

Основные понятия и законы химии

ХИМИЯ – это наука, изучающая строение веществ и их превращения, сопровождающиеся изменением состава и (или) строения. Химия – это система знания о веществах и их превращениях. Таким образом, объектом изучения является вещество. **Вещество** – это вид материи, которая обладает массой покоя. Вещество построено из молекул, атомов или ионов. **Атом** – наименьшая химически неделимая частица. Атом состоит из положительно заряженного ядра, в состав которого входят элементарные частицы – протоны и нейтроны, окруженного “облаком” отрицательно заряженных электронов. Совокупность, тип атомов с одинаковым зарядом ядра, т.е. одинаковым числом протонов, называют **элементом**. Например, Fe – железо, Cu – медь, N – азот, Cl – хлор. Символами элемента обычно являются 1 или 2 начальные буквы латинского названия. **Молекула** – это микрочастица, построенная из атомов и способная к самостоятельному существованию. Состав молекул записывают в виде формул, например, Cl₂, O₃, H₂O, CH₃COOH, H₂SO₄. В химических формулах молекул указывают тип атомов, а подстрочный индекс у каждого атома указывает количество атомов в одной молекуле. Молекула является стабильной наименьшей частицей вещества, обладающей его химическими свойствами. Молекулы и атомы электронейтральны; если в результате какого-либо процесса у них появляется отрицательный или положительный заряд, то такие частицы с зарядом называют **ионами**. Если вещество образовано атомами одного элемента, то такое вещество называют **простым**. Если вещество образовано атомами двух и более элементов, то его называют **сложным**.

В результате химических реакций происходит взаимодействие между различными типами атомов, при этом происходит разрыв одних связей и образование других. При прохождении реакции не происходит изменения числа атомов, а только их перегруппировка. **Закон сохранения массы**, сформулированный М.В.Ломоносовым, гласит: **масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции**. В результате реакции происходит образование новых связей между атомами в соответствии с их строением. **Закон постоянства состава**, сформулированный Ж.Прустом, гласит: **независимо от способа получения химического соединения его состав остается постоянным**. Однако следует отметить, что этот закон справедлив для молекулярных веществ, т.е. структура которых построена из молекул. Например, при горении водорода в кислороде образуется молекула воды H₂O, при термическом разложении гидроксида меди(II) Cu(OH)₂ также образуется молекула воды H₂O и оксид меди(II) CuO. При этом состав молекулы воды постоянен. Для веществ, структура которых построена из ионов, например Fe₃O₄, FeO, нельзя выделить

молекулу, и вводится понятие “формульная единица”, показывающая соотношение атомов в веществе. Для таких веществ не вполне корректно использовать закон постоянства состава, т.к. образующиеся соединения могут иметь переменный состав: FeO_{1+x} , где $0,05 < x < 0,2$.

Чтобы проводить расчеты, позволяющие количественно охарактеризовать протекающие химические процессы, необходимо ввести характеристики для атомов и молекул. В первую очередь, это массы:

№	Описание характеристики	Обозначение	Единица измерения
1.	Абсолютная масса атома А.	$m_{\text{аб}}(\text{A})$	г
2.	Абсолютная масса молекулы A_xB_y.	$m_{\text{аб}}(\text{A}_x\text{B}_y)$	г
<p><i>Атомы и молекулы - очень малые частицы, поэтому численные значения абсолютных масс для атомов приблизительно будут порядка $10^{-23} \div 10^{-22}$ г. Например, абсолютная масса атома хлора составляет $5,89 \cdot 10^{-23}$ г. При проведении расчетов очень неудобно использовать такие численные значения, поэтому перешли от абсолютных к относительным массам.</i></p>			
3.	<p>Атомная единица массы: в настоящее время в качестве атомной единицы массы выбрано значение $1/12$ части абсолютной массы атома изотопа углерода ^{12}C. Изотопы – атомы с одинаковым зарядом ядра, т.е. одинаковым числом протонов и электронов, но с разной массой, т.е. различающиеся числом нейтронов. В состав ядра атома изотопа ^{12}C входят 6 протонов и 6 нейтронов.</p> <p>1 а.е.м. = $u = 1/12 \cdot m_{\text{аб}}(^{12}\text{C}) = 1,66057 \cdot 10^{-24}$ Г,</p>	u	г
4.	<p>Относительная атомная масса элемента: это безразмерная величина, равная отношению средней абсолютной массы атома (учитывая изотопное распределение) элемента к атомной единице массы, т.е. к $1/12$ массы атома изотопа ^{12}C. Например, серебро находится в природе в виде двух изотопов – ^{107}Ag (52% по массе) и ^{109}Ag (48% по массе).</p>	A_r	-

	$A_r(\text{Ag}) = \frac{0,52 \cdot m_{\text{аб}}(^{107}\text{Ag}) + 0,48 \cdot m_{\text{аб}}(^{109}\text{Ag})}{u} = 107,868$ <p>Значения средних (с учетом изотопного распределения) относительных атомных масс элементов приведены в Периодической таблице Д.И.Менделеева.</p>		
5.	<p>Относительная молекулярная масса: это безразмерная величина, равная отношению средней абсолютной массы молекулы к атомной единице массы..</p> <p>Например,</p> $M_r(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{m_{\text{аб}}(\text{H}_3\text{PO}_4)}{u} = \frac{3m_{\text{аб}}(\text{H}) + m_{\text{аб}}(\text{P}) + 4m_{\text{аб}}(\text{O})}{u} = 3A_r(\text{H}) + A_r(\text{P}) + 4A_r(\text{O}) = 98$	M_r	-
<p><i>Использование атомной единицы массы позволило перейти от абсолютных масс атомов и молекул, которые очень малы и поэтому неудобны для расчетов, к относительным атомным и молекулярным массам, значительно более удобным для работы.</i></p>			
6.	<p>Число частиц (атомов, молекул, ионов, протонов, ассоциатов и проч.). Например, при описании процесса мы можем сказать, что в данной реакции приняли участие $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул кислорода. Как видите, N принимает очень большие значения, а это также очень неудобно для проведения расчетов.</p>	N	-
7.	<p>Число Авогадро (постоянная Авогадро): это число частиц (атомов, молекул, ионов и т.д.) в 1 моле вещества.</p> $N_A = (6,022045 \pm 0,000031) \cdot 10^{23} \approx 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$	N_A	моль ⁻¹
8.	<p>Количество вещества: это понятие, обозначающее количество структурных единиц (атомов, молекул, ионов, протонов, электронов и проч.), образующих вещество.</p> <p>В 1 моле вещества содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ структурных единиц. Например, в 1 моле алюминия Al содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов алюминия. В 1 моле водорода H₂ содержится $6,02 \cdot 10^{23}$</p>	n	моль

	молекул водорода.		
9.	Количество атомов А. $n(A) = \frac{N(A)}{N_A}$	n(A)	МОЛЬ
10.	Количество молекул A_xB_y. $n(A_xB_y) = \frac{N(A_xB_y)}{N_A}$	n(A_xB_y)	МОЛЬ
11.	Масса вещества (А, A_xB_y и т.д.).	m(A), m(A_xB_y)	Г
12.	Молярная масса: это масса порции вещества, в которой содержится 1 моль молекул (молярная масса молекул), 1 моль атомов (молярная масса атомов), 1 моль ионов (молярная масса ионов) и т.д.. Обозначается как, единица измерения.	М	Г/МОЛЬ
13.	Молярная масса атомов А. $M(A) = \frac{m(A)}{n(A)}$	M(A)	Г/МОЛЬ
14.	Молярная масса молекул A_xB_y. $M(A_xB_y) = \frac{m(A_xB_y)}{n(A_xB_y)}$	M(A_xB_y)	Г/МОЛЬ

Молярная масса численно совпадает с относительными атомной (молярная масса атомов) и молекулярной (молярная масса молекул) массами:

$$M(A) = \frac{m(A)}{n(A)} = \frac{m_{\text{ат}}(A) \cdot N(A)}{n(A)} = m_{\text{ат}}(A) \cdot N_A = A_r(A) \cdot u \cdot N_A = A_r(A)$$

$$M(A_xB_y) = \frac{m(A_xB_y)}{n(A_xB_y)} = \frac{m_{\text{ат}}(A_xB_y) \cdot N(A_xB_y)}{n(A_xB_y)} = m_{\text{ат}}(A_xB_y) \cdot N_A = M_r(A_xB_y) \cdot u \cdot N_A = M_r(A_xB_y)$$

Следует помнить, что молярная масса имеет размерность г/моль, а относительные атомные и молекулярные массы – это безразмерные величины.