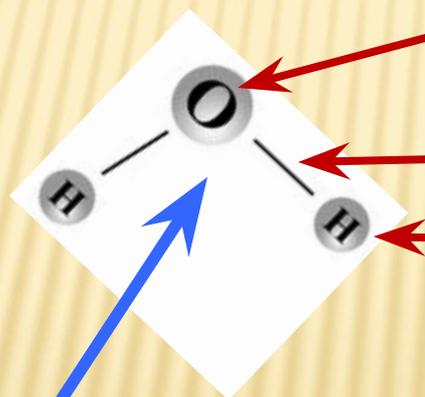


# **Основные понятия и законы химии**

# Основные понятия химии

**Атом** (в переводе с греческого: *атом* означает неделимый) – это наименьшая химически неделимая частица вещества, сохраняющая все его Химические свойства.

**Молекула** – это наименьшая частица данного вещества, способная к самостоятельному существованию и обладающая его химическими свойствами.



Атом кислорода

Химическая связь

Атом водорода

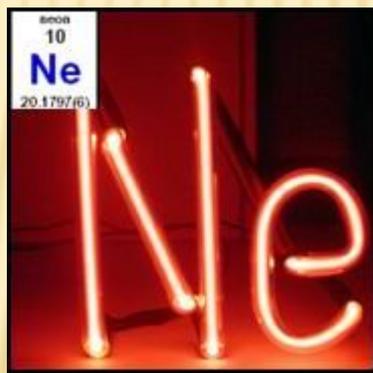
Молекулы воды

**Атомы** (в переводе с греческого: *атом* означает неделимый) – это мельчайшие химически неделимые частицы вещества.

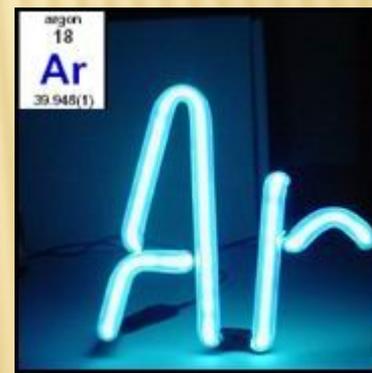
**Атомы**, как и **молекулы**, способны к самостоятельному существованию. Например, атомы водорода составляют около половины массы Солнца; из отдельных атомов состоят такие вещества, как гелий, неон, аргон и др.



Гелий



Неон



Аргон

**Химический элемент** – это вид атомов, характеризующийся определенными свойствами.

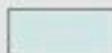
Символы химических элементов были введены в 1814 г. шведским химиком Берцелиусом Й.Я..



Йёнс Якоб Берцелиус

Русское название	Латинское название	Символ	Произношение в формуле	Относительная атомная масса
Азот	Nitrogenium	N	эн	14
Алюминий	Aluminium	Al	алюминий	27
Барий	Barium	Ba	барий	137
Водород	Hydrogenium	H	аш	1
Железо	Ferrum	Fe	феррум	56
Золото	Aurum	Au	аурум	197
Иод	Iodum	I	иод	127
Калий	Kalium	K	калий	39
Кальций	Calcium	Ca	кальций	40
Кислород	Oxygenium	O	о	16
Кремний	Silicium	Si	силициум	28
Магний	Magnesium	Mg	магний	24
Марганец	Manganum	Mn	марганец	55
Медь	Cuprum	Cu	купрум	64
Натрий	Natrium	Na	натрий	23
Олово	Stannum	Sn	станнум	119
Ртуть	Hydrargyrum	Hg	гидраргирум	201
Свинец	Plumbum	Pb	плюмбум	207
Сера	Sulfur	S	эс	32
Серебро	Argentum	Ag	аргентум	108
Углерод	Carboneum	C	цэ	12
Фосфор	Phosphorus	P	пэ	31
Фтор	Fluorum	F	фтор	19
Хлор	Chlorum	Cl	хлор	35,5
Цинк	Zincum	Zn	цинк	65

**Вспомним** названия химических элементов, которые чаще других используют в курсе химии.



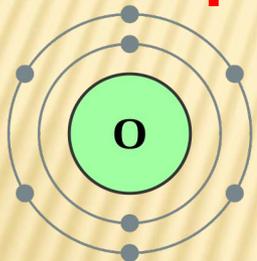
– металлы



– неметаллы

**Химический элемент** – понятие абстрактное, а **атом** – материальная, конкретная частица элемента с присущими ему параметрами: размером и массой. Так, атомы массой 24 а.е.м. и радиусом 0,128 нм составляют химический элемент **магний**; атомы массой 16 а.е.м. и радиусом 0,045 нм составляют другой химический элемент – **кислород** и т. д.

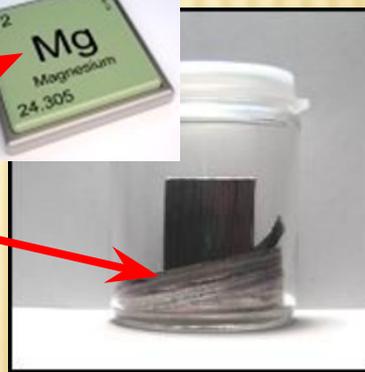
## Кислород



АТОМ



Элемент

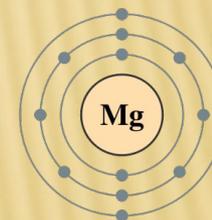


Вещество

## Магний

12: Magnesium

2,8,2



АТОМ



Ничтожно малому размеру атома соответствует и ничтожно малая масса. Современные методы исследования позволяют определить её с большой точностью.

Оказалось, что **ИСТИННЫЕ МАССЫ АТОМОВ** ( $m_a$ ) имеют значения от  $1,67 \cdot 10^{-27}$  до  $4,27 \cdot 10^{-25}$  кг. Например:

$$m_a(\text{водорода}) = 1,67 \cdot 10^{-24} \text{ г}$$

(0,000 000 000 000 000 000 000 000 001 67 г).



$$1,67 \cdot 10^{-24} \text{ г}$$

Пользоваться такими числами в повседневной практике неудобно. Поэтому вместо истинных значений масс атомов применяют относительные атомные массы.

**Относительная атомная масса** показывает, во сколько раз масса данного атома больше массы, принятой за эталон.

Относительную атомную массу обозначают  $A_r$ , где  $r$  – начальная буква английского слова **relative**, что означает относительный:

$$A_r = \frac{m_a}{m_{\text{эталона}}}$$

В качестве такого **эталона** принята **1/2 массы атома углерода**.

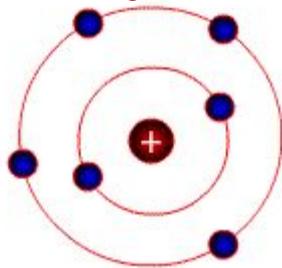
**Атомная единица массы (а.е.м.)** – это 1/2 массы атома углерода.

$$1 \text{ а.е.м.} = \frac{m_a(\text{углерода})}{12}$$

$$1 \text{ а.е.м.} = (1,99 \cdot 10^{-23} \text{ г}) : 12 = \\ = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$$

В соответствии с этим относительную атомную массу атома элемента X ( $A_r(X)$ ) можно определить сравнением истинной массы атома с массой одной атомной единицы массы (1а.е.м.), т. е. вычислить по формуле:

$$A_r(X) = m_a(X) : 1 \text{ а.е.м.}$$



МОДЕЛЬ АТОМА УГЛЕРОДА

Например:

$$A_r(\text{водорода}) = \frac{m_a(\text{водорода})}{1 \text{ а.е.м.}}$$

$$A_r(\text{водорода}) = \frac{1,67 \cdot 10^{-24} \text{ Г}}{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ Г}} = 1;$$

$$A_r(\text{кислорода}) = \frac{m_a(\text{кислорода})}{1 \text{ а.е.м.}};$$

$$A_r(\text{кислорода}) = \frac{2,66 \cdot 10^{-23} \text{ Г}}{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ Г}} = 16.$$

Из примеров следует, что **относительная атомная масса водорода** численно равна атомной единице массы, а **относительная атомная масса кислорода** в 16 раз превышает атомную единицу массы.

**Относительная атомная масса** не имеет единиц измерения, т. е. это **безразмерная величина**.

**Относительная молекулярная масса ( $M_r$ )** – величина, равная отношению средней массы молекулы вещества к  $1/12$  массы углерода  $^{12}\text{C}$ .

$A_r$  и  $M_r$  – безразмерные величины.

Например:  $M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \cdot 2 + 32 \cdot 1 + 16 \cdot 4 = 98$

**Количество вещества** – это число структурных единиц (атомов, молекул, ионов, электронов и др.), образующих это вещество.

Единицей измерения количества вещества является **моль** ( $\nu$  или  $n$ ).

**Моль** ( $\nu$ ) – количество вещества, содержащее столько молекул, атомов, ионов, электронов и других структурных единиц, сколько содержится атомов в 12 г изотопа углерода  $^{12}\text{C}$ .

**Молярная масса ( $M$ )** – величина, равная отношению массы вещества к количеству вещества, выражается в кг/моль или г/моль.



### Молярная масса

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

$$m = M \cdot \nu$$

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

$M$  — молярная масса, кг/моль

$m$  — масса вещества, кг

$\nu$  — количество вещества, моль

# Основные законы химии

Название закона	Открыл закон...
<u>Сохранения массы</u>	Михаил Васильевич Ломоносов в 1748 г., Антуан Лоран Лавуазье в 1789 г.
<u>Постоянства состава вещества</u>	Жозеф Луи Пруст в 1799 г., Клод Луи Бертолле в 1808 г.,
<u>Кратных отношений</u>	Джон Дальтон в 1804 г.
<u>Периодический закон</u>	Д. И. Менделеев в 1869 г.
<u>Газовые законы</u>	
<u>Авогадро</u>	Амедео Авогадро в 1811 г., Станислао Канниццаро в 1858 г.
<u>Объемных отношений</u>	Жозеф Луи Гей-Люссак в 1808 г.
<u>Бойля – Мариотта</u>	Роберт Бойль в 1662 г., Эдм Мариотт в 1667 г.
<u>Гей-Люссака</u>	Жозеф Луи Гей-Люссак в 1802 г.
<u>Уравнение Менделеева-Клапейрона</u>	Менделеев , Клапейрон



# Закон Бойля – Мариотта

**Закон Бойля – Мариотта:** для газа данной массы при постоянной температуре произведение давления газа на его объем постоянно:

$$PV = \text{const} \text{ при } T = \text{const}$$

Этот закон экспериментально был открыт английским ученым Р. Бойлем (1627–1691) и несколько позже французским ученым Э. Мариоттом (1620 – 1684).



Эдм Мариотт



Роберт Бойль

# Закон сохранения массы (Ломоносова-Лавуазье)

**Закон сохранения массы** – закон физики, согласно которому масса физической системы сохраняется при всех природных и искусственных процессах.

**Закон сохранения массы** – закон химии, согласно которому масса веществ, вступивших в химическую реакцию равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции.



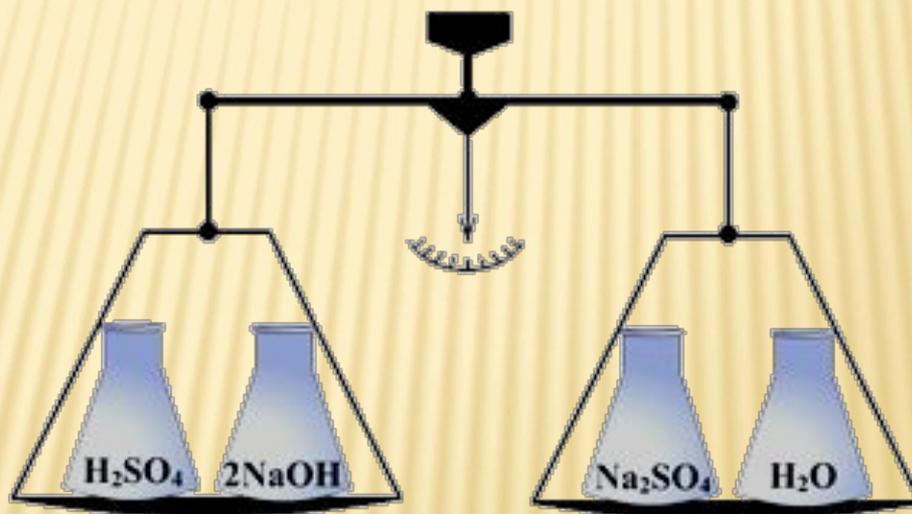
Антуан Лоран Лавуазье

Михаил  
Васильевич  
Ломоносов



Более привычная формулировка **закона сохранения массы (Ломоносова-Лавуазье)**: масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, полученных в результате реакции.

На основе данного закона производят расстановку коэффициентов в уравнениях, расчеты по уравнениям масс и зарядов.



$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) + m(2\text{NaOH}) = m(\text{Na}_2\text{SO}_4) + m(\text{H}_2\text{O})$$

# ЗАКОН СОХРАНЕНИЯ МАССЫ



Ломоносов  
Михаил  
Васильевич  
(1711-1765)

Масса веществ,  
вступивших в  
химическую  
реакцию, равна  
массе веществ,  
получившихся в  
результате реакции.

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



Лавуазье  
Антуан Лоран  
(1743-1794)



## ХИМИЧЕСКОЕ УРАВНЕНИЕ



1 моль      2 моль      1 моль      2 моль

16 г + 64 г = 44 г + 36 г

80 г

80 г

# Закон постоянства состава вещества (Пруста – Бертолле)

Каждое химически чистое вещество имеет постоянный качественный и количественный состав независимо от способа его получения.

Закон применим к соединениям с ковалентными связями (большинство органических соединений, кислоты, газы и т. д.) неорганические

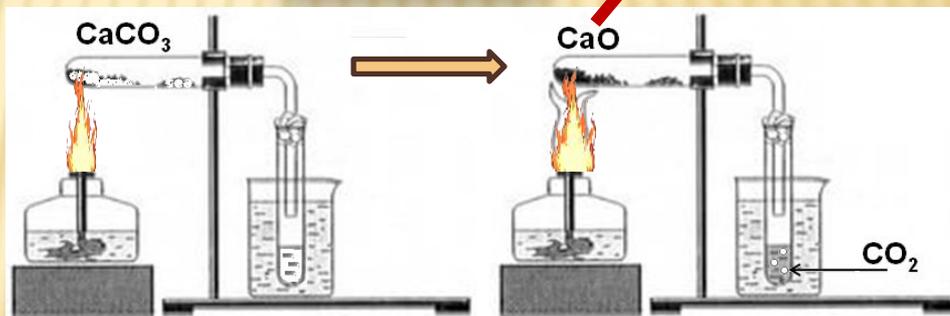
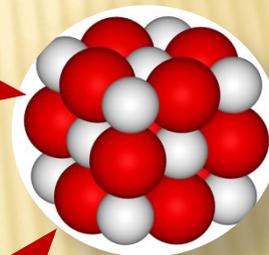
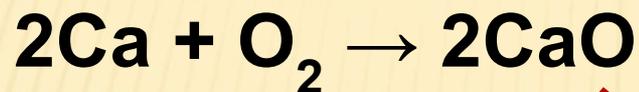
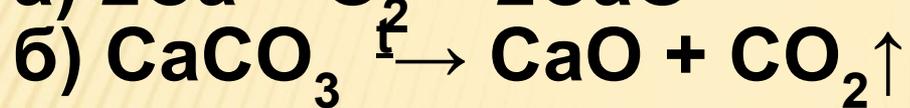


Клод Луи Бертолле



Жозеф Луи Пруст

Например: Оксид кальция можно получить двумя способами:



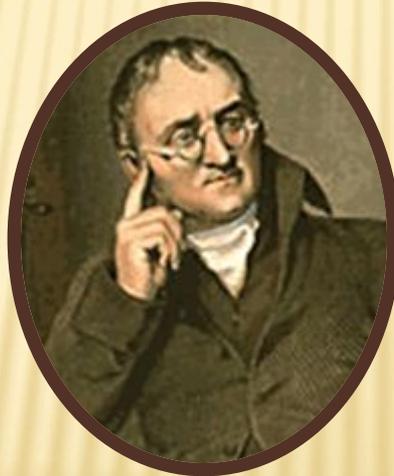
В настоящее время наряду с соединениями постоянного состава известны соединения переменного состава. Они встречаются среди веществ, имеющих кристаллическую структуру: оксиды ( $\text{Э}_2\text{O}_n$ ), гидриды ( $\text{ЭH}$  и  $\text{ЭH}_2$ ), сульфиды ( $\text{Э}_2\text{S}_n$ ), нитриды ( $\text{Э}_3\text{N}_n$ ), карбиды ( $\text{Э}_4\text{C}_n$ ), силициды ( $\text{Э}_4\text{Si}_n$ ) и др. Состав данных соединений зависит от условий их получения. Например, оксид ванадия (II) в зависимости от условий получения имеет состав от  $\text{VO}_{0,9}$  до  $\text{VO}_{1,3}$ .

Современная формулировка закона постоянства состава вещества: состав соединений молекулярной структуры (то есть состоящих из молекул) является постоянным независимо от способа получения; состав соединений с немoleкулярной структурой (с атомной, ионной, металлической решеткой) не является постоянным и зависит от условий получения.

# Закон кратных отношений (Дальтона)

---

**Закон кратных отношений:** если один и тот же элемент образует несколько соединений с другим элементом, то на одну и ту же массовую часть первого элемента будут приходиться такие массовые части второго, которые относятся друг к другу как небольшие целые числа.



**Джон Дальтон  
(1766-1844)**

**Состав оксидов азота (в процентах по массе) выражается следующими числами:**

	<b>Закись азота</b> <b>N<sub>2</sub>O</b>	<b>Окись азота</b> <b>NO</b>	<b>Азотистый ангидрид</b> <b>N<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b>	<b>Двуокись азота</b> <b>NO<sub>2</sub></b>	<b>Азотный ангидрид</b> <b>N<sub>2</sub>O<sub>5</sub></b>
	<b>Состав, %</b>				
<b>N</b>	<b>63,7</b>	<b>46,7</b>	<b>36,8</b>	<b>30,4</b>	<b>25,9</b>
<b>O</b>	<b>36,3</b>	<b>53,3</b>	<b>63,2</b>	<b>69,6</b>	<b>74,1</b>
<b>Частное O/N</b>	<b>0,57</b>	<b>1,14</b>	<b>1,71</b>	<b>2,28</b>	<b>2,85</b>
	<b>1</b>	<b>2</b>	<b>3</b>	<b>4</b>	<b>5</b>

**Разделив числа нижней строки на 0,57, видим, что они относятся как 1:2:3:4:5.**

# Периодический закон Д. И. Менделеева

Свойства химических элементов, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины заряда атомных ядер.

*Укажите периодический закон Менделеева,*  
*основанный на зависимости свойств элементов от величины заряда атомных ядер.*  
*Д. Менделеев.*

*Менделеев*  
*1869 г.*

Li=7	Be=9	B=10	C=12	N=14	O=16	F=19	Ne=20
Na=23	Mg=24	Al=27	Si=28	P=31	S=32	Cl=35.5	Ar=39.9
K=39	Ca=40	Sc=45	Ti=48	V=51	Cr=52	Mn=55	Fe=56
Rb=85	Sr=87	Zr=91	Ni=58.7	Cu=63.5	Zn=65	Ga=70	As=75
Cs=132.5	Ba=137	Hf=178	Co=58.9	Ni=58.7	Cd=112.4	In=75	Sb=121.8
Fr=223	Ra=226	Rf=181	Ni=58.7	Cu=63.5	Hg=200.6	Tl=204	Bi=208

*Essai d'une 4<sup>ème</sup> des éléments*  
*d'après leurs poids atomiques et*  
*fonctions chimiques D. Mendeleeff*  
*1869*

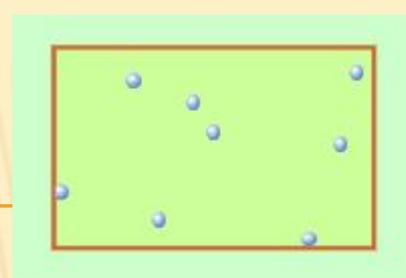
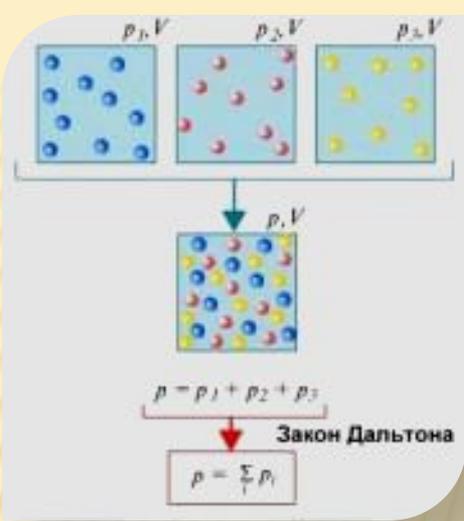
Li	Bc	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe
Rb	Sr	Zr	Ni	Cu	Zn	Ga	As
Cs	Ba	Hf	Co	Ni	Cd	In	Sb
Fr	Ra	Rf	Ni	Cu	Hg	Tl	Bi



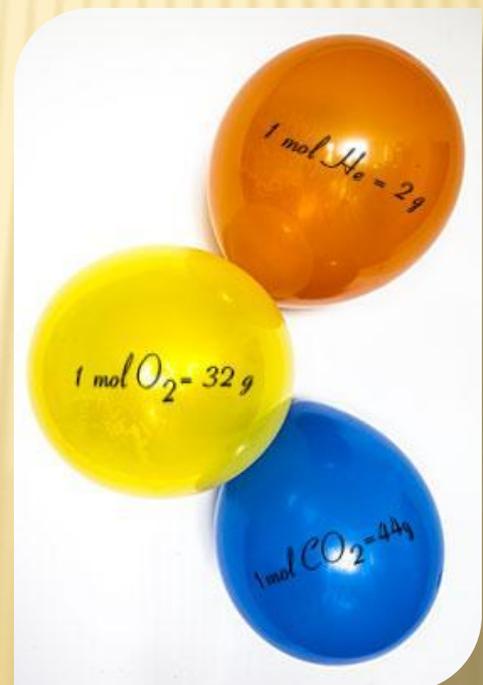
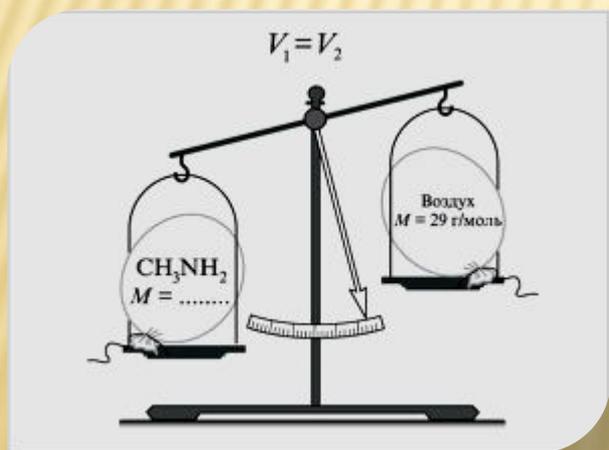
---

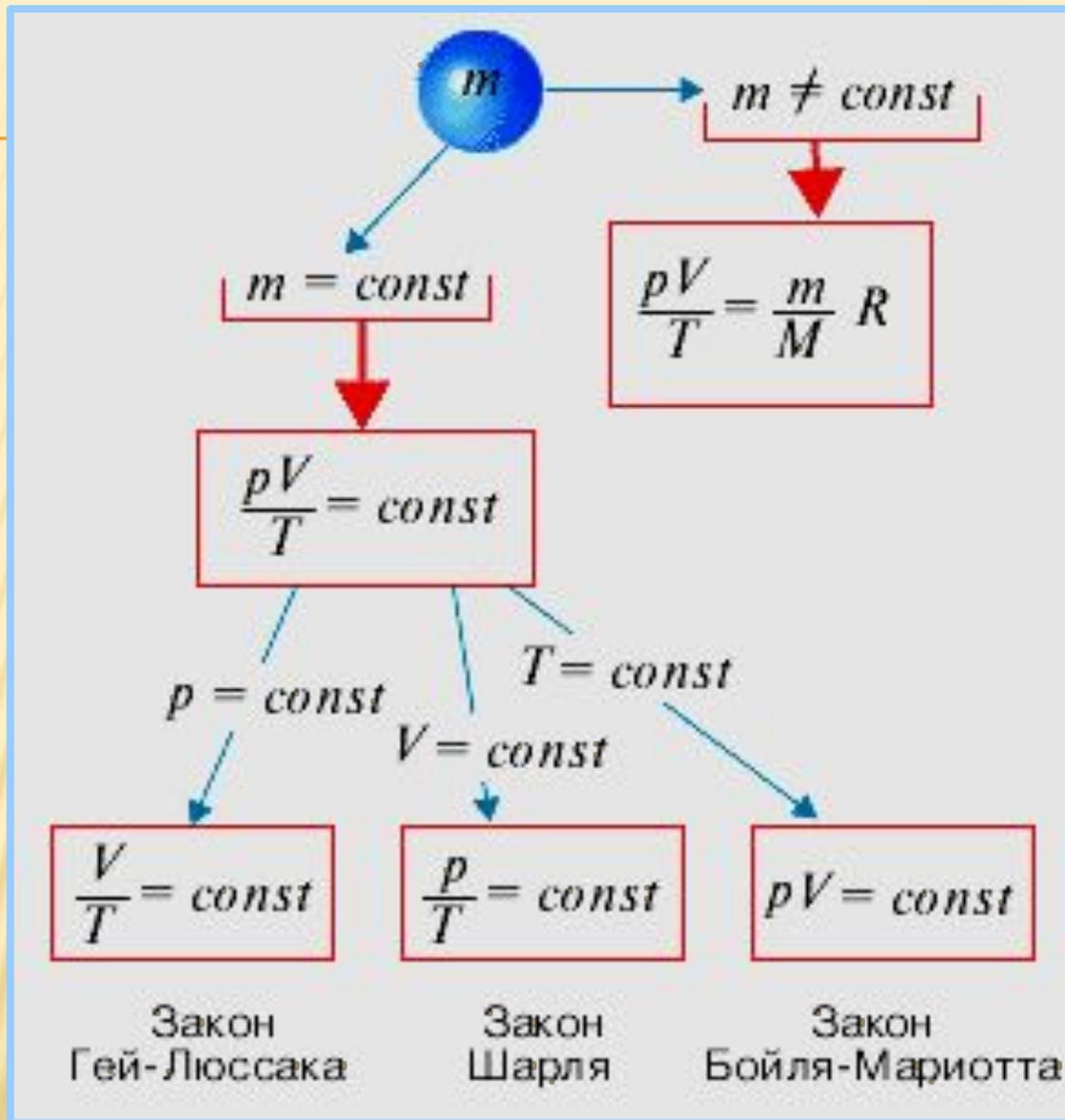
**Закон кратных отношений:** если один и тот же элемент образует несколько соединений с другим элементом, то на одну и ту же массовую часть первого элемента будут приходиться такие массовые части второго, которые относятся друг к другу как небольшие целые числа.

**Периодический закон Д.И. Менделеева:** свойства химических элементов, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины заряда атомных ядер.



# Газовые законы





## Объединенный газовый закон

# Закон Авогадро

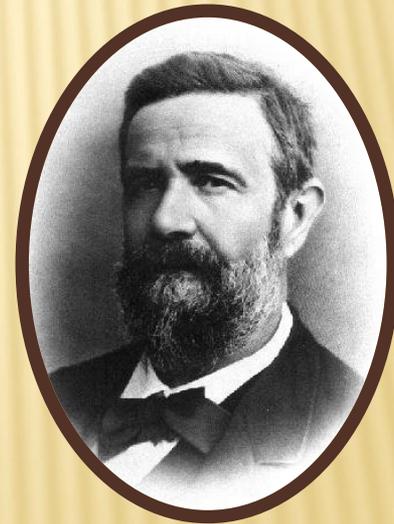
А. Авогадро (1811 г.), С. Канниццаро (1858 г.)

---

**Закон Авогадро:** в равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.



Амедео Авогадро



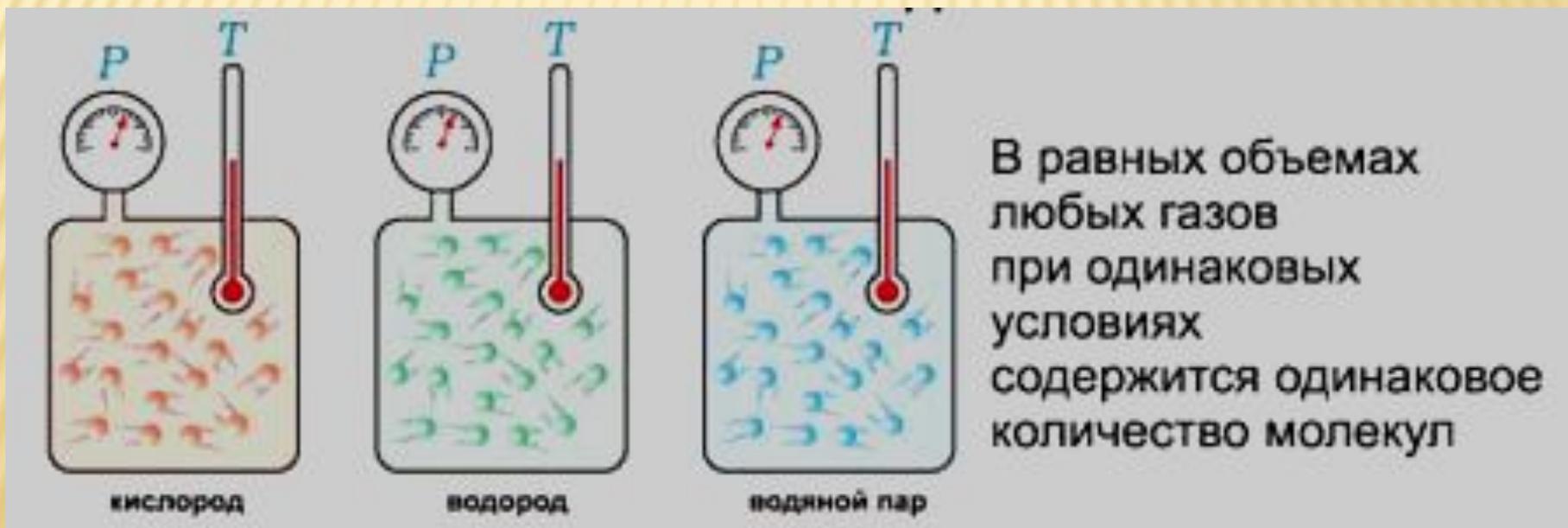
Станислао  
Канниццаро

## Из закона Авогадро следует:

а) одинаковое число молекул разных газов при одинаковых условиях занимают один и тот же объем;

б) один моль любого газа (молярный объем  $V_m$ ) при нормальных условиях (н. у.) составляет 22,4 л/моль.

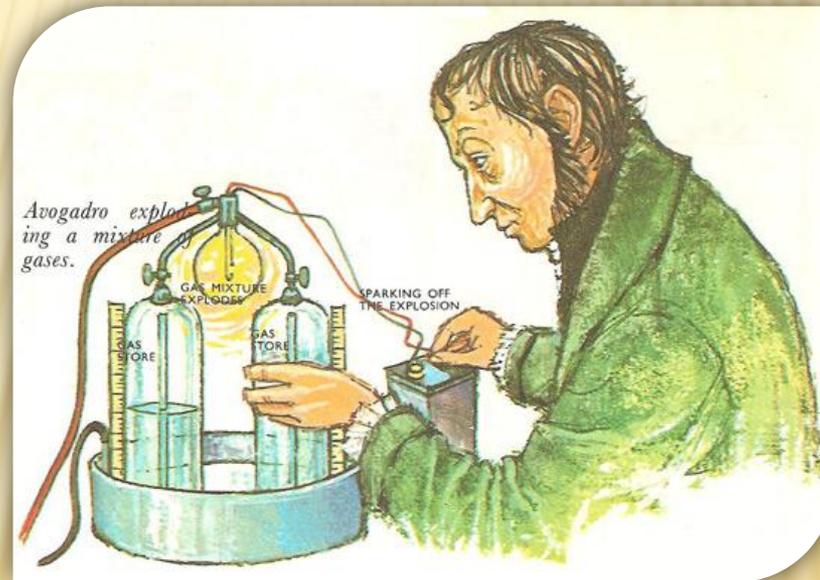
Н. у. :  $T_0 = 273 \text{ К}$ ,  $P_0 = 101,3 \text{ кПа}$ .



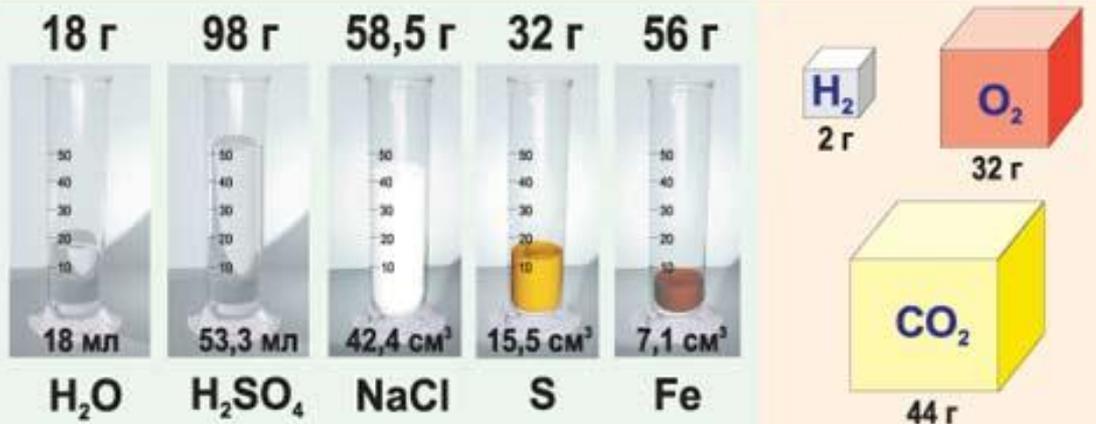
Зная массу одного атома углерода ( $1,993 \cdot 10^{-26}$  кг), можно вычислить число атомов  $N_A$  в 0,012 кг углерода:

$$N_A = 0,012 / (1,993 \cdot 10^{-26}) = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}.$$

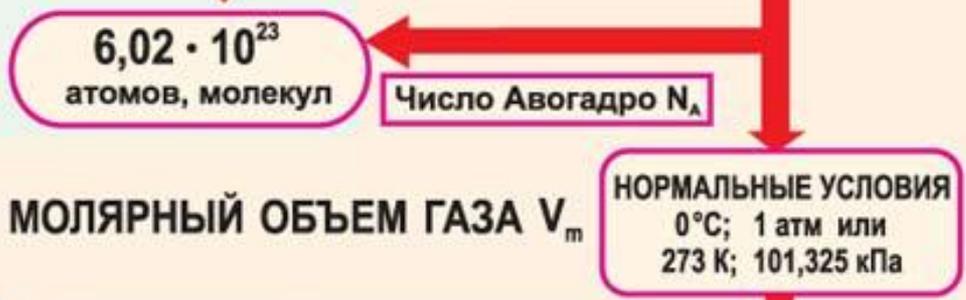
Это число называется **постоянной Авогадро**. Оно показывает число структурных единиц в моле любого вещества.



**Амедео Авогадро (1776 – 1856)**, профессор физики в Турине



Массы и объемы веществ количеством 1 моль      Массы 1 моль газов

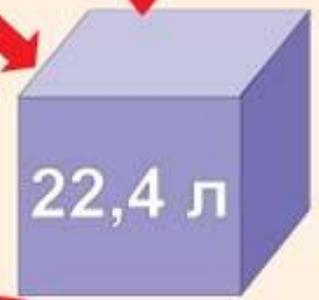


МОЛЯРНЫЙ ОБЪЕМ ГАЗА  $V_m$

$$V_{(O_2)} = \frac{32 \text{ г/моль}}{1,43 \text{ г/л}} = 22,4 \text{ л/моль}$$

$$V_m = \frac{M}{\rho} \qquad V_m = \frac{V}{\nu}$$

$$V_{(CO)} = \frac{28,01 \text{ г/моль}}{1,25 \text{ г/л}} = 22,4 \text{ л/моль}$$





$H_2$   
2 г

**1 моль**  
 **$6,02 \cdot 10^{23}$**   
структурных  
единиц



$O_2$   
32 г

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

### Молярная масса

$M$  — молярная масса, кг/моль

$m$  — масса вещества, кг

$\nu$  — количество вещества, моль



$NaCl$   
58,5 г



$Fe$   
56 г



$H_2O$   
18 г



$H_2SO_4$   
98 г



$C_{12}H_{22}O_{11}$   
342 г

$$n = \frac{m}{M} = \frac{N}{N_A} = \frac{V}{V_m}$$

$$N_A = \frac{N}{\nu}$$
$$N = N_A \cdot \nu$$
$$\nu = \frac{N}{N_A}$$

$N$  — число атомов или молекул вещества

$\nu$  — постоянная Авогадро

$N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$  моль<sup>-1</sup>

$n$  — количество вещества (моль)

$m$  — масса вещества (г)

$M$  — молярная масса вещества (г/моль)

$V$  — объём газа (л)

$V_m$  — молярный объём газа  $22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}}$  (н.у.)

$N$  — число структурных единиц вещества

$N_A$  — постоянная Авогадро  $6,02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}}$

н.у. — нормальные условия (0°C; 101,325 кПа – 1 атм)

**Закон Авогадро:** В равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.

**Н. у.:**  $T_0 = 273 \text{ К}$ ,  
 $P_0 = 101,3 \text{ кПа}$ .

Из закона Авогадро следует:

а) одинаковое число молекул разных газов при одинаковых условиях занимают один и тот же объем;

б) один моль любого газа (молярный объем  $V_m$ ) при нормальных условиях (н. у.) составляет 22,4 л/моль.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{N}{N_A} = \frac{V}{V_m}$$

$n$  – количество вещества (моль)

$m$  – масса вещества (г)

$M$  – молярная масса вещества ( $\frac{\text{г}}{\text{моль}}$ )

$V$  – объём газа (л)

$V_m$  – молярный объём газа  $22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}}$  (н.у.)

$N$  – число структурных единиц вещества

$N_A$  – постоянная Авогадро  $6,02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}}$

н.у. – нормальные условия ( $0^\circ\text{C}$ ;  $101,325 \text{ кПа}$  –  $1 \text{ атм}$ )

### Молярная масса

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

$$m = M \cdot \nu$$

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

$M$  — молярная масса, кг/моль

$m$  — масса вещества, кг

$\nu$  — количество вещества, моль

$$N_A = \frac{N}{\nu}$$

$$N = N_A \cdot \nu$$

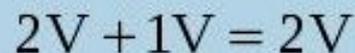
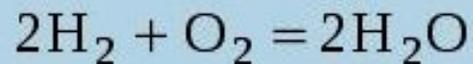
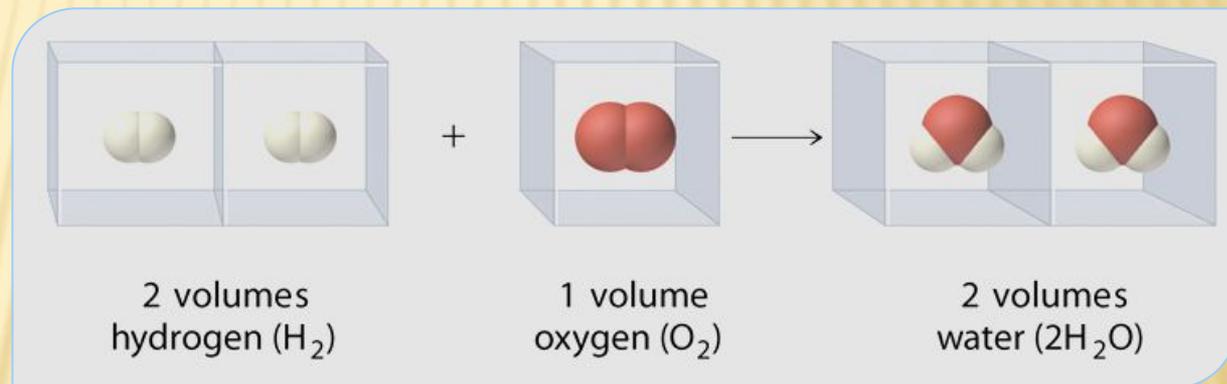
$$\nu = \frac{N}{N_A}$$

# Закон простых объемных отношений (Гей-Люссака)

При равных условиях объемы газов, вступающих в реакцию, относятся друг к другу и к объемам газообразных продуктов реакции как целые числа.



Жозеф Луи  
Гей-Люссак



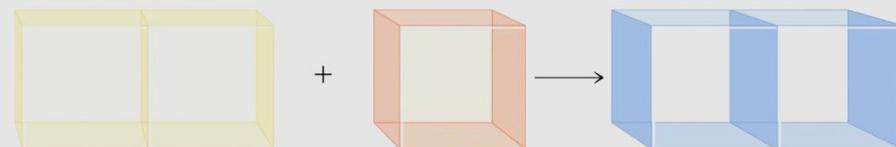


1 volume  
hydrogen

1 volume  
chlorine

2 volumes  
hydrogen chloride

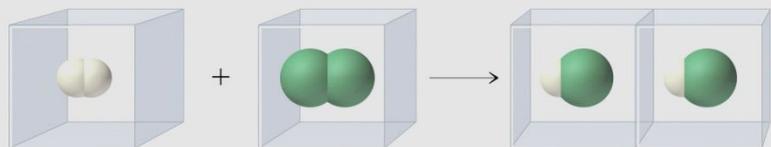
**(a) Gay-Lussac's experiment**



2 volumes  
hydrogen

1 volume  
oxygen

2 volumes  
water vapor

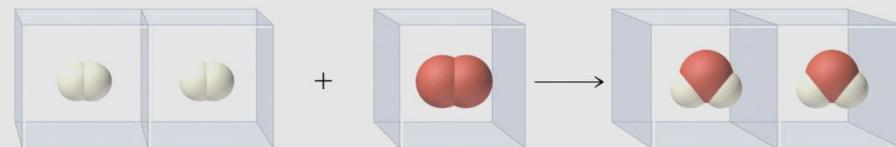


1 volume  
hydrogen ( $H_2$ )

1 volume  
chlorine ( $Cl_2$ )

2 volumes  
hydrogen chloride ( $2HCl$ )

**(b) Avogadro's hypothesis**



2 volumes  
hydrogen ( $H_2$ )

1 volume  
oxygen ( $O_2$ )

2 volumes  
water ( $2H_2O$ )

---

**Закон простых объемных отношений (Гей-Люссака):** при равных условиях объемы газов, вступающих в реакцию, относятся друг к другу и к объемам газообразных продуктов реакции как целые числа.

---

**Закон Бойля – Мариотта справедлив обычно для любых газов, а также и для их смесей, например для воздуха. Лишь при давлениях, в несколько сотен раз больших атмосферного, отклонения от этого закона становятся существенными.**

# Закон Гей-Люссака

Для газа данной массы при постоянном давлении отношение объема к температуре постоянно:

$$V/T = \text{const при } P = \text{const.}$$

Этот закон был установлен экспериментально в 1802 г. французским ученым Ж. Гей-Люссаком (1778–1850).



Жозеф Луи Гей-  
Люссак

**Уравнение состояния идеального газа.** В законах Бойля-Мариотта и Гей-Люссака имеется связь двух термодинамических параметров при фиксированном третьем:

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

**Уравнение Менделеева-Клапейрона:**

$$pV = \nu RT = \frac{m}{\mu} RT$$

**Закон Бойля – Мариотта:** для газа данной массы при постоянной температуре произведение давления газа на его объем постоянно:  
 $PV = \text{const}$  при  $T = \text{const}$

**Уравнение Менделеева-Клапейрона:**

$$pV = \nu RT = \frac{m}{\mu} RT$$

**Закон Гей-Люссака:** для газа данной массы при постоянном давлении отношение объема к температуре постоянно:

$$V/T = \text{const} \text{ при } P = \text{const.}$$

**Уравнение состояния идеального газа:**

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

ВЕЛИЧИНА	ФОРМУЛА ДЛЯ РАСЧЁТА
Масса	$m = \nu \cdot M, m = V : V_m \cdot M, m = N / N_A \cdot M, m = m_0 \cdot N,$ $m = C \cdot M \cdot V$
Количество вещества	$\nu = m : M, \nu = V : V_m, \nu = N : N_A, \nu = Q : Q_m$
Объём	$V = \nu \cdot V_m, V = m : M \cdot V_m, V = N : N_A \cdot V_m, V = m : \rho$
Число частиц	$N_0 = m / m_0, N_0 = \nu \cdot N_A, N_0 = m / M \cdot N_A, N_0 =$ $V / V_m \cdot N_A$
Масса частицы	$m_0 = m : N_0, m_0 = M : N_A, m_0 = V_m \cdot \rho : N_A$
Молярный объём	$V_m = V : \nu, V_m = V \cdot M : m, V_m = V \cdot N_A : N_0, V_m =$ $M : \rho$
Молярная масса	$M = m_0 \cdot N_A, M = D_{H_2} \cdot M_{H_2}$ $M = m : \nu, M = V_m \cdot \rho, M = m \cdot V_m : V, M = PV : \nu RT,$ $M = m \cdot N_A : N_0$
Относительная молекулярная масса	$M_r = m_0 : 1/12 m_0 C, M_r = 2D_{H_2}, M_r = 32D_{O_2}, M_r =$ $29D_{\text{возд.}}$
Относительная плотность	$D = \rho_1 : \rho_2, D = M_1 : M_2, D = Mr_1 : Mr_2, D_{\text{возд.}} = M : 29$
Число Авогадро	$N_A = N_0 : \nu, N_A = M : m \cdot N_0, N_A = N_0 \cdot V_m : V, N_A = M : m_0$