

# **Лекция 1. Основные понятия** **ХИМИИ**

**Предмет химии**

**Простые и сложные вещества**

**Атом. Молекула. Химический элемент**

**Моль. Молярная масса**

**Эквивалент. Валентность**

**Уравнения химических реакций**



## ***Д.И. Менделеев (1834-1907):***

***«Ближайший предмет химии составляет изучение однородных веществ, из сложения которых составлены все тела мира, превращений их друг в друга и явлений, сопровождающих такие превращения»***

**Химия** – часть естествознания, изучающая свойства веществ и их превращения, сопровождающиеся изменением состава и структуры.

*•Химические свойства веществ – совокупность химических реакций, в которые оно может вступить*

**Вещество – вид материи, которая обладает массой покоя**

**Химическое вещество – вещество определенного атомного состава**

- *Простое вещество – состоит из атомов одного сорта ( $O_2$ ,  $H_2$ ,  $S_8$ )*
- *Сложное вещество – из атомов нескольких элементов ( $H_2O$ ,  $CuCl_2$ ,  $H_2SO_4$ )*

## Для простых веществ:

**Аллотропия** - явление, когда один элемент образует несколько простых веществ

**Кислород (O):** {  $O_2$  кислород  
 $O_3$  озон

**Углерод (C):** {  $C$  алмаз  
 $C_{60}$  фуллерен  
 $C$  графит

# Для сложных веществ:

Изомерия - явление, когда вещество одного состава имеет разное строение

*CO(NH<sub>2</sub>)<sub>2</sub> мочеви́на, NH<sub>4</sub>NCN цианат аммония*

Дальтони́ды – стехиометрические соединения

*H<sub>2</sub>O, кислоты*

Бертолли́ды – нестехиометрич. соединения

*Оксиды металлов TiO<sub>1.3</sub> и TiO<sub>0.7</sub>*

# Атомно-молекулярное учение

Ломоносов М.В.(1711-1765)

Дж. Дальтон (1766-1844 )

- 1)каждый элемент состоит из атомов;*
- 2)атомы одного элемента одинаковы;*
- 3)атомы различных элементов обладают разными свойствами;*
- 4)атомы одного элемента не превращаются в атомы других элементов в результате химических реакций;*

# Атомно-молекулярное учение

Ломоносов М.В.(1711-1765)

Дж. Дальтон (1766-1844 )

- 5) химические соединения образуются в результате комбинации атомов нескольких элементов;*
- 6) в данном соединении относительные количества атомов различных элементов всегда постоянны.*



**Атом** (хим.)— мельчайшая частица простого вещества, сохраняющая все его основные хим. свойства.

**Атом** (физ.)- электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и компенсирующих его заряд электронов.

**Химический элемент** – вид атомов с одинаковым числом протонов.

Символ элемента	Латинское название	Русское название
<b>H</b>	Hydrogenium	Водород
<b>O</b>	Oxygenium	Кислород
<b>Au</b>	Aurum	Золото

*5H – 5 атомов водорода*

*3S – 3 атома серы*

**Молекула** - мельчайшая частица вещества, способная к самостоятельному существованию и обладающая всеми его химическими свойствами.

• *Молекулы аммиака:  $NH_3$     воды:  $H_2O$*

**Формульная единица:  $K_2SO_4$**

**Ионы** - одноатомные или многоатомные частицы, несущие электрический заряд

• *Катионы:  $H^+$ ,  $Fe^{2+}$ ,  $(NH_4)^+$*

30.09.2023 • *Анионы:  $(OH)^-$ ,  $S^{2-}$ ,  $NO_3^-$*

# Химическая формула

показывает:

- *Качественный состав (какие атомы?)*
- *Количественный состав (сколько атомов?)*

*1 молекула азотной кислоты  $\text{HNO}_3$  состоит из:*

*1 атома H, 1 атома N и 3-х атомов O*

*1 формульная единица хлорида натрия  $\text{NaCl}$  состоит из: 1 атома Na и 1 атома Cl*

**Абсолютная атомная масса (A) -  
масса атома, выраженная в кг (г)**

$$A(H) = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$$
$$= 1,67 \cdot 10^{-24} \text{ г}$$

$$A(O) = 26,7 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$$

$$A(C) = 19,9 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$$

**Относительная атомная масса (*Ar*, relative) - масса атома, выраженная в атомных единицах массы (а. е. м.)**

**А. е. м.** - *1/12 часть массы атома С -  $1,66 \cdot 10^{-27}$  кг или  $1,66 \cdot 10^{-24}$  г.*

$$Ar(O) = \frac{A(O)}{a.e.m} = \frac{26.7 \cdot 10^{-27}}{1.66 \cdot 10^{-27}} = 15.999 \approx 16 a.e.m.$$

$$Ar(H) = \frac{A(H)}{a.e.m} = \frac{1.67 \cdot 10^{-27}}{1.66 \cdot 10^{-27}} = 1.008 \approx 1 a.e.m.$$

**Относительная молекулярная масса (Mr) -  
масса молекулы, выраженная в а.е.м.**

$$\begin{aligned} \text{Mr}(\text{H}_2\text{SO}_4) &= 2\text{Ar}(\text{H}) + \text{Ar}(\text{S}) + 4\text{Ar}(\text{O}) = \\ &= 2*1 + 32 + 4*16 = 98 \text{ а. е. м.} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Mr}(\text{CaCO}_3) &= \text{Ar}(\text{Ca}) + \text{Ar}(\text{C}) + 3\text{Ar}(\text{O}) = \\ &= 40 + 12 + 3*16 = 100 \text{ а. е. м.} \end{aligned}$$

# Количество вещества, $\nu$ , МОЛЬ

**Моль** – определенное число структурных единиц вещества (атомов, молекул, ионов ...)

*Моль любого вещества содержит одно и то же число частиц –  $N_A$  – постоянная Авогадро*

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$$

1 моль Si содержит  
 **$6,02 \cdot 10^{23}$  атомов**

1 моль H<sub>2</sub>O содержит  
 **$6,02 \cdot 10^{23}$  молекул**

30.09.2023 1 моль Ca<sup>2+</sup> содержит  **$6,02 \cdot 10^{23}$  ионов**



**Молярная масса,  $M$  ( $=M_r$ ) –  
масса 1 моля вещества, г/моль**

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ а.е.м.}$$

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

**1 моль  $\text{H}_2\text{O}$  содержит:**

**$6,02 \cdot 10^{23}$  молекул воды**

**$6,02 \cdot 10^{23}$  атомов  $\text{O}$  (1 моль  $\text{O}$ ) и**

**$2 * 6,02 \cdot 10^{23}$  атомов  $\text{H}$  (2 моль  $\text{H}$ )**

# Расчет количества вещества

*m* – масса вещества, г

$$m = \nu \cdot M$$

*M* – молярная масса, г/моль

Масса 4 моль KOH:

$$m(4\text{KOH}) = \nu \cdot M(\text{KOH}) = 5 \cdot (39 + 16 + 1) = 280 \text{ г}$$

## Взаимодействие веществ

**Эквивалент** - частица или часть частицы, которая соединяется (взаимодействует) с 1-м атомом Н или с 1-м электроном

*В молекуле  $H_2O$  эквивалент  $O = \frac{1}{2}O$*

**Эквивалентная масса ( $M_{\text{э}}$ , г/моль) – масса 1 моля эквивалента**

$$M_{\text{э}}(O) = f \cdot Ar(O) = \frac{1}{2} \cdot 16 = 8 \text{ Г/МОЛЬ}$$

$$M_{\text{э}} = \frac{Ar}{V_{\text{СТХ}}}$$

*$f$  – фактор*

*эквивалентности*

*$V_{\text{СТХ}}$  – валентность*

# Валентность

Четыре типа валентностей:  $V_{\text{стх}}, w, V_k, V_e$

## Закон эквивалентов

**1. Стехиометрическая валентность**  
( $V_{\text{ст}}$ ) - число эквивалентов, с которым может взаимодействовать данный

атом :  $V_{\text{ст}} = (+/-)w = A_r / M_{\text{э}}$

**2.  $w$  - степень окисления элемента**

# Степень окисления

- **w** простых веществ равны 0 ( $H_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Fe$ ).
- Сумма **w** всех элементов в хим. соединении равна 0, а в ионе = заряду.
- **H**: **w = +1** ( $HCl$ ,  $H_2O$ ,  $H_2SO_4$ ), искл: гидриды –  $CaH_2$ ,  $AlH_3$  (**w = -1**)
- **O**: **w = -2** ( $H_2O$ ,  $H_2SO_4$ ,  $CO_2$ ), искл: пероксиды –  $H_2O_2$  (**w = -1**)
- **F**: **w = -1** ( $HF$ ,  $CaF_2$ )
- Для щелочных металлов (Li-Fr) **w = +1**
- Для щелочно-земельных металлов (Ca-Ra) **w = +2**

## Примеры:

в  $SO_3$   $w(O)=-2$ ,  $\Rightarrow w(S)=+6$ ,  $\Rightarrow V_{CT}(S)=6$

$$M_{\text{Э}}(S) = Ar(S)/V_{CT}(S) = 32/6 = 5.33 \text{ г/моль}$$

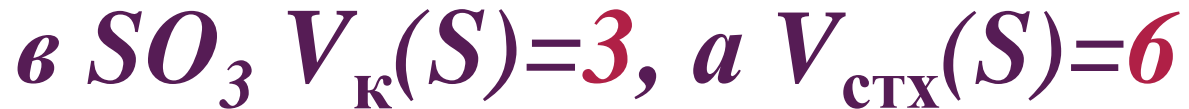
в  $H_2CO_3$   $w(O)=-2$ ,  $w(H)=+1$ ,  $\Rightarrow$   
 $w(C)=+4$ ,  $\Rightarrow V_{CT}(C)=4$

$$M_{\text{Э}}(C) = Ar(C)/V_{CT}(C) = 12/4 = 3 \text{ г/моль}$$

# Валентность

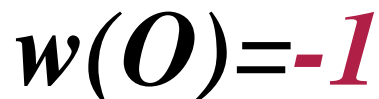
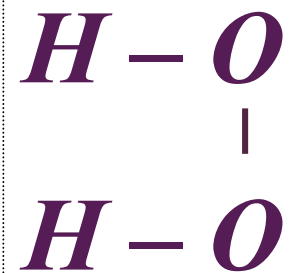
3. Координационная валентность ( $V_K$ )

– число соседних атомов



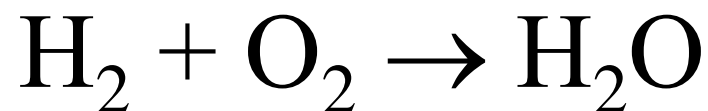
4. Электронная валентность ( $V_e$ ) –

число химических связей атома



**Химическая реакция** (actio – действие) – превращение одних веществ в другие при неизменяемости ядер атомов.

*Схема хим. реакции:*

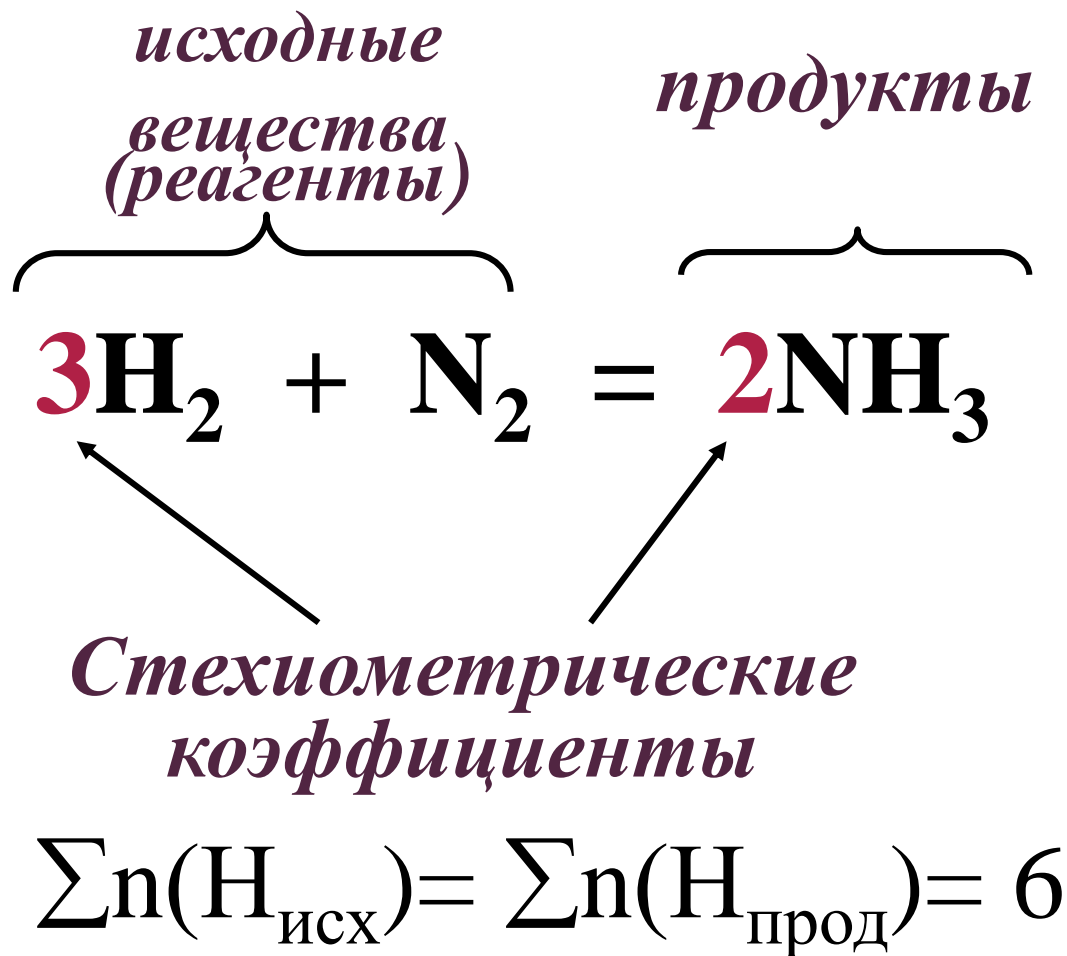


*Уравнение хим. реакции:*



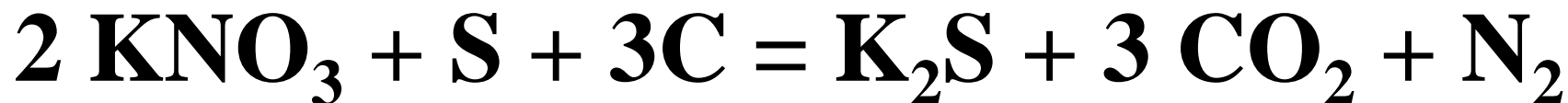


# Уравнение химической реакции



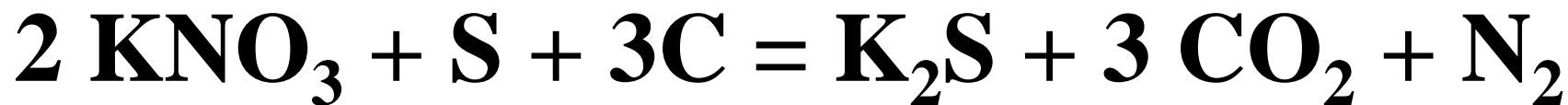
# Уравнение химической реакции – модель и реальность

*модель:*

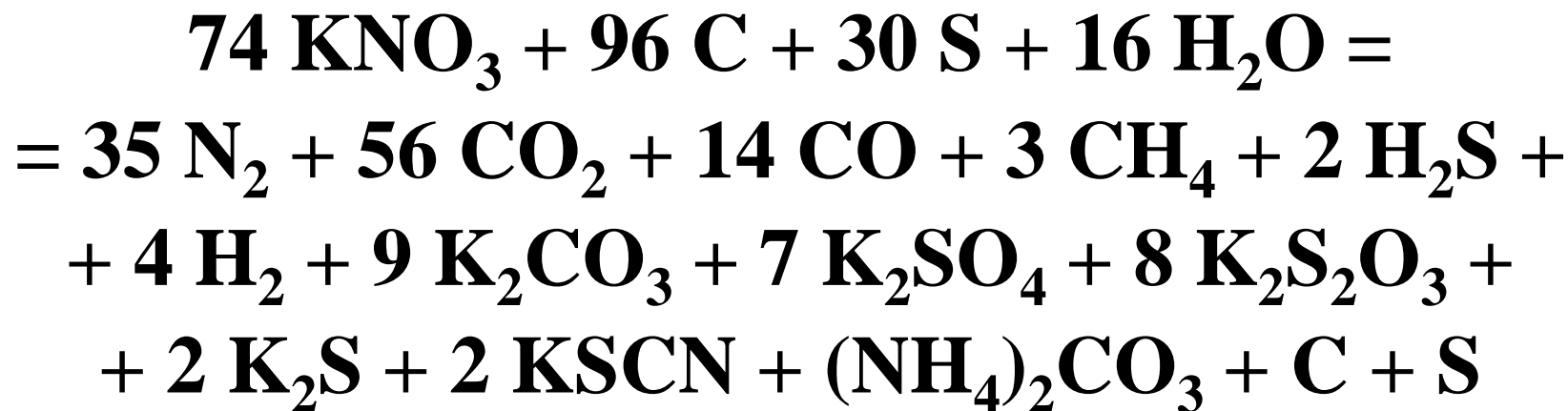


Уравнение химической  
реакции – модель и  
реальность

*модель:*



*реальность:*



# **Стехиометрические законы**

## **Газовые законы**

# СТЕХИОМЕТРИЧЕСКИЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ

# Закон сохранения массы веществ

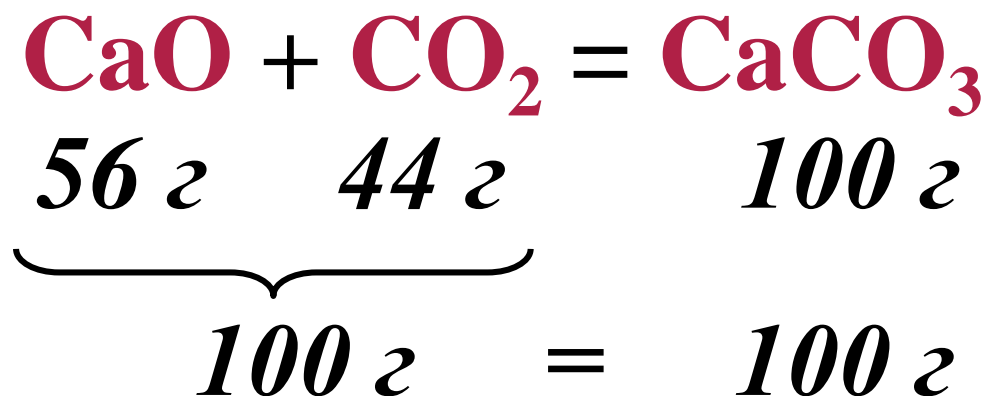
1748г.

Общая масса исходных  
веществ равна общей массе  
продуктов химической  
реакции



*М. В. Ломоносов*

*1711-1765*



# Закон постоянства состава веществ

Чистое вещество молекулярной структуры, независимо от способа его получения, имеет постоянный качественный и количественный состав

1808г.



## Получение аммиака

Ж. Л. Пруст

1754 - 1826

- Синтез из прост. в-в
  - Разложение солей  $\text{NH}_4^+$
  - Кислота + нитриды
- $\text{NH}_3$

## Получение нитрида вольфрама



• азотирование  $\text{W}$  при  $\sim 870^\circ\text{C}$ .



• азотирование  $\text{W}$  при  $\sim 2500^\circ\text{C}$

# Закон кратных отношений



Джон  
Дальтон  
1766-1844

Если два элемента образуют друг с другом несколько хим. соединений, то массы одного из элементов, приходящиеся в этих соединениях на одну и ту же массу другого, относятся между собой как небольшие целые числа

В оксидах  $N_2O$      $NO$      $NO_2$

массы N, приходящиеся на 8 г O, относятся  
между собой как            4    :    2    :    1



# Закон простых объемных отношений



*Гей-Люссак  
1778 - 1850*

Объемы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу, а также к объемам образующихся газообразных продуктов реакции, как небольшие целые числа



Объем 1 : 1 2

$$P, T = \text{const}$$

## Закон эквивалентов

*Массы (объемы) веществ, реагирующих без остатка, пропорциональны их эквивалентным массам (объемам)*

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{\text{Э}1}}{M_{\text{Э}2}} \quad \text{или} \quad \frac{V_1}{V_2} = \frac{V_{\text{Э}1}}{V_{\text{Э}2}}$$

*1, 2 – любые два вещества из уравнения хим. реакции*

# ГАЗОВЫЕ ЗАКОНЫ

# Газовые законы

*Изопроцесс* - процесс, при котором один из параметров состояния газа остается неизменным

$T = \text{const}$  - изотермический

$V = \text{const}$  - изохорный

$P = \text{const}$  - изобарный

# Закон Бойля-Мариотта

*Р. Бойль 1662г.*

*1667г. Э. Мариотт*

*Для данной массы идеального газа при постоянной температуре произведение объема газа на соответствующее ему давление есть величина постоянная*

ИЛИ

при  $T = \text{const}$ :

$$P \cdot V = \text{const}$$

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

# Закон Гей-Люсаака

1802г.

*Для данной массы идеального газа при постоянном давлении отношение объема идеального газа к его абсолютной температуре есть величина постоянная.*

ИЛИ

при  $P=\text{const}$ :  $\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}$

при  $V=\text{const}$ :  $\frac{P_1}{P_2} = \frac{T_1}{T_2}$

# Уравнение Клапейрона

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

*Уравнение используется для приведения объемов ( $V_1, V_2$ ) газов от одних условий ( $P_1, T_1$ ) к другим ( $P_2, T_2$ ).*

# Закон Авогадро

1811г.

*В равных объемах любых газов и паров при одинаковых условиях содержится одинаковое количество молекул*



*Амедео  
Авогадро  
(1776-1856)*

**Только для газов!!!!!!**



## Следствие 1.

*Моль любого газа при н. у.  
занимает один и тот же объем,  
равный ~ 22,4 л*

Молярный  
объем:

$$V_m = 22,4 \text{ л/моль}$$

$$V_m(\text{H}_2) = V_m(\text{H}_2\text{O}_2) = V_m(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_2) = 22,4 \text{ л}$$

$$V_m(\text{H}_2) = 22,4 \text{ л} \Rightarrow V_m(2\text{H}_2) = 2 \cdot 22,4 = 44,8 \text{ л}$$

## Следствие 2

*Отношение масс равных объемов газов равно отношению их молекулярных масс*

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2} = D$$

*D – относительная плотность*

*Относительная плотность по воздуху:*

$$D_{\text{возд}} = \frac{M_2}{M_{\text{возд}}} = \frac{M_2}{29}$$

## Следствие 3

*Относительная молекулярная масса ( $Mr$ ) газообразного вещества в численно равна удвоенной плотности паров этого вещества по водороду*

*т.к.*

$$D_{H_2} = \frac{M_2}{M_{H_2}} = \frac{M_2}{2}$$

$$M_{газа} = Mr_{газа}$$

$\Rightarrow$

$$Mr_{газа} = 2 \cdot D_{H_2}$$

# Уравнение Менделеева – Клапейрона

***P*** – давление газа, Па

***V*** – объем газа, м<sup>3</sup>

***m*** – масса газа, г

***M*** – молярная масса газа, г/моль

***R*** = 8,314 Па·м<sup>3</sup>/моль·К – универсальная  
газовая постоянная

***T*** – температура, К

$$P \cdot V = \frac{m}{M} R \cdot T$$