

# Молекулярная физика

часть 2

*Интегрированный урок физики и химии*

Учитель физики: Яковлева Т. Ю.

Учитель химии: Григорьева И.И.

Школа № 285

Санкт — Петербург

# Молекулярная физика

*Химия есть правая рука физики,  
математика – глаза.*

М.В. Ломоносов

# Закон сохранения массы

Русский учёный Михаил Васильевич Ломоносов (1711-65) в 1748 г. создал при Петербургской Академии наук первую в России химическую лабораторию. Тогда же он впервые сформулировал, а в 1756 г. экспериментально подтвердил на примере обжигания металлов в запаянных сосудах **закон сохранения массы (веса)**:

Общая масса (вес) веществ, вступивших в химическую реакцию, равна общей массе (весу) веществ, образующихся в результате реакции.

Русский учёный  
**Михаил Васильевич Ломоно́сов**  
(19.11.1711–15.04.1765)



Яковлева

4

# Закон сохранения массы

В 1789 г. (через 41 год после Ломоносова) более строгий вариант закона сохранения массы был установлен французским химиком Антуаном Лораном Лавуазье (1743-94), который показал, что при химических реакциях сохраняется не только общая масса веществ, но и масса каждого из элементов, входящих в состав взаимодействующих веществ.

Французский химик  
**Антуан Лоран Лавуазье**  
**(Antoine-Laurent Lavoisier)**  
(26.08.1743–8.05.1794)



# Связь массы и энергии

В 1905 г. немецкий физик Альберт Эйнштейн (Albert Einstein, 1879-1955) показал, что между массой тела ( $m$ ) и его энергией ( $E$ ) существует связь, выражаемая уравнением Эйнштейна:

$$E = mc_0^2$$

где  $c_0$  – скорость света в вакууме ( $3 \cdot 10^8$  м/с).

Немецкий (американский) физик  
**Альберт Эйнштейн (Albert Einstein)**  
(14.03.1879–18.04.1955)





# Размеры и массы атомов и молекул

Размер молекулы настолько мал, что представить его можно только с помощью сравнений.

Например, молекула воды во столько раз меньше крупного яблока, во сколько раз яблоко меньше земного шара.

Линейные размеры простых атомов и молекул составляют около  $10^{-10}$  м.

Масса атома водорода составляет  $1,674 \cdot 10^{-27}$  кг, кислорода —  $2,667 \cdot 10^{-26}$  кг, углерода —  $1,993 \cdot 10^{-26}$  кг.

# Атомная единица массы вещества

Атомная масса измеряется в атомных единицах массы.

**Атомная единица массы (а.е.м.)** или **дальтон (Да)** – единица массы, равная  $1/12$  массы изотопа углерода  $^{12}\text{C}$  (нуклида углерода с атомной массой 12), что в единицах системы СИ составляет  $(1,6605655 \pm 0,0000086) \cdot 10^{-27}$  кг (на 1980 год).

$$m_{\text{ед}} = 1 \text{ а.е.м.} = (\text{масса } ^{12}\text{C}) / 12 \approx 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$$

# Относительная молекулярная (атомная) масса вещества

**Относительная молекулярная (или атомная) масса вещества** — отношение массы молекулы (или атома) данного вещества к 1/12 массы атома углерода  $^{12}\text{C}$  (1 а.е.м.)

$$M_r = m_0 / (m_{0\text{C}} / 12)$$

$$M_r = m_0 / 1 \text{ а.е.м.}$$

где  $m_0$  – масса молекулы (или атома) данного вещества,  
 $m_{0\text{C}}$  – масса атома углерода.

Относительная молекулярная (атомная) масса выражается в атомных единицах массы.

# Опыты, позволившие открыть закон Авогадро. Закон объёмных отношений.

Измеряя объёмы газов, вступающих в реакцию и образующихся в результате реакции, французский физик Жозеф Луи Гей-Люссак (1778-1850) 31 декабря 1808 г. пришёл к установлению **закона простых объёмных отношений** («химическому» **закону Гей-Люссака**):

**Объёмы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу и к объёмам образующихся газообразных продуктов реакции как небольшие целые числа**

Французский физик  
**Жозеф Луи Гей-Люссак**  
(Joseph Louis Gay-Lussac)  
(6.12.1778-9.05.1850)



# Закон Авогадро

**В равных объёмах различных газов при одинаковых условиях (одинаковых температурах и давлениях) содержится одинаковое число молекул.**

Итальянский физик и химик  
**Амедео Авогадро (Amedeo Avogadro)**  
(9.08.1776-9.07.1856)



Закон Авогадро  
открыт А.Авогадро  
в 1811 году, однако  
только с 1860 года  
стал широко  
применяться в  
физике и химии.

# Моль

Слово «**моль**» придумал в начале 20 века немецкий физико-химик лауреат Нобелевской премии Вильгельм Оствальд (1853–1932); оно содержит тот же корень, что и слово «молекула» и происходит от латинского *moles* – громада, масса с уменьшительным суффиксом.

**Моль** – единица количества вещества  $\nu$  в системе СИ.

**Моль** – это количество вещества системы, содержащей столько же структурных элементов, сколько содержится атомов в 0,012 кг изотопа углерода  $^{12}\text{C}$ .

При применении моля структурные элементы должны быть специфицированы и могут быть атомами, молекулами, ионами, электронами и другими частицами или специфицированными группами частиц. Другими словами, в 1 моле содержится столько молекул (атомов, ионов и каких-либо других структурных элементов вещества), сколько атомов содержится в 0,012 кг изотопа углерода  $^{12}\text{C}$ .

Раньше молем или грамм-молекулой называли количество вещества, численно равное относительной молекулярной массе, но выраженное в граммах.



# Постоянная Авогадро

Число молекул (число структурных единиц) в одном моле любого вещества называется постоянной Авогадро

$$N = 6\,022\,136\,7 \cdot 10^{23}$$

# Молярная масса

**Массу одного моля вещества** (количество вещества  $\nu = 1$  моль) называют **молярной массой** и обозначают  $\mu$  или  $M$ :

**Молярная масса** — величина, равная отношению массы вещества  $m$  к количеству вещества  $\nu$ .

$$M = m / \nu.$$

В общем случае молярная масса вещества, выраженная в г/моль, численно равна относительной атомной или относительной молекулярной массе этого вещества:

$$M = M_r \text{ (г/моль)}, M = M_r \cdot 10^{-3} \text{ (кг/моль)},$$

# Количество вещества

$$\nu = N/N_A = m/M$$

$\nu$  — количество вещества,  $[\nu] = \text{моль}$ ,

$N$  - общее число молекул,

$N_A$  - число Авогадро,  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$  (1/моль),

$m$  — общая масса вещества,

$M$  — молярная масса,  $[M] = \text{кг/моль}$ ,

# Следствие из закона Авогадро

**При одинаковых условиях равные количества различных газов занимают равные объёмы.**

В частности, при **нормальных условиях** (н. у.)

[температуре  $T_0 = 273,15 \text{ К} = 0 \text{ °С}$  и

давлении  $p_0 = 1,01325 \cdot 10^5 \text{ Па} = 1 \text{ атм} = 760 \text{ мм. рт. ст.}$ ]

**1 моль любого газа (близкого по свойствам к идеальному газу), занимает один и тот же объём**

$V_M = 22,4 \text{ л.}$

Эта физическая постоянная  $V_M$  называется молярный (мольный) объём газа при нормальных условиях. Точное значение молярного объёма газа  $22.4135 \pm 0.0006 \text{ л/моль}$ .

# Следствие из закона Авогадро

Плотности  $\rho_2$  и  $\rho_1$  двух идеальных газов при одних и тех же давлении и температуре прямо пропорциональны их молярным массам  $M_2$  и  $M_1$  :

$$\rho_2 / \rho_1 = M_2 / M_1$$

# Следствие из закона Авогадро

Третье следствие закона Авогадро относится к реакциям с участием газов, его часто называют **законом объемных отношений**:

**Объемы реагирующих и образующихся в результате реакции газов, если они измерены при одинаковых условиях, относятся так же, как и коэффициенты в уравнении реакции.**

Например, для реакции горения метана  $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

на основании этого закона можно утверждать, что с одним объемом метана прореагирует два объема кислорода, в результате получится один объем углекислого газа, если все объемы измерены при одинаковых условиях.

**Атомная единица массы вещества (а.е.м.)**

$$m_{\text{ед}} = \frac{\text{масса атома } C_{12}}{12} \approx 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$$

**Относительная молекулярная (атомная) масса вещества - отношение массы молекулы (атома)  $m_0$  к а.е.м.**

$$M_r = \frac{m_0}{m_{\text{ед}}}$$

вещество	$M_r$
C	12
O	16
N	14
H	1

**Моль** - количество вещества, в котором содержится столько же молекул (атомов), сколько содержится в 0,012 кг углерода

Моль любого вещества содержит одно и тоже число молекул - **число Авогадро**

$$N_A = \frac{0,012 \text{ кг/моль}}{1,66 \cdot 10^{-27} \cdot 12} = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$$

**Молярная масса** есть масса моля вещества

$$M = m_0 N_A = M_r m_{\text{ед}} N_A$$
$$M = M_r \cdot 10^{-3} \text{ (кг/моль)}$$

**Количество вещества**

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

### Закон Авогадро

Моль любого идеального газа при нормальных условиях занимает объем



$$p = 760 \text{ мм рт.ст.}$$
$$= 1,013 \cdot 10^5 \text{ Па,}$$
$$T = 273 \text{ К}$$
$$V = 22,4 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$$

# Вопросы

- Каковы порядковые величины диаметра и массы молекул?
- Что называют относительной молекулярной массой?
- Что называют количеством вещества?
- Какова единица количества вещества? Дайте определение этой единицы.
- Что такое молярная масса вещества?
- Что называют постоянной Авогадро?
- Чему равна постоянная Авогадро?



# Домашнее задание

**Повторите:**

- **Что такое молекула?**
- **Что такое атом?**
- **Количество вещества.**
- **Число Авогадро.**
- **Закон Авогадро.**
- **Молярная масса вещества.**

**Спасибо за внимание!**