

# ОЧКАСОВ ЕВГЕНИЙ МИХАЙЛОВИЧ

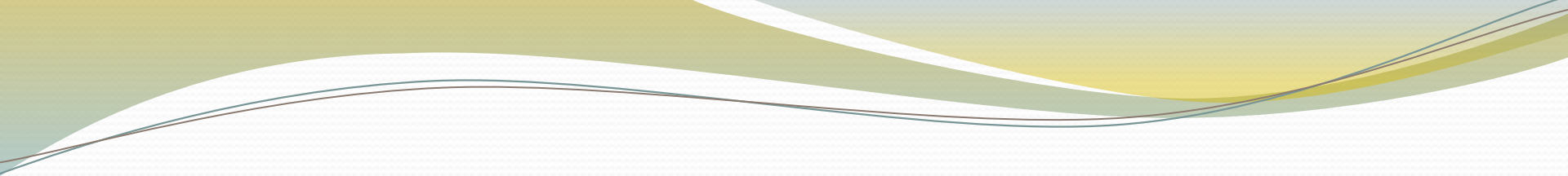
ПРЕПОДАВАТЕЛЬ ХИМИИ И БИОЛОГИИ

ГОСУДАРСТВЕННОГО АВТОНОМНОГО  
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО УЧРЕЖДЕНИЯ  
СРЕДНЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ  
ДЕПАРТАМЕНТА ОБРАЗОВАНИЯ ГОРОДА МОСКВЫ  
ПОЛИТЕХНИЧЕСКИЙ КОЛЛЕДЖ № 8  
ИМЕНИ ДВАЖДЫ ГЕРОЯ СОВЕТСКОГО СОЮЗА И.Ф.  
ПАВЛОВА  
(ГАОУ СПО ПК №8 ИМ. И.Ф.ПАВЛОВА)

# ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

# Содержание

- Основные понятия химии..... 3
- Состав веществ. Изменение веществ..... 8
- Основные законы химии..... 24
- Обозначения, названия и единицы физической  
величины..... 34
- Задания..... 35



# **ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИИ.**

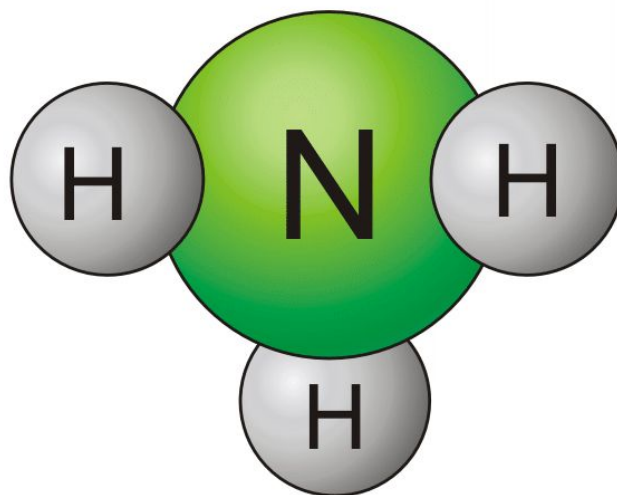
Химия – это наука о составе, строении, свойствах и превращениях веществ.

Вещество – один из видов материи, который характеризуется массой покоя. Это совокупность атомов, ионов или молекул, состоящих из одного или нескольких химических элементов.

**Атом** – это электронейтральная частица, состоящего из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов. Атом – наименьшая частичка химического элемента, предел химической делимости материи.

Частица и ее обозначение	Масса	Заряд
Протон $p^+$	1 а.е.м.	+1
Нейтрон $n^0$	1 а.е.м.	0
Электрон $e^-$	$5 \cdot 10^{-4}$ а.е.м.	-1

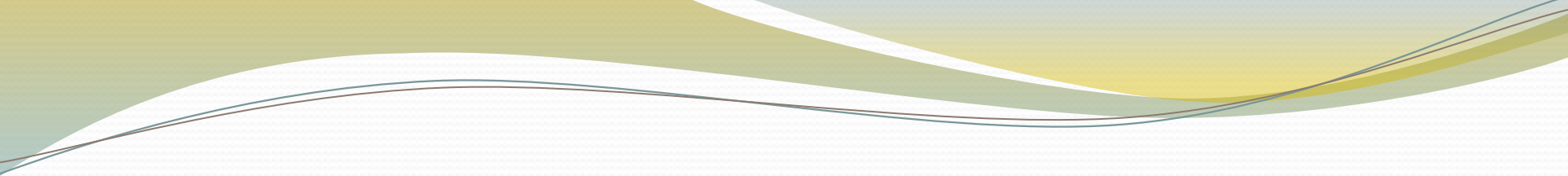
**Молекула** – это отдельная электронейтральная частица, образующаяся при возникновении ковалентных связей между атомами одного или нескольких элементов, которая определяет химические свойства вещества.



**Химический элемент** – это совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра.

Вещества, образованные одним химическим элементом, называют **простыми**. Один и тот же химический элемент может образовывать несколько простых веществ. Это явление называют **аллотропией**, а различные простые вещества, образованные одним элементом, - **аллотропными видоизменениями**, или **аллотропными модификациями**.





**Состав веществ.  
Изменение  
веществ.**

Простые вещества – это вещества, образованные одним химическим элементом.

Вещества, образованные из двух и более химических элементов, называют **сложными**. Сложных веществ гораздо больше, чем простых.



Различают в качественный и количественный состав веществ.

**Качественный состав** – это совокупность химических элементов и (или) атомных группировок, составляющих данное химическое вещество.

**Количественный состав** – это показатели, характеризующие количество или число атомов того или иного химического элемента и (или) атомных группировок, образующих данное химическое вещество.

Состав веществ отображают посредством химической символики.

По предложению Й. Я. Берцелиуса элементы принято обозначать первой или первой и одной из последующих букв латинских названий элементов.

периоды	группы элементов									
	а I б	а II б	а III б	а IV б	а V б	а VI б	а VII б	а	VIII	б
1							<b>H</b> <sup>1</sup> ВОДОРОД	<b>He</b> <sup>2</sup> ГЕЛИЙ		
2	<b>Li</b> <sup>3</sup> ЛИТИЙ	<b>Be</b> <sup>4</sup> БЕРИЛЛИЙ	<b>B</b> <sup>5</sup> БОР	<b>C</b> <sup>6</sup> УГЛЕРОД	<b>N</b> <sup>7</sup> АЗОТ	<b>O</b> <sup>8</sup> КИСЛОРОД	<b>F</b> <sup>9</sup> ФТОР	<b>Ne</b> <sup>10</sup> НЕОН		
3	<b>Na</b> <sup>11</sup> НАТРИЙ	<b>Mg</b> <sup>12</sup> МАГНИЙ	<b>Al</b> <sup>13</sup> АЛЮМИНИЙ	<b>Si</b> <sup>14</sup> КРЕМНИЙ	<b>P</b> <sup>15</sup> ФОСФОР	<b>S</b> <sup>16</sup> СЕРА	<b>Cl</b> <sup>17</sup> ХЛОР	<b>Ar</b> <sup>18</sup> АРГОН		
4	<b>K</b> <sup>19</sup> КАЛИЙ	<b>Ca</b> <sup>20</sup> КАЛЬЦИЙ	21 <b>Sc</b> СКАНДИЙ	22 <b>Ti</b> ТИТАН	23 <b>V</b> ВАНАДИЙ	24 <b>Cr</b> ХРОМ	25 <b>Mn</b> МАРГАНЕЦ	26 <b>Fe</b> ЖЕЛЕЗО	27 <b>Co</b> КОБАЛЬТ	28 <b>Ni</b> НИКЕЛЬ
	29 <b>Cu</b> МЕДЬ	30 <b>Zn</b> ЦИНК	31 <b>Ga</b> ГАЛЛИЙ	32 <b>Ge</b> ГЕРМАНИЙ	33 <b>As</b> МЫШЬЯК	34 <b>Se</b> СЕЛЕН	35 <b>Br</b> БРОМ	36 <b>Kr</b> КРИПТОН		
5	<b>Rb</b> <sup>37</sup> РУБИДИЙ	<b>Sr</b> <sup>38</sup> СТРОНЦИЙ	39 <b>Y</b> ИТТРИЙ	40 <b>Zr</b> ЦИРКОНИЙ	41 <b>Nb</b> НИОБИЙ	42 <b>Mo</b> МОЛИБДЕН	43 <b>Tc</b> ТЕХНЕЦИЙ	44 <b>Ru</b> РУТЕНИЙ	45 <b>Rh</b> РОДИЙ	46 <b>Pd</b> ПАЛЛАДИЙ
	47 <b>Ag</b> СЕРЕБРО	48 <b>Cd</b> КАДМИЙ	49 <b>In</b> ИНДИЙ	50 <b>Sn</b> ОЛОВО	51 <b>Sb</b> СУРЬМА	52 <b>Te</b> ТЕЛЛУР	53 <b>I</b> ИОД	54 <b>Xe</b> КСЕНОН		
6	<b>Cs</b> <sup>55</sup> ЦЕЗИЙ	<b>Ba</b> <sup>56</sup> БАРИЙ	57 <b>La*</b> ЛАНТАН	72 <b>Hf</b> ГАФНИЙ	73 <b>Ta</b> ТАНТАЛ	74 <b>W</b> ВОЛЬФРАМ	75 <b>Re</b> РЕНИЙ	76 <b>Os</b> ОСМИЙ	77 <b>Ir</b> ИРИДИЙ	78 <b>Pt</b> ПЛАТИНА
	79 <b>Au</b> ЗОЛОТО	80 <b>Hg</b> РТУТЬ	81 <b>Tl</b> ТАЛЛИЙ	82 <b>Pb</b> СВИНЕЦ	83 <b>Bi</b> ВИСМУТ	84 <b>Po</b> ПОЛОНИЙ	85 <b>At</b> АСТАТ	86 <b>Rn</b> РАДОН		
7	<b>Fr</b> <sup>87</sup> ФРАНЦИЙ	<b>Ra</b> <sup>88</sup> РАДИЙ	89 <b>Ac*</b> АКТИНИЙ	104 <b>Rf</b> РЕЗЕРФОРДИЙ	105 <b>Db</b> ДУБНИЙ	106 <b>Sg</b> СИБОРГИЙ	107 <b>Bh</b> БОРИЙ	108 <b>Hs</b> ХАССИЙ	109 <b>Mt</b> МЕЙТНЕРИЙ	

**Химический знак (символ)** – несет значительную информацию. Он обозначает название элемента, один его атом, один моль атомов этого элемента. По символу химического элемента можно определить его атомный номер и относительную атомную массу.

**Химическая формула** – это способ отображения химического состава вещества. Она обозначает название вещества, одну молекулу его, один моль этого вещества. По химической формуле можно определить качественный состав вещества, число атомов и количество вещества каждого элемента в одном моле вещества, его относительную молекулярную и молярную массу.

[Посмотреть видеоролик.](#)

Формулы вещества составляют на основании еще одного важнейшего понятия в химии – валентности.

**Валентность** – это способность атомов одного химического элемента соединяться со строго определенным числом атомов другого химического элемента.

Валентность атомов некоторых элементов в соединениях		
Величина валентности	Металлы	Неметаллы
Одновалентные	<b>Na, K, Ag, Cu, Hg</b>	<b>H, Cl</b>
Двухвалентные	<b>Mg, Ca, Ba, Cu,</b> Hg, Fe, Zn, Sn, Pb, Cr	<b>O, S</b>
Трехвалентные	<b>Al, Cr, Fe</b>	N
Четырехвалентные		C, Si, S
Пятивалентные		N, P
Шестивалентные		S

Примечание: Шрифтом выделены элементы с постоянной валентностью.

Широко используются несколько видов химических формул:

1. Простейшая (эмпирическая) формула показывает качественный состав и соотношения, в которых находятся частицы, образующие данное вещество.
2. Молекулярная (истинная) формула показывает качественный состав и число составляющих вещество частиц, но не показывает порядок связей частиц в веществе, т. е. его структуру.
3. Графическая формула отражает порядок соединения атомов, т. е. связи между ними.

[Посмотреть видеоролик получения формулы по названию](#)



**Относительная атомная масса ( ) химического элемента** – это величина, показывающая отношение средней массы атома природной изотопной смеси элемента к  $1/12$  массы атома углерода :

Единая углеродная атомная единица массы (а. е. м.) равна:

$$1 \text{ а. е. м.} = \frac{1}{12} m(^{12}\text{C}) = 1,66057 * 10^{-27} \text{ кг.}$$

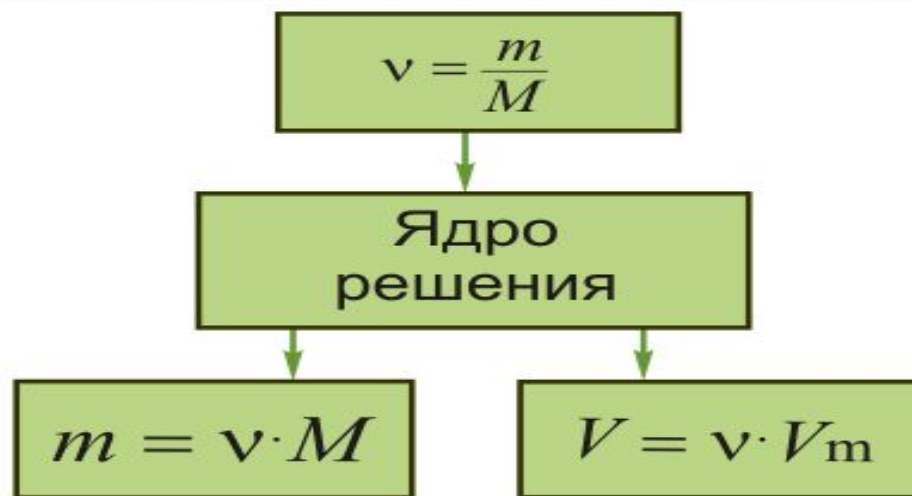
**Относительная атомная масса** – одна из основных характеристик химического элемента.

Относительная молекулярная масса ( $M_r$ ) равна сумме относительных атомных масс всех атомов, образующих молекулу вещества.

Количество вещества ( $n$  или  $\nu$ ) характеризуют числом атомов, молекул или других формульных единиц данного вещества.

В Международной системе СИ за единицу количества вещества принят моль.

**Моль** – это количество вещества, содержащее столько же формульных единиц, сколько атомов содержат 0,012 кг изотопа углерода  $^{12}\text{C}$ .



Моль - это  
такое количество  
вещества,  
в котором содержится  
 $6,02 \cdot 10^{23}$   
структурных элементов  
данного вещества.

Массу одного моля называют **молярной массой** и обозначают буквой  $M$ :

$$M = M_r * 1 \text{ г/моль.}$$



Молярная масса  
вещества -  
это отношение  
массы вещества  
к его количеству:

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

Молярная масса может быть выражена через число молекул (или атомов) в одном моле вещества ( ) и массу ( ) отдельной молекулы (или атома):

Массу молекулы (атома) в килограммах можно рассчитать по уравнению

$$m_0 = M_r * 1a.e.m. = M_r * 1,66 * 10^{-27} \text{ кг},$$

следовательно

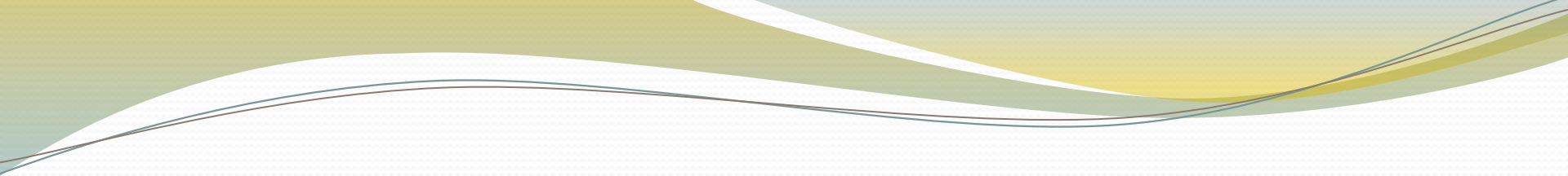
$$M * 10^{-3} \text{ (кг/моль)} = N_A M_r * 1,66 * 10^{-27} \text{ (кг/моль)}$$

Из этого выражения можно определить число молекул или атомов, содержащихся в одном месте любого вещества, которое называют постоянной Авогадро.

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

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





**ОСНОВНЫЕ  
ЗАКОНЫ  
ХИМИИ**

## I. Закон сохранения массы.

Был открыт [М. В. Ломоносовым](#) и сформулирован А. Лавуазье:

Масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, образовавшихся [в результате реакции](#).

Этот закон является одним из основных стехиометрических законов химии.

[Посмотреть видеоролик.](#)

**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 1799 г.:

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 таков:

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.

[Посмотреть видеоролик.](#)

## II. Закон Авогадро.

Сформулирован А. Авогадро в результате проведения многочисленных экспериментов:

В равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.

Из закона Авогадро вытекают 2 следствия:

1. Один моль любого газа при одинаковых условиях занимает один и тот же объем. Этот объем, называемый молярным ( $V_m$ ), при нормальных условиях (давление  $p_0 = 101325$  Па и абсолютной температуре  $T_0 = 273,15$  К) равен 22,4 л:

$$V_m = 22,4 \text{ л / моль}$$



2. 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  $D$ .

Уравнение состояния идеального газа (уравнение Менделеева-Клапейрона).

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

где  $p$  – давление;

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

$M$  – молярная масса газа;

$T$  – температура;

$n$  – количество вещества газа, моль;

$R$  – универсальная газовая постоянная, значение которой зависит от единиц, в которых измеряют давление и объем.

# ОБОЗНАЧЕНИЯ, НАЗВАНИЯ И ЕДИНИЦЫ ФИЗИЧЕСКИХ ВЕЛИЧИН

Обозначение	Название	Единица	Формулы для нахождения величины
$\nu$	Количество вещества	моль	$\nu = \frac{m}{M}; \quad \nu = \frac{N}{N_A}; \quad \nu(\text{газа}) = \frac{V(\text{газа})}{V_m}$
$m$	Масса	кг, г, т	$m = \nu \cdot M; \quad m(\text{раствора}) = \rho \cdot V$
$M$	Молярная масса	кг/моль, г/моль	$M = \frac{m}{\nu}; \quad M(\text{газа}) = V_m \cdot \rho$
$V_m$	Молярный объем газа	л/моль	$V_m = 22,4 \text{ л/моль (при н. у.)}$
$V$	Объем	$\text{м}^3, \text{ дм}^3 (\text{л}),$ $\text{см}^3 (\text{мл})$	$V(\text{газа}) = \nu(\text{газа}) \cdot V_m;$ $V(\text{раствора}) = \frac{m(\text{раствора})}{\rho}$
$\rho$	Плотность	$\text{кг/дм}^3 (\text{кг/л}),$ $\text{г/дм}^3 (\text{г/л}),$ $\text{г/см}^3 (\text{г/мл})$	$\rho = \frac{m}{V}; \quad \rho = \frac{M}{V_m}$
$\omega$	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	—	$D = \frac{\rho_1}{\rho_2}; \quad D = \frac{M_1}{M_2}$
$D_{\text{H}_2}$	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>	$N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$

# Задания

1. Найдите относительные молекулярные массы веществ, состав которых описывается

формулами:



2. Рассчитайте относительные молекулярные массы

медного купороса  $CuSO_4 * 5H_2O$

и  
кристаллической соды  $Na_2CO_3 * 10H_2O$

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.

# Список использованной литературы

- Габриелян О.С. Химия для профессий и специальностей технического профиля. Учебник - М. Академия, 2011.
- Габриелян О.С. Химия: учеб. для студ. проф. учеб. заведений / О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов. – М., 2009.
- Габриелян О.С. Химия. 8-11 класс. Базовый уровень: учеб. для общеобразоват. учреждений. – М., 2006.
- 1с химия. Мультимедийное пособие
- Тестер А.Баженова.  
<http://edu-lider.ru/proverka-znaniy-konstruktor-testov/>