

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
«СТАВРОПОЛЬСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»



ЛЕКЦИЯ № 2

ФИЗИЧЕСКИЕ ВЕЛИЧИНЫ, ХАРАКТЕРИЗУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВО

преподаватель:

доцент Волосова Елена Владимировна



ПЛАН ЛЕКЦИИ:

- 1. Физические величины, характеризующие вещество.**
- 2. Основные законы химии.**

1. ФИЗИЧЕСКИЕ ВЕЛИЧИНЫ, ХАРАКТЕРИЗУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВО

➤ Размеры атомов

Атомы различных элементов имеют разные размеры и разные массы.

Так:

$$m_{\text{ат.}}(\text{H}) = 1,674 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$$

$$m_{\text{ат.}}(\text{O}) = 2,667 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$$

$$m_{\text{ат.}}(\text{C}) = 1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$$



➤ Относительная атомная
масса элемента A_r

— это величина, равная отношению массы атома элемента к $1/12$ массы атома углерода ^{12}C (величина *безразмерная*) и находится по периодической системе элементов Д.И. Менделеева.

$$Ar(X) = \frac{m_a(X)}{\frac{1}{12} m_a(^{12}\text{C})}$$

$$Ar(H) = \frac{m_a(H)}{\frac{1}{12} m_a(^{12}\text{C})} = \frac{1,674 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{\frac{1}{12} \cdot 1,993 \cdot 10^{-26} \text{ kg}} \approx 1,008$$

ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА A_r

Н	1
	1,00797
Водород	

$$A_r(\text{H}) = 1$$



О	8
	15,9994
Кислород	

$$A_r(\text{O}) = 16$$



С	6
	12,01115
Углерод	

$$A_r(\text{C}) = 12$$



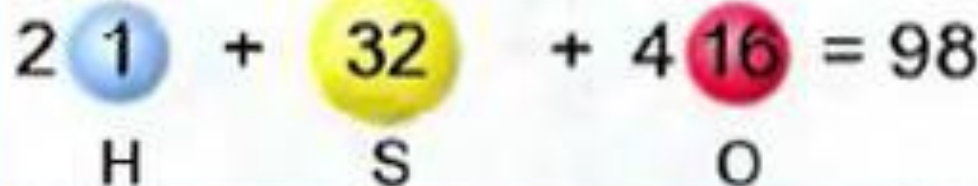
Рис. 29. Каждый элемент имеет своё значение относительной атомной массы

➤ Относительная молекулярная масса M_r

- это отношение массы молекулы вещества к $1/12$ массы атома ^{12}C (величина *безразмерная*), равна сумме относительных атомных масс элементов, входящих в состав молекулы с учетом количества атомов каждого элемента.

$$Mr(v - va) = \frac{m_{\text{м-лы}} (v - va)}{\frac{1}{12} m_a^{12} C}$$

ОТНОСИТЕЛЬНАЯ МОЛЕКУЛЯРНАЯ МАССА MR



В химии используют понятие «количество вещества».

Количество вещества (n) - это физическая величина, которая определяет число однотипных структурных единиц данного вещества.

СТРУКТУРНЫЕ ЕДИНИЦЫ ВЕЩЕСТВА N

- это молекулы (если вещество состоит из молекул), атомы (если это атомарное вещество), ионы (если вещество является ионным соединением) или любые другие частицы.

Моль

— это количество вещества, содержащее столько структурных единиц (молекул, атомов, ионов и т. д.), сколько содержится атомов в 12 г изотопа углерода ^{12}C .

Число Авогадро N_A

- **показывает** **число**
структурных единиц в
моле любого вещества.

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

➤ Количество вещества n

(v)

**или число молей, равно
отношению данного
числа частиц (атомов,
молекул, ионов) N к N_A .**

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

➤ Молярная масса M

– масса 1 моля вещества, численно равна относительной атомной массе элемента (если вещество состоит из атомов) или относительной молекулярной массе вещества (если вещество простое или сложное).

Молярная масса М

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

m – масса вещества;

n – число молей вещества.

Молярная масса М

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

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

$$m = n \cdot M$$

➤ Молярный объем газа V_m
(л/моль)

– это объем 1 моля газа при данных условиях (Т, Р).

$$V_m = 22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}} \text{ (н.у.)}$$

Нормальные условия:

$$T = 0^{\circ} \text{C} \text{ или } 273 \text{ K}$$

$$P = 1 \text{ атм.} = 760 \text{ мм.рт.ст.} \\ = 101,3 \text{ кПа}$$

□ Молярный объем газа V_m
(л/моль)

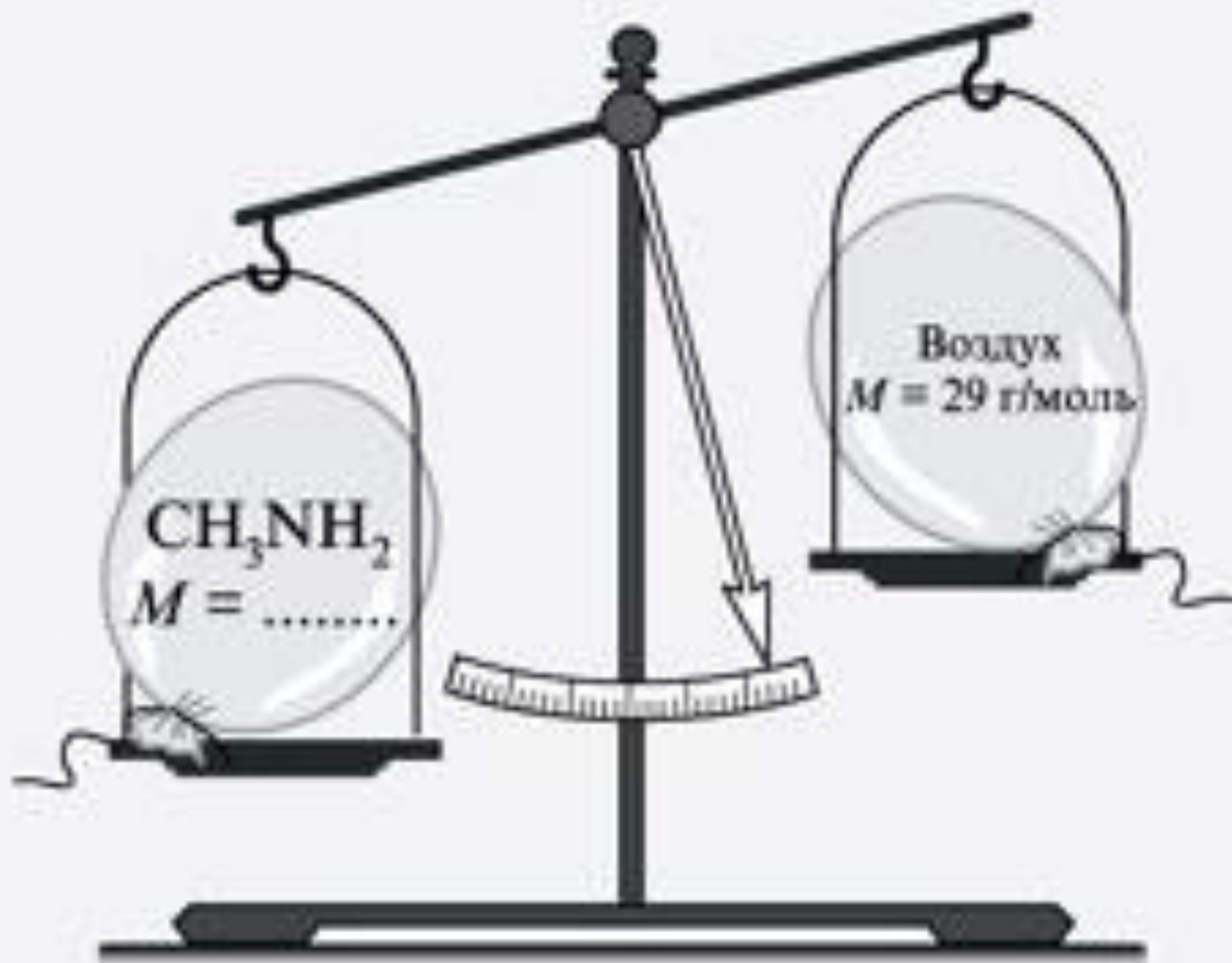
$$V = n \cdot V_m$$

$$V = \frac{m}{M} \cdot V_m$$

➤ Относительная плотность по газу D

- **относительная плотность одного газа по другому газу равна отношению их молярных масс, величина безразмерная, показывает во сколько раз один газ тяжелее другого.**

$$V_1 = V_2$$



$$D = \frac{M_{газа1}}{M_{газа2}}$$

ОТНОСИТЕЛЬНАЯ ПЛОТНОСТЬ ЛЮБОГО ГАЗА ПО ВОДОРОДУ

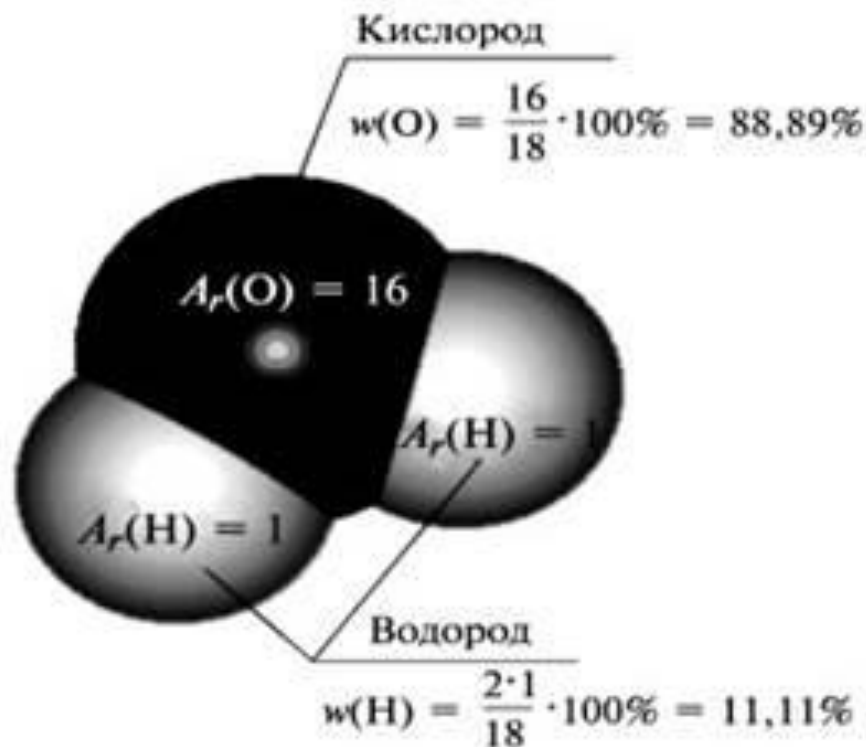
$$D_{H_2} \equiv \frac{M_{газа}}{M_{H_2}} \equiv \frac{M_{газа}}{2}; \quad M_{газа} \equiv 2 \cdot D_{H_2}$$

ОТНОСИТЕЛЬНАЯ ПЛОТНОСТЬ ПО ВОЗДУХУ

$$D_{\text{возд}} = \frac{M_{\text{газа}}}{M_{\text{возд}}} = \frac{M_{\text{газа}}}{29};$$

$$M_{\text{газа}} = 29 \cdot D_{\text{возд}}$$

□ Массовая доля элемента в соединении



$$\omega(\%) = \frac{A_r(\text{элемента}) \cdot n(\text{эл} - \text{та})}{M_r(\text{в} - \text{ва})} \cdot 100\%$$

Основное уравнение газового состояния

(уравнение объединенного закона Клайперона):

$$\frac{P \cdot V}{T} = \frac{P_0 \cdot V_0}{T_0}$$

P, V, T – при данных условиях

P_0, V_0, T_0 – при нормальных условиях

□ Уравнение Клайперона-
Менделеева

$$PV = \nu RT$$

$$PV = \frac{m}{M} RT$$

$$R = 8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} \quad (\text{если } P \text{ в Па, а } V \text{ в м}^3)$$

$$R = 0,082 \frac{\text{л} \cdot \text{атм}}{\text{моль} \cdot \text{К}} \quad (P(\text{атм}), V(\text{л}))$$

***R* – универсальная газовая постоянная**

➤ Химический эквивалент

– это реальная или условная частица, которая в реакциях кислотно-основного обмена соответствует 1 катиону водорода, а в ОВР 1 принятому или отданному электрону.

МОЛЯРНАЯ МАССА ЭКВИВАЛЕНТА ($M_{\text{э}}$) ВЕЩЕСТВА

✓ это масса 1 моль эквивалента
вещества, она равна
произведению фактора
эквивалентности на молярную
массу вещества:

МОЛЯРНАЯ МАССА ЭКВИВАЛЕНТА ($M_{\text{э}}$) ВЕЩЕСТВА

$$M_{\text{э}} (\text{в-ва}) = f_{\text{э}} * M (\text{в-ва})$$

МОЛЯРНАЯ МАССА ЭКВИВАЛЕНТА ЭЛЕМЕНТА

✓ равна отношению молярной массы элемента к его валентности.

$$M_{\text{э}} (\text{элемента}) = \frac{M (\text{элемента})}{V}$$

$$f_{\text{э}} = \frac{1}{V}$$

МОЛЯРНАЯ МАССА ЭКВИВАЛЕНТА ОСНОВАНИЯ

равна отношению молярной массы
основания к числу замещенных
гидроксогрупп (чЗОН^-):

$$M_{\text{Э (основания)}} = \frac{M (\text{основания})}{\text{чЗОН}^-}$$

$$f_{\text{Э}} = \frac{1}{\text{чЗОН}^-}$$

МОЛЯРНАЯ МАССА ЭКВИВАЛЕНТА КИСЛОТЫ

равна отношению молярной массы кислоты к числу замещенных катионов водорода (чЗН^+).

$$M_{\text{Э (кислоты)}} = \frac{M \text{ (кислоты)}}{\text{чЗН}^+}$$

$$f_{\text{Э}} = \frac{1}{\text{чЗН}^+}$$

МОЛЯРНАЯ МАССА ЭКВИВАЛЕНТА СОЛИ

✓ в обменных реакциях равна отношению молярной массы соли к произведению числа катионов соли на его валентность.

$$M_{\text{Э}}(\text{соли}) = \frac{M(\text{соли})}{n * B}$$

$$f_{\text{Э}} = \frac{1}{nB}$$

2. ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ

ЗАКОН СОХРАНЕНИЯ МАССЫ

✓ **Масса веществ, которые вступают в химическую реакцию, равна массе веществ, которые образуются в результате реакции.**

Сформулировал русский ученый

Михаил Васильевич Ломоносов, 1748 г.

ЗАКОН СОХРАНЕНИЯ ЭНЕРГИИ

✓ энергия не возникает из ничего и не исчезает бесследно, она переходит из одного вида в другой в строго эквивалентных количествах.

*Сформулировал русский ученый
Михаил Васильевич Ломоносов, 1748 г.*

ЗАКОН ПОСТОЯНСТВА СОСТАВА

✓ любое химически чистое вещество всегда имеет постоянный качественный и количественный состав независимо от способов его получения.

*Сформулировал французский ученый
Ж. Пруст, 1808 г.*

ЗАКОН АВОГАДРО

- ✓ в равных объёмах различных газов при одинаковых условиях (температура и давление) содержится одинаковое число молекул.
- ✓ Закону Авогадро подчиняются **только газы**.

*Сформулировал итальянский учёный
А. Авогадро, 1811 г.*

СЛЕДСТВИЯ ИЗ ЗАКОНА АВОГАДРО

1. 1 моль любого газа при н.у.
занимает $V = 22,4\text{л}$
2. В 22,4 л любого газа при н.у.
содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул

ЗАКОН ЭКВИВАЛЕНТОВ

– все вещества реагируют между собой в строго определенных количествах, пропорциональных их эквивалентам.

*Сформулировал немецкий ученый
И. Рихтер, 1792*

$$\frac{M_{\mathfrak{A}_1}}{M_{\mathfrak{A}_2}} = \frac{V_{m_{\mathfrak{A}_1}}}{V_{m_{\mathfrak{A}_2}}} \frac{m_1}{m_2} = \frac{\mathfrak{A}_1}{\mathfrak{A}_2}$$

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{\mathfrak{A}_1}}{M_{\mathfrak{A}_2}}$$

ДОМАШНЕЕ ЗАДАНИЕ

1. В рабочей тетради **ТЕМА № 2,**
(з. 1, 2)
2. Выучить лекции № 1, 2.
3. Химический диктант № 1