результате химических реакций атомы не исчезают и не возникают, а происходит их перегруппировка (т.е. 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 остается неизменным, то их общая масса также изменяться не должна. Под массой понимали величину, характеризующую количество материи.

Исходя из закона сохранения массы, можно составлять уравнения химических реакций и по ним производить расчеты. Этот закон является основой количественного химического анализа.

### **Составление химических уравнений**

Химическое уравнение является записью происходящей химической реакции. Написание уравнения включает три этапа:

1. Запись формул веществ, вступивших в реакцию (слева) и продуктов реакции (справа), соединив их по смыслу знаками “+” и “=”:



2. Подбор стехиометрических коэффициентов для каждого вещества так, чтобы количество атомов каждого элемента в левой и правой части уравнения было одинаково:



Стехиометрические коэффициенты показывают число молекул (моль вещества), участвующих в химической реакции.

3. Проверка числа атомов каждого элемента в левой и правой частях уравнения.

### Расчеты по химическим уравнениям

Расчеты по химическим уравнениям (стехиометрические расчеты) также основаны на законе сохранения массы веществ. В реальных химических процессах из-за неполного протекания реакций и потерь масса продуктов обычно меньше теоретически рассчитанной. *Выходом реакции* ( $\omega_{\text{вых}}$ ) называют отношение реальной массы продукта ( $m_p$ ) к теоретически возможной ( $m_r$ ), выраженное в долях единицы или в процентах.

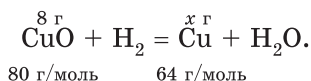
$$\omega_{\text{вых}} = \frac{m_p}{m_r} \cdot 100\%.$$

Если в условиях задач выход продуктов реакции не указан, его в расчетах принимают за 100% (количественный выход).

#### Пример 1.

Сколько граммов меди образуется при восстановлении 8 г оксида водородом, если выход реакции составил 82% от теоретического?

Решение.



1. Рассчитаем теоретический выход меди по уравнению реакции:

80 г (1 моль) CuO при восстановлении может образовать 64 г (1 моль) Cu;

8 г CuO при восстановлении может образовать X г Cu

$$X = \frac{8 \cdot 64}{80} = 6,4.$$

2. Определим, сколько граммов меди образуется при 82% -ном выходе продукта:

6,4 г — 100% -ный выход (теоретический)

Y г — 82%

$$Y = \frac{6,4 \cdot 82}{100} = 5,25 \text{ г.}$$

При решении производственных задач часто приходится сталкиваться с тем, что исходные вещества загрязнены различными примесями. Содержание примесей указывает массовая доля примеси  $\omega_{\text{прим}}$ . Массовые доли примеси и чистого вещества могут указываться в долях единицы или в процентах. В сумме они составляют единицу, или 100%.

### Пример 2.

Определите выход реакции получения вольфрама методом алюминотермии, если из 33,14 г концентрата руды, содержащей  $\text{WO}_3$  и невосстанавливающиеся примеси (массовая доля примесей 0,3) было получено 12,72 г металла.

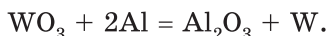
Решение.

- 1) Определим массу (г)  $\text{WO}_3$  (чистого вещества) в 33,14 г концентрата руды.

$$\omega(\text{WO}_3) = 1,0 - \omega_{\text{прим}} = 1,0 - 0,3 = 0,7$$

$$m(\text{WO}_3) = \omega(\text{WO}_3) \cdot m_{\text{руды}} = 0,7 \cdot 33,14 = 23,2 \text{ г.}$$

- 2) Определим теоретический выход вольфрама в результате восстановления 23,2 г  $\text{WO}_3$  порошком алюминия.



При восстановлении 232 г (1 г/моль)  $\text{WO}_3$  образуется 187 г (1 г/моль) W.

Из 23,2 г  $\text{WO}_3$  — X г W

$$X = \frac{23,2 \cdot 187}{232} = 18,7 \text{ г W.}$$

- 3) Рассчитаем практический выход вольфрама:  
 18,7 г W — 100%  
 12,72 г W — Y%

$$Y = \frac{12,73 \cdot 100}{18,7} = 68\%.$$

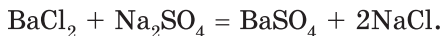
В некоторых задачах изначально даны две массы или два объема реагирующих веществ. В этом случае для расчета следует брать то вещество, которое находится

в недостатке, так как оно полностью расходуется в результате реакции.

### Пример 3.

Сколько граммов осадка сульфата бария образуется при слиянии растворов, содержащих 20,8 г хлорида бария и 18,0 г сульфата натрия?

Решение.



1. Предварительно определяют, какое из двух исходных веществ находится в недостатке. Обозначим исходное количество граммов  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  через  $X$ . По уравнению реакции с учетом стехиометрических коэффициентов) 208 г (1 моль)  $\text{BaCl}_2$  реагирует со 132 г (1 моль)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ;

20,8 г – с  $X$  г

$$X = \frac{20,8 \cdot 132}{208} = 13,2 \text{ г } \text{Na}_2\text{SO}_4.$$

Мы установили, что на реакцию с 20,8 г  $\text{BaCl}_2$  затратится 13,2 г  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , а дано 18,0 г. Таким образом, сульфат натрия взят в реакцию в избытке и дальнейшие вычисления следует вести по  $\text{BaCl}_2$ , взятому в недостатке.

Расчет можно упростить, рассчитав количество молей веществ, вступающих в реакцию:

$$n(\text{BaCl}_2) = \frac{m}{M} = \frac{20,8}{208} = 0,1 \text{ моль}$$

$$n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{m}{M} = \frac{18}{132} = 0,137 \text{ моль}.$$

Как видно из данного расчета, количество молей хлорида бария меньше.

2. Определяем количество граммов выпавшего осадка  $\text{BaSO}_4$ .

208 г (1 моль)  $\text{BaCl}_2$  образует 233 г (1 моль)  $\text{BaSO}_4$ ;

20,8 г –  $Y$  г

$$Y = \frac{233 \cdot 20,8}{208} = 23,3 \text{ г}.$$

## Закон постоянства состава

Впервые сформулировал 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.

CuS — сульфид меди.  $m(\text{Cu}) : m(\text{S}) =$   
 $= A_r(\text{Cu}) : A_r(\text{S}) = 64 : 32 = 2 : 1.$

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

$$\omega_{(\text{э})} = \frac{n \cdot A_r(\text{э})}{M_r},$$

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. Приведем алгоритм решения подобных задач: Пусть в состав молекулы вещества входят три элемента А, В, С. Для нахождения простейшей формулы:

1. Обозначают формулу соединения  $A_x B_y C_z$ .
2. Рассчитывают отношение  $X : Y : Z$  через массовые доли элементов:

$$\begin{aligned}\omega_{(A)} &= (x \cdot A_{r(A)}) / M_r(A_x B_y C_z) \\ \omega_{(B)} &= (y \cdot A_{r(B)}) / M_r(A_x B_y C_z) \\ \omega_{(C)} &= (z \cdot A_{r(C)}) / M_r(A_x B_y C_z).\end{aligned}$$

Отсюда

$$\begin{aligned}X &= (\omega_{(A)} \cdot M_r) / A_{r(A)} \\ Y &= (\omega_{(B)} \cdot M_r) / A_{r(B)} \\ Z &= (\omega_{(C)} \cdot M_r) / A_{r(C)}.\end{aligned}$$

Если не дана молярная масса соединения, число молей атомов элементов рассчитывают по следующей формуле, учитывая, что массовая доля элемента показывает, сколько граммов данного элемента содержится в 100 г вещества:

$$x : y : z = (\omega_{(A)} / A_{r(A)}) : (\omega_{(B)} / A_{r(B)}) : (\omega_{(C)} / A_{r(C)}).$$

- Полученные цифры делят на наименьшее число для получения целых чисел X, Y, Z.
- Записывают формулу соединения.

### Пример.

Определить молекулярную формулу вещества, содержащего в составе молекулы 2,05% водорода, 32,65% серы, 65,3% кислорода.

Решение.

Обозначим химическую формулу вещества



Найдем число молей атомов каждого элемента

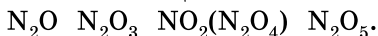
$$\begin{aligned}X &= \omega_{(H)} / A_{r(H)} = 2,05 / 1 \approx 2 \\ Y &= \omega_{(S)} / A_{r(S)} = 32,65 / 32 \approx 1 \\ Z &= \omega_{(O)} / A_{r(O)} = 65,3 / 16 \approx 4.\end{aligned}$$

Данное вещество – серная кислота  $H_2SO_4$ .

### Закон кратных отношений

(Д. Дальтон, 1803 г.)

Если два химических элемента дают несколько соединений, то весовые доли одного и того же элемента в этих соединениях, приходящиеся на одну и ту же весовую долю второго элемента, относятся между собой как небольшие целые числа.



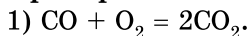
Числа атомов кислорода в молекулах этих соединений, приходящиеся на два атома азота, относятся между собой как 1 : 3 : 4 : 5.

### **Закон объемных отношений** (Ж. Гей-Люссак, 1808 г.)

Объемы газов, вступающих в химические реакции, и объемы газов, образующихся в результате реакции, относятся между собой как небольшие целые числа.

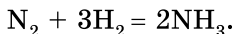
*Следствие.* Стехиометрические коэффициенты в уравнениях химических реакций для молекул газообразных веществ показывают, в каких объемных отношениях реагируют или получаются газообразные вещества.

#### **Примеры.**



При окислении двух объемов оксида углерода (II) одним объемом кислорода образуется 2 объема углекислого газа, т.е. объем исходной реакционной смеси уменьшается на 1 объем.

2) При синтезе аммиака из элементов:



Один объем азота реагирует с тремя объемами водорода; образуется при этом 2 объема аммиака — объем исходной газообразной реакционной массы уменьшится в 2 раза.

### **Закон А. Авогадро (1811 г.)**

В равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температура, давление и т.д.) содержится одинаковое число молекул.

Закон справедлив только для газообразных веществ.

#### *Следствия.*

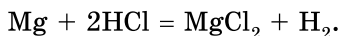
1. Одно и то же число молекул различных газов при одинаковых условиях занимает одинаковые объемы.
2. При нормальных условиях ( $0\text{ }^\circ\text{C} = 273\text{ }^\circ\text{K}$ ,  $1\text{ атм} = 101,3\text{ кПа}$ ) 1 моль любого газа занимает объем 22,4 л.



### Пример 1.

Какой объем водорода при н.у. выделится при растворении 4,8 г магния в избытке соляной кислоты?

Решение.



При растворении 24 г (1 моль) магния в HCl выделилось 22,4 л (1 моль) водорода;

При растворении 4,8 г магния — X л водорода.

$$X = \frac{4,8 \cdot 22,4}{24} = 4,48 \text{ л водорода.}$$

### Пример 2.

3,17 г хлора занимают объем, равный 1 л (при н.у.). Вычислите по этим данным молекулярную массу хлора.

Решение.

Находим массу 22,4 л (1 моля)  $\text{Cl}_2$ .

1 л занимают 3,17 г  $\text{Cl}_2$

22,4 л/моль — X г/моль  $\text{Cl}_2$

$$X = 3,17 \cdot 22,4 = 71 \text{ г/моль.}$$

Следовательно, молекулярная масса хлора — 71 г/моль.

Из закона Авогадро следует, что два различных газа одинаковых объемов при одинаковых условиях, хотя и содержат одинаковое число молекул, имеют неодинаковые массы: масса одного газа во столько раз больше массы другого газа, во сколько раз относительная молекулярная масса первого газа больше, чем относительная молекулярная масса второго газа, т.е. плотности газов относятся как их относительные молекулярные массы

*Относительная плотность газов D* показывает, во сколько раз 1 моль одного газа тяжелее (или легче) 1 моля другого газа.

$$D_{B(A)} = \frac{\rho_B}{\rho_A} = \frac{M_B}{M_A},$$

где  $\rho_A$  — плотность первого газа, относительно которого считается относительная плотность

$\rho_B$  — плотность второго газа, для которого считается относительная плотность

Чаще всего для расчетов используют относительную плотность различных газов относительно водорода или воздуха  $D_{H_2}$ ,  $D_{возд}$ .

*Средняя молекулярная масса смеси газов* равна общей массе смеси, деленной на общее число молей:

$$M_{\text{ср}} = (m_1 + \dots + m_n) / (n_1 + \dots + n_n) = (M_1 \cdot V_1 + \dots + M_n \cdot V_n) / (n_1 + \dots + n_n).$$

### Пример 3.

Плотность некоторого газообразного вещества по водороду равна 17. Чему равна его плотность по воздуху ( $M_{\text{ср.}} = 29$ ).

Решение.

$$D_{H_2} = \frac{M_{\text{в-ва}}}{M_{H_2}} = \frac{M_{\text{в-ва}}}{2}$$

$$M_{\text{в-ва}} = 2DH_2 = 34$$

$$D_{\text{возд}} = M_{\text{в-ва}} / M_{\text{возд. ср}} = 34 / 29 = 1,17.$$

### Пример 4.

Определите плотность по воздуху смеси азота, аргона и углекислого газа, если массовые доли компонентов составляли 15, 50 и 35% соответственно.

Решение.

$$D_{\text{смеси (по воздуху)}} = M_{\text{смеси}} / M_{\text{возд.}} = M_{\text{смеси}} / 29$$

$$M_{\text{смеси}} = (15 \cdot 28 + 50 \cdot 40 + 35 \cdot 44) / 100 = (420 + 2000 + 1540) / 100 = 39,6$$

$$D_{\text{смеси (по воздуху)}} = M_{\text{смеси}} / 29 = 39,6 / 29 = 1,37.$$

**Объединенный газовый закон** представляет собой объединение трех независимых частных газовых законов: Гей-Люссака, Шарля, Бойля–Мариотта, уравнение, которое можно записать так:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}.$$

И наоборот, из объединенного газового закона при  $P = \text{const}$  ( $P_1 = P_2$ ) можно получить закон Гей-Люссака:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2},$$

при  $T = \text{const}$  ( $T_1 = T_2$ ) закон Бойля–Мариотта:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2,$$

при  $V = \text{const}$  закон Шарля:

$$P_1 / T_1 = P_2 / T_2.$$

### Уравнение Клапейрона–Менделеева

Если записать объединенный газовый закон для любой массы любого газа, то получается уравнение Клапейрона–Менделеева:

$$pV = \frac{m}{M} \cdot RT,$$

где  $m$  — масса газа;  $M$  — молекулярная масса;  $p$  — давление;  $V$  — объем;  $T$  — абсолютная температура ( $^{\circ}\text{K}$ );  $R$  — универсальная газовая постоянная (8,314 Дж/(моль  $\cdot$  К) или 0,082 л атм/(моль  $\cdot$  К)).

Для данной массы конкретного газа отношение  $\frac{m}{M}$  постоянно, поэтому из уравнения Клапейрона–Менделеева получается объединенный газовый закон.

#### Пример.

Какой объем займет при температуре 17  $^{\circ}\text{C}$  и давлении 250 кПа оксид углерода (II) массой 84 г?

Решение.

Количество моль CO равно:

$$n_{(\text{CO})} = \frac{m(\text{CO})}{M(\text{CO})} = \frac{84}{28} = 3 \text{ моль.}$$

Объем CO при н.у. составляет

$$3 \cdot 22,4 \text{ л} = 67,2 \text{ л.}$$

## ОТВЕТЫ

### Раздел I

#### Глава 1

9. 6 л; 6 л.

#### Глава 4

5. 125 раз.

6. 243.

7. 2.

8. 1 мин.

10.  $[\text{H}_2] = 0,005$  моль/л;  $[\text{I}_2] = 0,005$  моль/л;  $K_p = 0,028$ .

#### Глава 5

1. 4,84 М.

2. 10%.

3. 6,7 г.

#### Глава 6

5. 0,8 г.

6. 13 с.

#### Глава 7

6. К.

7. 67,8%.

#### Глава 8

5. 61,7% ZnS и 38,3% FeS<sub>2</sub>.

6. 0,56 л; 2,72 мл H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

12. 17,8 г.

13. 45%.

15. 5,9 л.

### Раздел II

#### Глава 2

2. C<sub>6</sub>H<sub>14</sub>.

3. C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>.

4. 0,08 моль CH<sub>3</sub>Cl.

**Содержание**  
**Раздел I**  
**Общая и неорганическая химия**

|  |           |
|--|-----------|
| <b>Глава 1. Основные понятия и законы химии</b> .....  | <b>3</b>  |
| § 1. Основные понятия химии. ....  | 3         |
| § 2. Основные законы химии . ....  | 9         |
| § 3. Основные классы неорганических соединений ....  | 21        |
| <b>Глава 2. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева в свете современных представлений о строении атома</b> ..... | <b>33</b> |
| § 1. Строение атома .....  | 33        |
| § 2. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева.....  | 40        |
| § 3. Периодические и непериодические свойства элементов и их соединений .....  | 43        |
| <b>Глава 3. Химическая связь. Строение вещества</b> ....   | <b>47</b> |
| § 1. Ковалентная связь. Механизмы образования ковалентной связи .....  | 47        |
| § 2. Ионная связь. Степень окисления элементов в сложных веществах, правила ее нахождения.....                                       | 50        |
| § 3. Металлическая и водородная связь .....  | 53        |
| § 4. Вещества молекулярного и немолекулярного (кристаллического) строения. Типы кристаллических решеток .....                        | 56        |
| <b>Глава 4. Закономерности протекания химических реакций</b> .....   | <b>61</b> |
| § 1. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.....  | 61        |
| § 2. Химическое равновесие. Принцип Ле Шателье ....  | 65        |

|   |     |
|---|-----|
| <b>Глава 5. Растворы</b> .....                                      | 71  |
| § 1. Характеристики растворов. Концентрация растворов .....         | 71  |
| § 2. Теория электролитической диссоциации. pH.....                  | 74  |
| § 3. Реакции ионного обмена .....                                   | 79  |
| § 4. Гидролиз солей .....   | 80  |
| <b>Глава 6. Окислительно-восстановительные реакции</b> .....        | 85  |
| § 1. Типы окислительно-восстановительных реакций .....              | 85  |
| § 2. Метод электронного и электронно-ионного баланса .....          | 86  |
| § 3. Электролиз .....   | 92  |
| <b>Глава 7. Химия металлов</b> .....                                | 99  |
| § 1. Общие свойства металлов .....                                  | 99  |
| § 2. Коррозия металлов и защита от коррозии.....                    | 103 |
| § 3. Металлы главных подгрупп 1–3 групп периодической системы ..... | 106 |
| § 4. Металлы побочных подгрупп (хром, медь, железо) .....           | 116 |
| <b>Глава 8. Химия неметаллических элементов</b> .....               | 124 |
| § 1. Общие сведения о неметаллах.....                               | 124 |
| § 2. Подгруппа галогенов.....                                       | 125 |
| § 3. Подгруппа кислорода.....                                       | 131 |
| § 4. Подгруппа азота.....   | 138 |
| § 5. Подгруппа углерода.....  | 146 |

## *Раздел II*

### **Органическая химия**

|   |     |
|---|-----|
| <b>Глава 1. Основные понятия</b> .....  | 154 |
| § 1. Типы углеродных скелетов. Виды функциональных групп .....                | 154 |
| § 2. Теория химического строения органических соединений А.М. Бутлерова ..... | 159 |
| § 3. Изомерия .....   | 160 |

|  |            |
|--|------------|
| <b>Глава 2. Углеводороды.....</b>                                    | <b>163</b> |
| § 1. Предельные углеводороды (алканы) .....                          | 163        |
| § 2. Непредельные углеводороды<br>(алкены и алкадиены) .....         | 173        |
| § 3. Непредельные углеводороды (алкины) .....                        | 184        |
| § 4. Ароматические углеводороды .....                                | 188        |
| § 5. Природные источники углеводов .....                             | 198        |
| <b>Глава 3. Кислородсодержащие органические<br/>соединения.....</b>  | <b>206</b> |
| § 1. Спирты, фенолы.....   | 206        |
| § 2. Альдегиды и кетоны.....   | 216        |
| § 3. Карбоновые кислоты.....   | 220        |
| § 4. Простые и сложные эфиры. Жиры. Мыла.....                        | 223        |
| § 5. Углеводы.....   | 226        |
| <b>Глава 4. Азотсодержащие соединения .....</b>                      | <b>237</b> |
| § 1. Амины .....   | 237        |
| § 2. Аминокислоты .....  | 243        |
| § 3. Белки.....  | 247        |
| <b>Глава 5. Синтетические высокомолекулярные<br/>соединения.....</b> | <b>253</b> |
| § 1. Понятие о полимерах.....  | 253        |
| § 2. Искусственные полимеры и синтетические<br>волокна .....         | 258        |

### **Раздел III**

#### **Лабораторные работы**

|  |     |
|--|-----|
| § 1. Реакции ионного обмена .....  | 264 |
| § 2. Испытание растворов солей индикаторами.<br>Гидролиз солей.....  | 265 |
| § 3. Общие свойства металлов. Свойства оксидов<br>и гидроксидов железа, хрома и меди .....                     | 267 |
| § 4. Окислительные свойства хроматов.<br>Качественные реакции на ионы<br>железа ( $Fe^{+2}$ , $Fe^{+3}$ )..... | 269 |

|   |     |
|---|-----|
| § 5. Качественные реакции на хлорид-, сульфат-, фосфат- и карбонат-ионы. ....                         | 270 |
| § 6. Получение этилена. Изучение его свойств.....   | 271 |
| § 7. Взаимодействие стирола с бромной водой и перманганатом калия. Изучение свойств полистирола ..... | 272 |
| § 8. Химические свойства спиртов и фенолов .....  | 273 |
| § 9. Химические свойства карбоновых кислот .....  | 273 |
| § 10. Химические свойства глюкозы, сахарозы, крахмала .....   | 274 |
| § 11. Изучение свойств белков .....   | 275 |
| § 12. Свойства пластмасс и химических волокон.....  | 276 |
| Ответы .....  | 278 |
| Литература .....  | 279 |



Учебное издание

**Саенко Ольга Евгеньевна**

**ХИМИЯ.**

**УЧЕБНИК ДЛЯ КОЛЛЕДЖЕЙ**

**Общеобразовательная подготовка**

Ответственный редактор *А.А. Боровиков*

Технический редактор *Г.А. Логвинова*

Формат 84×108/32. Бум. типографская № 2.

Усл. печ. л. 15,12. Тираж 1500 экз.

Зак. № .

Издатель и Изготовитель: ООО «Феникс»

Юр. и факт. адрес: 344011, Россия, Ростовская обл.,

г. Ростов-на-Дону, ул. Варфоломеева, 150.

Тел./факс: (863) 261-89-50, 261-89-59.

Изготовлено в России. Дата изготовления: 08.2023.

Срок годности не ограничен.

Отпечатано в АО «Первая Образцовая типография»

филиал «УЛЬЯНОВСКИЙ ДОМ ПЕЧАТИ»

432980, Россия, Ульяновская обл.,

г. Ульяновск, ул. Гончарова, 14.