



# **ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ**

I. Закон сохранения массы.

Был открыт М. В. Ломоносовым и сформулирован А. Лавуазье (1777):

Масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.

Этот закон является одним из основных стехиометрических законов химии.

**Стехиометрия** – раздел химии, в котором рассматриваются массовые и объемные соотношения между реагирующими веществами, вывод химических формул и составление уравнений химических реакций.

## II. Закон постоянства состава вещества.

Сформулирован Ж.-Л. Прустом в 1799г.:

Всякое чистое вещество независимо от способа его получения всегда имеет постоянный качественный и количественный состав.

Однако уже в начале XIX в. К. Бертолле показал, что элементы могут соединяться друг с другом в разных соотношениях в зависимости от массы реагирующих веществ.

Современная формулировка закона постоянства состава вещества:

Состав соединений молекулярной структуры является постоянным независимо от способа их получения. Состав соединений немолекулярной структуры (с атомной, ионной или металлической кристаллической решеткой) не является постоянным и зависит от способа их получения.

Вещества постоянного состава называют **дальтонидами** в честь английского физика и химика Дж. Дальтона, а вещества переменного состава – **бертоллидами** в честь французского химика К. Бертолле.

### III. ГАЗОВЫЕ ЗАКОНЫ

#### 1) Закон Авогадро.

Сформулирован А. Авогадро в результате проведения многочисленных экспериментов:

В равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) содержится одинаковое число молекул.

**Постоянная Авогадро** ( $N_A$ ) – число атомов или молекул (или других формульных единиц), содержащихся в одном моле вещества;

$$N_A = 6,022 * 10^{23} \text{ моль}^{-1}$$

Из закона Авогадро вытекают 2 следствия:

1 следствие - Один моль любого газа при одинаковых условиях занимает один и тот же объем. Этот объем называется молярный объем и обозначается буквой  $V_m$ , при нормальных условиях

$$V_m = 22,4 \text{ л / моль}$$

Нормальными условиями (н.у.) для газов считаются:

$$P_0 = 1 \text{ атм.} = 101325 \text{ Па} = 760 \text{ мм. рт. ст.}$$

$$T_0 = 273,15 \text{ К} = 0^\circ\text{C}$$

2 следствие - Массы двух разных газов, занимающих одинаковый объем при одинаковых условиях, относятся между собой как их молярные массы

Отношение масс двух газов, занимающих равный объем при одинаковых условиях, называют **относительной плотностью** одного газа по другому и обозначают буквой  $D$ .

$$D_2 = Mr(1)/Mr(2)$$

$D$  - относительная плотность первого газа по второму (безразмерная величина).

- $D(O_2) = Mr(\text{газа})/Mr(O_2) = Mr(\text{газа})/32$ ;
- $D(H_2) = Mr(\text{газа})/Mr(H_2) = Mr(\text{газа})/2$ ;
- $D(\text{воздуха}) = Mr(\text{газа})/Mr(\text{воздуха}) = Mr(\text{газа})/29$

# Газовые законы

2) Состояние идеального газа определённой массы характеризуется тремя параметрами:

$P$ ,  $V$ ,  $T$ . Между этими величинами были экспериментально установлены следующие соотношения:

1. при постоянной температуре:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \text{ (закон Бойля-Мариотта)}$$

2. при постоянном давлении:

$$V_1/T_1 = V_2/T_2 \text{ (закон Гей-Люссака)}$$

3. при постоянном объёме:

$$P_1/T_1 = P_2/T_2 \text{ (закон Шарля)}$$

Эти три закона можно объединить в один универсальный газовый закон (уравнение состояния идеального газа):

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

, или  $PV/T = \text{const}$  (Клайперон, 1834 г). Значение постоянной (const) в уравнении зависит только от количества вещества газа.

Уравнение Менделеева-Клапейрона (для произвольного количества газа  $n$ ):

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

где  $p$  – давление газа в замкнутой системе;

$V$  – объем газа;  $m$  – масса газа;

$M$  – молярная масса газа;

$T$  – температура;

$n$  – количество вещества газа, моль;

$R$  – универсальная газовая постоянная.

Для одного моль газа постоянная называется **универсальной газовой постоянной ( $R$ )**:  $PV = RT$ , здесь  $R = 8,314 \text{ Дж}/(\text{моль}\cdot\text{К})$

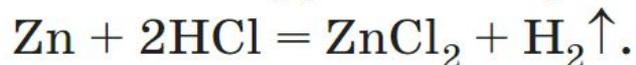
# ОБОЗНАЧЕНИЯ, НАЗВАНИЯ И ЕДИНИЦЫ ФИЗИЧЕСКИХ ВЕЛИЧИН

Обозначение	Название	Единица	Формулы для нахождения величины
$\nu$	Количество вещества	моль	$\nu = \frac{m}{M}$ ; $\nu = \frac{N}{N_A}$ ; $\nu(\text{газа}) = \frac{V(\text{газа})}{V_m}$
$m$	Масса	кг, г, т	$m = \nu \cdot M$ ; $m(\text{раствора}) = \rho \cdot V$
$M$	Молярная масса	кг/моль, г/моль	$M = \frac{m}{\nu}$ ; $M(\text{газа}) = V_m \cdot \rho$
$V_m$	Молярный объем газа	л/моль	$V_m = 22,4$ л/моль (при н. у.)
$V$	Объем	м <sup>3</sup> , дм <sup>3</sup> (л), см <sup>3</sup> (мл)	$V(\text{газа}) = \nu(\text{газа}) \cdot V_m$ ; $V(\text{раствора}) = \frac{m(\text{раствора})}{\rho}$
$\rho$	Плотность	кг/дм <sup>3</sup> (кг/л), г/дм <sup>3</sup> (г/л), г/см <sup>3</sup> (г/мл)	$\rho = \frac{m}{V}$ ; $\rho = \frac{M}{V_m}$
$\omega$	Массовая доля	доли единицы или %	$\omega(\text{вещества}) = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{смеси})}$ ; $\omega(\text{вещества}) = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{смеси})} \cdot 100\%$
$\varphi$	Объемная доля	доли единицы или %	$\varphi(\text{газа}) = \frac{V(\text{газа})}{V(\text{смеси})}$ ; $\varphi(\text{газа}) = \frac{V(\text{газа})}{V(\text{смеси})} \cdot 100\%$
$D$	Относительная плотность газа	—	$D = \frac{\rho_1}{\rho_2}$ ; $D = \frac{M_1}{M_2}$
$D_{\text{H}_2}$	Относительная плотность газа по водороду	—	$D_{\text{H}_2} = \frac{M(\text{газа})}{M(\text{H}_2)} = \frac{M(\text{газа})}{2 \text{ г/моль}}$
$D_{\text{возд}}$	Относительная плотность газа по воздуху	—	$D_{\text{возд}} = \frac{M(\text{газа})}{M(\text{возд.})} = \frac{M(\text{газа})}{29 \text{ г/моль}}$
$N$	Число частиц	—	$N = \nu \cdot N_A$
$N_A$	Постоянная Авогадро	моль <sup>-1</sup>	$N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$

**Задача 1.** Образец цинка массой 3,9 г добавили к 50 г 7,3% -й соляной кислоты. Определите массу образовавшихся хлорида цинка и водорода.

**Решение.**

Напишем уравнение реакции:



Найдём количества реагентов — цинка и хлороводорода:

$$\nu = \frac{m}{M}; \nu(\text{Zn}) = \frac{3,9 \text{ г}}{65 \text{ г/моль}} = 0,06 \text{ моль};$$

$$m(\text{HCl}) = w(\text{HCl}) \cdot m(\text{p-ра});$$

$$\nu(\text{HCl}) = w(\text{HCl}) \cdot m(\text{p-ра}) / M(\text{HCl});$$

$$\nu(\text{HCl}) = \frac{0,073 \cdot 50 \text{ г}}{36,5 \text{ г/моль}} = 0,1 \text{ моль}.$$

Количество вещества хлороводорода больше, чем цинка, однако для данной реакции этого недостаточно, и цинк растворится не

полностью. Чтобы в этом убедиться, сравним количества реагентов, делённые на коэффициенты:

$$\frac{0,06}{1} > \frac{0,1}{2},$$

значит, цинк взят в избытке, а расчёт ведём по хлороводороду, который прореагирует полностью.

В соответствии с уравнением  $\nu(\text{HCl}) : \nu(\text{ZnCl}_2) = 2 : 1$

$\nu(\text{ZnCl}_2) = \frac{0,1 \text{ моль}}{2} = 0,05 \text{ моль}$ . Коэффициенты перед формулами  $\text{ZnCl}_2$  и  $\text{H}_2$  одинаковые, поэтому количества этих веществ равны:

$$\nu(\text{H}_2) = \nu(\text{ZnCl}_2) = 0,05 \text{ моль}.$$

Найдём массы продуктов:

$$m = \nu M; m(\text{ZnCl}_2) = 0,05 \text{ моль} \cdot 136 \text{ г/моль} = 6,8 \text{ г};$$

$$m(\text{H}_2) = 0,05 \text{ моль} \cdot 2 \text{ г/моль} = 0,1 \text{ г}.$$

**О т в е т.**  $m(\text{ZnCl}_2) = 6,8 \text{ г}; m(\text{H}_2) = 0,1 \text{ г}$ .

## ЗАДАЧИ на ВЫХОД ПРОДУКТА РЕАКЦИИ

При проведении реакции на практике получается продуктов меньше, чем можно ожидать согласно химическому уравнению. Эффективность данной химической реакции характеризуют величиной «выход продукта» (обозначается греческой буквой  $\eta$  — «эта»). *Выход продукта* — это отношение практически полученной массы (объёма, количества) вещества к массе (объёму, количеству), которая должна получиться в соответствии с теоретическим расчётом по уравнению реакции:

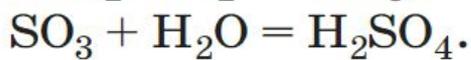
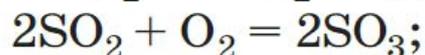
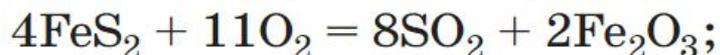
$$\eta = \frac{m_{\text{пр}}}{m_{\text{теор}}} \cdot 100\%, \text{ или } \eta = \frac{V_{\text{пр}}}{V_{\text{теор}}} \cdot 100\%, \text{ или } \eta = \frac{v_{\text{пр}}}{v_{\text{теор}}} \cdot 100\%.$$

Практически полученная масса продукта всегда меньше или равна рассчитанной теоретически, поэтому всегда  $\eta \leq 100\%$ . Полное превращение исходных веществ в продукты реакции соответствует 100% -му выходу.

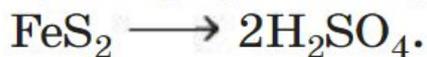
**Задача 2.** Определите массу серной кислоты, которую можно получить из 1000 кг пирита  $\text{FeS}_2$ , если суммарный выход продуктов всех реакций составляет 70%.

**Решение.**

Напишем уравнения реакций:



Из уравнений видно, что теоретически все атомы S из пирита  $\text{FeS}_2$  переходят в серную кислоту  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Из 1 моль  $\text{FeS}_2$  теоретически можно получить 2 моль  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Таким образом, вместо всей последовательности уравнений реакций можно записать суммарную схему превращения с коэффициентами:



Из этой схемы следует, что рассчитанное теоретически количество вещества  $\text{H}_2\text{SO}_4$  в два раза больше, чем количество вещества  $\text{FeS}_2$ :

$$\nu_{\text{теор}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2\nu_{\text{теор}}(\text{FeS}_2) = 2 \cdot 1000 \text{ кг} / 120 \text{ кг/кмоль} = 16,7 \text{ кмоль.}$$

Теоретическая масса серной кислоты составляет:

$$m_{\text{теор}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \nu \cdot M; m_{\text{теор}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 16,7 \text{ кмоль} \cdot 98 \text{ кг/кмоль} = 1637 \text{ кг.}$$

Для нахождения практически полученной массы вещества необходимо умножить теоретическое значение на выход продукта реакции:

$$m_{\text{пр}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = m_{\text{теор}}(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot \eta;$$

$$m_{\text{пр}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1637 \text{ кг} \cdot 0,7 = 1146 \text{ кг.}$$

**О т в е т.**  $m_{\text{пр}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1146 \text{ кг.}$

**Задача 3.** Смесь хлорида и бромида натрия общей массой 5,43 г растворили в воде. При действии избытка нитрата серебра на полученный раствор выпадает осадок массой 11,38 г. Рассчитайте массовые доли солей в исходной смеси.

**Решение.**

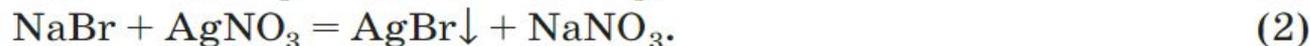
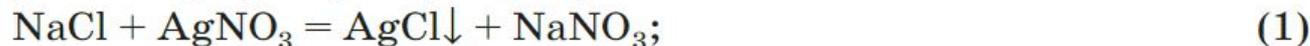
Стандартный способ решения расчётных задач на установление состава смеси состоит в том, чтобы обозначить количества веществ через неизвестные переменные и составить для них систему уравнений.

Пусть  $\nu(\text{NaCl}) = x$  моль,  $\nu(\text{NaBr}) = y$  моль. Выразим через количества веществ массу смеси:

$$m(\text{NaCl}) + m(\text{NaBr}) = m(\text{смеси});$$

$$58,5x + 103y = 5,43.$$

С нитратом серебра реагируют обе соли, при этом в осадок выпадают хлорид и бромид серебра:



В реакции (1) из  $x$  моль  $\text{NaCl}$  образовалось  $x$  моль  $\text{AgCl}$ , а в реакции (2) из  $y$  моль  $\text{NaBr}$  —  $y$  моль  $\text{AgBr}$ . Суммарная масса выпавших осадков:

$$m(\text{AgCl}) + m(\text{AgBr}) = m(\text{осад.});$$

$$143,5x + 188y = 11,38.$$

Решая систему двух уравнений, находим:  $x = 0,04$ ,  $y = 0,03$ .

Определим массу хлорида натрия в исходной смеси:

$m(\text{NaCl}) = 0,04 \text{ моль} \cdot 58,5 \text{ г/моль} = 2,34 \text{ г}$ . Найдём его массовую долю:

$$w(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{смеси})}; w(\text{NaCl}) = \frac{2,34 \text{ г}}{5,43 \text{ г}} = 0,431, \text{ или } 43,1\%.$$

Следовательно,  $w(\text{NaBr}) = 100\% - 43,1\% = 56,9\%$ .

**О т в е т.**  $w(\text{NaCl}) = 43,1\%$ ;  $w(\text{NaBr}) = 56,9\%$ .

## Простейшие базовые задачи

3. Сколько молекул содержится в 32 г сернистого газа  $SO_3$  ?
4. Какова масса  $1,2 \cdot 10^{23}$  молекул аммиака  $NH_3$  ?
5. Какова масса 5,6 (н. у.) углекислого газа? Сколько молекул содержится в этом объеме газа?
6. Каков объем 128 г сернистого газа при нормальных условиях? Сколько молекул содержится в 128 г этого газа?
7. Найдите массу кислорода, содержащегося в баллоне объемом 50 л при температуре  $25^\circ C$  и давлении 790 кПа.

8. Определите, какая масса меди вступит в реакцию с концентрированной серной кислотой для получения оксида серы (IV) объёмом 3 л (н.у.), если выход оксида серы (IV) составляет 90%.

9. К раствору, содержащему хлорид кальция массой 4,1 г, прилили раствор, содержащий фосфат натрия массой 4,1 г. Определите массу полученного осадка, если выход продукта реакции составляет 88 %.

# Базовые задачи ЕГЭ

27

Сколько граммов чистого вещества надо добавить к 100 г его 20 %-го раствора, чтобы получить 36 %-й раствор? Ответ представьте в виде целого числа.

Ответ: \_\_\_\_\_ г.

28

Термохимическое уравнение горения алюминия имеет вид



В результате реакции выделилось 502,5 кДж теплоты. Сколько граммов алюминия вступило в реакцию? Ответ округлите до десятых.

Ответ: \_\_\_\_\_ г.

29

При разложении карбоната аммония образовалась смесь газов, объём которой после конденсации паров воды составил 33,6 л (н. у.). Сколько граммов соли разложилось? Ответ запишите с точностью до целых.

Ответ: \_\_\_\_\_ г.

# Интересные задачи

1. Определите объём водорода, который можно получить, действуя на 16,25 г цинка соляной кислотой.
  2. Найдите массу металла, образующегося при полном восстановлении 6,0 г оксида меди(II) водородом.
  3. При сжигании 100 г пирита  $\text{FeS}_2$  образовался оксид железа(III). Вычислите массу углерода, который понадобится для получения железа из этого оксида.
  4. Вычислите массу осадка, который образуется при сливании 250 г 10,6% -го раствора карбоната натрия и 200 г 20% -го раствора хлорида кальция.
- 
5. Вычислите массу сульфида цинка, который можно получить при нагревании 10 г цинка и 10 г серы.
  6. Определите массу серной кислоты, которую можно получить из 1 т цинковой обманки  $\text{ZnS}$ , если суммарный выход продуктов всех реакций составляет 60% .
  7. Рассчитайте массу фосфата кальция, содержащего 10% примесей, необходимую для получения 6,2 кг фосфора.
  8. При непродолжительном прокаливании 100 г нитрата меди(II) масса твёрдого вещества уменьшилась на 21,6 г. Какая часть соли разложилась?
  9. При полном сжигании смеси метана и этана общей массой 85 г образовалась вода массой 171 г. Определите состав исходной смеси (в процентах по массе).