

ЛЕКЦИЯ 1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

Химия – это область научного познания материального мира, которая изучает одну из форм материи.

МАТЕРИЯ – философская категория для обозначения объективной реальности, существующей независимо от сознания человека и данной ему в ощущениях. Известно две формы материи – вещество и поле.

ВЕЩЕСТВО – материальное образование, состоящее из частиц, имеющих собственную массу (массу покоя), т.е. это материя на разных стадиях ее организации (Рис. 1):

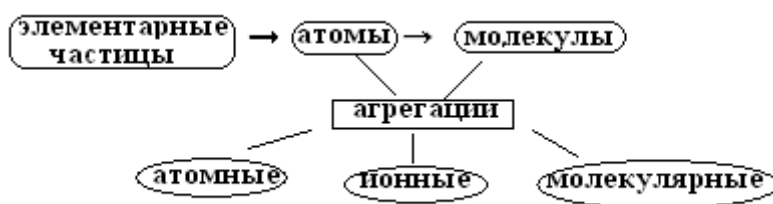


Рисунок 1. Организация материального мира

ПОЛЕ – материальная среда, посредством которой осуществляется взаимодействие между частицами вещества или отдельными телами. Основная характеристика этого вида материи – ЭНЕРГИЯ. Примеры различных видов полей: гравитационное, электромагнитное, поле ядерных сил.

Основным свойством материи является *движение*. Количественной мерой движения является *энергия*. Между массой и энергией существует взаимосвязь, количественно выражаемая уравнением ЭЙНШТЕЙНА: $E = mc^2$, где E – энергия, m – масса, c – скорость света в вакууме.

Химическая форма материи возникает на уровне атомов. С точки зрения химии вещество – это конкретный вид материи, устойчивая совокупность частиц (атомов, ионов, молекул), обладающая определенными физическими и химическими свойствами, состав которой может быть выражен химической формулой.

Химия – наука, изучающая свойства и превращения веществ, сопровождающихся изменением их состава и строения.

Процесс превращения одних веществ в другие называется *химической реакцией*. Сущностью химической реакции является изменение состава, структуры, или заряда, участвующих в процессе частиц при неизменности химической природы атомов. Совокупность химических реакций, к которым способно вещество, обуславливает его *химические свойства*. К *физическим свойствам* относятся плотность, цвет, агрегатное состояние, температуры плавления и кипения, электрическая проводимость и др. При физических явлениях реакциях состав вещества остается неизменным.

В процессе изучения химии возникает необходимость различать понятия: химический элемент, атом, вещество, молекула. Например, можно сказать: кислород – химический элемент, кислород – атом, кислород – молекула, кислород – вещество.

Атом – мельчайшая химически не делимая электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов (атом можно разделить физическими методами, так как он имеет сложное строение, но не химическими, т.е. в процессе химических реакций). Различные атомы отличаются массой, так как их ядра состоят из таких элементарных частиц как протоны и нейтроны, число которых в различных атомах не одинаково (Рис. 2).

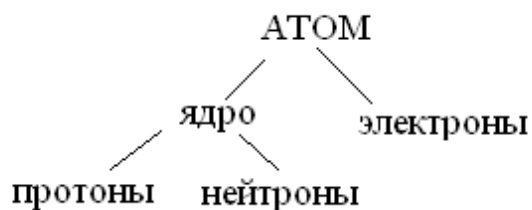


Рисунок 2 Схема строения атома

В таблице 1 представлены некоторые характеристики элементарных частиц, входящих в состав атома.

Таблица 1. Характеристика элементарных частиц, входящих в состав атома.

Элементарная частица	Обозначение	Масса		Электрический заряд	
		в ед. СИ(кг)	в а. е. м.	в Кл	в зарядах электрона
Электрон	e^-	$9,109 \cdot 10^{-31}$	$5,468 \cdot 10^{-4}$	$1,6 \cdot 10^{-19}$	-1
Протон	p	$1,672 \cdot 10^{-27}$	1,007	$1,6 \cdot 10^{-19}$	1
Нейтрон	n	$1,675 \cdot 10^{-27}$	1,009	0	0

Различие в атомах определяется понятием «вид». «Химический элемент» – понятие, похожее, например, на такое понятие как «фрукт». Никто не ел «фрукт» как таковой. Мы едим конкретные виды фруктов: яблоко, грушу и пр. Можно ли сказать в таком случае, что фрукты не существуют? Конечно, существуют в виде конкретных плодов. По аналогии, химический элемент существует в виде конкретных, различающихся между собой атомов. В настоящее время известно 117 видов атомов, т.е. химических элементов.

Атомы очень маленькие, их массы от $1,674 \cdot 10^{-27}$ кг до $4,27 \cdot 10^{-25}$ кг. Это абсолютные массы (m_a). Чтобы удобно было пользоваться значениями масс атомов, в химии используют относительные массы. Это массы, которые измеряются по отношению к какому-то объекту. В качестве такого объекта в

химии принята 1/12 часть массы изотопа углерода ^{12}C . Эта величина называется атомной единицей массы, обозначается u .

Относительная атомная масса A_r – физическая величина, показывающая во сколько раз средняя масса атомов данного химического элемента больше 1/12 части массы нуклида углерода 12 (^{12}C).

Относительные массы протона и нейтрона равны $1u$ (1а.е.м.).

Масса электрона равна приблизительно 1/1840 массы атомов. Поэтому можно сказать, что вся масса сосредоточена в ядре, масса электронов не учитывается в относительной массе атомов.

Если атом отдает или присоединяет электроны, получаются атомные частицы – ионы (катионы – положительные, анионы – отрицательные) (Рис.3). При изменении числа протонов получаются частицы с одинаковым зарядом ядра, но различной массой – изотопы. В случае изменения числа протонов получается другой химический элемент.

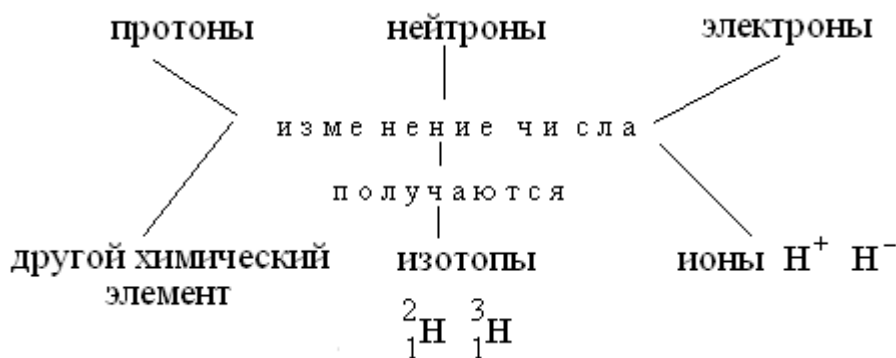


Рисунок 3. Атомные частицы в результате изменения структуры атомов

Таким образом, число протонов определяет тот или иной вид атомов. Современная формулировка химического элемента, поэтому, следующая: «Химический элемент – это вид атома с определенным зарядом ядра».

Заряд атома +1 имеет самый легкий химический элемент водород, заряд +2 имеет химический элемент гелий и т.д. Когда мы произносим «изотопы водорода, ионы водорода», то различные частицы относятся к одному виду – водороду, так как заряд ядра у них +1.

Нуклиды (лат. *nucleus* – ядро) – общее название атомных ядер, характеризуются определенным числом протонов и нейтронов (величиной положительного заряда и массовым числом).

Таким, образом, атом – это частица, а химический элемент – это вид этой частицы, т.е. атом с определенным зарядом ядра.

Все вещества состоят из каких-либо частиц: атомов, ионов или молекул. В связи с этим выделяют вещества *молекулярного и немолекулярного строения* (Рис.4).



Рисунок 4. Классификация веществ по строению.

Молекула – наименьшая частица молекулярного вещества, способная существовать самостоятельно и сохраняющая все его химические свойства. Например, молекула кислорода, или молекула воды (Рис 5).



Рисунок 4 Схематическое изображение молекул.

Нельзя говорить о физических свойствах молекулы, так как агрегатное состояние вещества (газообразное, жидкое, или твердое) обеспечивается большим количеством молекул. Нельзя говорить о температуре кипения молекулы, так как кипение – это явление отрыва отдельных молекул от поверхности жидкого вещества. Однако и в жидком, и газообразном (пар), и в твердом веществе (лед) молекула воды имеет указанное строение.

Вещества немолекулярного строения не имеют молекул. Их частицы атомы и ионы соединены между собой в очень большом количестве, например, в маленькой крупинке соли находится порядка $\approx 10^{22}$ положительных и отрицательных ионов. Вокруг каждого положительного иона натрия находится шесть отрицательных ионов хлора (Рис 6) а вокруг каждого иона хлора 6 ионов натрия.и.т.д.

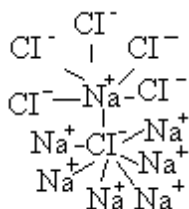


Рисунок 6. Схема фрагмента поваренной соли

Группа атомов в веществах немолекулярного строения, в которой наименьшее соотношение атомов, называется формульной единицей. Так поваренной соли можно выделить группу атомов Na_6Cl_6 ? Однако простейшее соотношение будет 1 : 1, т.е. NaCl . Таким образом, молекула отличается от формульной единицы тем, что в молекуле индексы обозначают реальное

число атомов в молекуле, а в формульной единице – их простейшее соотношение.

Простые вещества состоят из одинаковых атомов, т.е. одинаковых химических элементов, сложные вещества – из различных.

Атомы способны соединяться друг с другом в строго определенном количестве. Эта способность называется валентностью.

Валентность – это мера способности атомов данного химического элемента соединяться с атомами других элементов.

Это определение имеет две стороны, качественную и количественную (мера). Валентность – сложное понятие, сущность его будет рассмотрено в теме «Химическая связь». На данном этапе можно ориентироваться по таблице Менделеева. Валентность может быть постоянной, переменной. Постоянная валентность у элементов 1A, 2A, 3A – групп. У остальных в соединениях проявляются максимальные, минимальные и промежуточные валентности (или степени окисления). Максимальная равна номеру группы (кроме элементов первого и второго периодов). Минимальная – определяется по формуле : 8–№ группы. Например, у фосфора максимальная валентность 5, а минимальная – 3.

При составлении формулы пользуются правилом: *сумма единиц валентности всех атомов одного элемента должна быть равна сумме единиц валентности всех атомов другого элемента.*

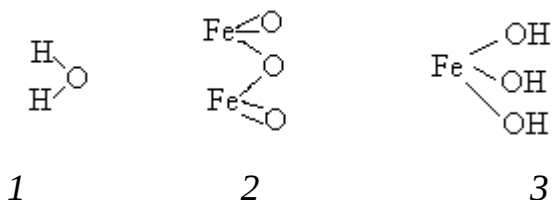


Рисунок 7. Структурные (1) и графические формулы(2,3)

Например, число единиц валентности одного атома кислорода равно двум, следовательно, так как водород одновалентен, то должно быть два атома водорода.

Общее число единиц валентности, по сути, это наименьшее общее кратное. Поэтому формулу можно составлять по валентности.

Как составить эмпирическую формулу бинарного соединения по валентности?

Например, нужно составить формулу сульфида алюминия.

1. Записать химические знаки, при этом элемент с более неметаллическими свойствами должен стоять справа.



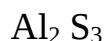
2. Определить валентность элементов. Алюминий стоит в 3-й группе, поэтому валентность равна трем – постоянная. Тогда у серы должна быть минимальная, т.е. 2.



3. Найти наименьшее общее кратное – 6.

4. Найти индексы: Для алюминия: $6:3=2$; Для серы: $6:2=3$.

Таким образом, формула



Для металлов химии используют не понятие валентности, а понятие степени окисления. В таком случае для нейтральных формульных единиц правило такое: число положительных зарядов должно быть равно числу отрицательных.

Виды химических формул.

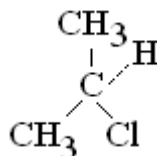
Эмпирическая формула – простейшее соотношение числа атомов немолекулярных, а иногда и молекулярных веществ, например, «CH», «Na₂SO₄».

Молекулярная формула – истинное число атомов в молекулах.

Структурные формулы – показывают последовательность соединения атомов в молекулярных формулах.

Графические формулы – показывают последовательность соединения атомов в молекулах, формульных единицах, радикалах.

Стереохимические формулы показывают пространственное расположение структурных частиц.



Количественные характеристики вещества

Средняя атомная масса химического элемента. Химический элемент представляет собой совокупность изотопов, которые распространены в природе в различном процентном отношении.

Пример. В природных соединениях хлор находится в виде изотопов ³⁵Cl [75,5% масс.], ³⁷Cl [24,5% масс.]. Вычислить среднюю атомную массу природного хлора.

Решение. Пусть есть 100 атомов. Из них масса всех атомов ³⁵Cl равна $75,5 \cdot 35 = 2642,5$, масса всех атомов ³⁷Cl равна $24,5 \cdot 37 = 906,5$. Общая масса всех 100 атомов равна $906,5 + 2642,5 = 3549$. Средняя атомная масса $3549/100 = 35,49$ или 35,5.

Моль.

Частицы можно считать порциями. Строго определенная порция структурных единиц называется в химии химическим количеством вещества. *Химическое количество вещества n – физическая величина, пропорциональная числу элементарных частиц (атомов, молекул, ионов, электронов и др.), составляющую данную порцию.*

Моль – единица количества вещества. *1 моль – химическое количество вещества, которое содержит столько же элементарных единиц этого вещества (атомов, молекул, ионов, электронов и др., сколько атомов содержится в углероде ^{12}C массой 0,012 кг (12 г).*

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

Число $6,02 \cdot 10^{23}$ называется числом Авогадро.

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$$

Закон Авогадро (1811 г.):

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

Если взять 1 моль любого газа, то легко убедиться взвешиванием или измерением объемов, что при нормальных условиях он займет объем 22,4 л. Это так называемый **мольный объем газа**.

Нормальные условия в Международной системе единиц (СИ):

давление 1,013·10⁵ Па (760 мм рт. ст. = 1 атм.);

температура 273 К (0°C),

молярный объем любого идеального газа равен 22,4 л/моль.

Если условия отличаются от нормальных, мольный объём имеет другое значение, то для приведения к нормальным условиям используется объединенный газовый закон

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_n V_n}{T_n}.$$

Так как данные при н.у. постоянные, то получается газовая постоянная $R = 8,314 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$, а уравнение объединенного газового закона преобразуется в вид:

$$PV = nRT; \quad RT,$$

которое называется **уравнением Менделеева-Клапейрона**.

Следствия из закона Авогадро

1. 1 моль любого идеального газа при одинаковых условиях (температуре и давлении) занимает один и тот же объем.

При нормальных условиях (н. у.):

- $t = 0^{\circ}\text{C}$ ($T = 273\text{ K}$)

- $p = 101325\text{ Па} = 101,325\text{ кПа} = 1\text{ атм} = 760\text{ мм рт. ст.}$
($22,4 \cdot 10^{-2}\text{ м}^3$).

2. Плотности идеальных газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) прямо пропорциональны их молярным массам:

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{\nu M}{V} = \text{const} \cdot M,$$

т. к. из закона Авогадро следует, что при одинаковых условиях (p и t) для любых идеальных газов отношение $\nu/V = \text{const}$.

Для газов вводят понятие относительной плотности одного газа по другому.

$D_A(X)$ – относительная плотность газа X по газу A :

$$D_A(X) = \frac{\rho_X}{\rho_A} = \frac{M_X}{M_A} \quad \text{при } p_X = p_A \text{ и } t_X = t_A.$$

Закон сохранения энергии – энергия не возникает из ничего и не исчезает бесследно, но отдельные ее виды могут переходить друг в друга по строго определенным эквивалентным соотношениям.

Так, если энергия химических связей в продуктах реакции больше, чем в реагентах, то освобожденная энергия выделяется в виде тепла, света, либо за счет нее произойдет работа (например, взрыв или движение поршня).

Закон сохранения массы (М. В. Ломоносов, 1748 г.) – масса всех веществ, вступивших в реакцию, равна массе всех продуктов реакции.

С точки зрения атомно-молекулярного учения закон сохранения массы объясняется так: в результате химических реакций атомы не исчезают и не возникают, а происходит их перегруппировка. Так как число атомов до реакции и после остается неизменным, то их общая масса также не изменяется.

На основании этого закона проводятся все расчеты по уравнениям химических реакций.

Закон постоянства состава (Пруст, 1806 г.) – каждое химическое соединение имеет вполне определенный и постоянный состав.

Как следствие из этого закона вытекает, что состав химического соединения не зависит от способа его получения.

Вещества, состав которых подчиняется этому закону, получили название *дальтонида*. Вещества, состав которых зависит от способа получения, называются *бертоллидами* (например, оксиды переходных металлов).

Закон кратных отношений (Дальтон) – если два элемента образуют между собой несколько соединений, то массовые количества одного элемента, соединяющиеся с одним и тем же массовым количеством другого, относятся между собой как небольшие целые числа.

Закон Авогадро (1811 г.) – в равных объемах различных идеальных газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) содержится одинаковое число молекул.

Формулы для обязательного запоминания

А) Определения понятий

- Химическое количество вещества:

$$n = m/M = V/V_m$$

- Массовая доля:

$$\omega = \frac{m_{\text{раств. вещества}_1}}{m_{\text{раствора}}} = \frac{m_{\text{раств. вещества}_1}}{m_{\text{растворителя}} + m_{\text{раств. вещества}_1} + m_{\text{раств. вещества}_2} + \dots}$$

- Молярная (мольная) доля

$$x = \frac{n_{\text{раств. вещества}_1}}{n_{\text{растворителя}} + n_{\text{раств. вещества}_1} + n_{\text{раств. вещества}_2} + \dots}$$

- Молярная концентрация:

$$C = \frac{n_{\text{раств. вещества}}}{V_{\text{раствора}}}$$

- Массовая концентрация:

$$g = \frac{m_{\text{раств. вещества}}}{V_{\text{раствора}}}$$

- Моляльность:

$$C_m = \frac{n_{\text{раств. вещества}}}{m_{\text{растворителя}}}$$

- Средняя скорость гомофазной химической реакции:

$$v = \Delta C / \Delta t$$

- Средняя скорость гетерофазной химической реакции:

$$v = \Delta n / S \Delta t \quad (S - \text{поверхность})$$

- Энтропия:

$$S = k_B \ln \Omega, \text{ где } k_B - \text{постоянная Больцмана, } \Omega - \text{термодинамическая вероятность}$$

- Свободная энергия Гиббса:

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S, \text{ где } \Delta H - \text{изменение энтальпии химической реакции, } \Delta S - \text{изменение энтропии химической реакции.}$$

Б) Химические законы

- Взаимосвязь массы и энергии:

$$E = mc^2, \text{ где } c = 2,99792458 \cdot 10^8 \text{ м/с} - \text{скорость света в вакууме}$$

- Объединенный газовый закон (уравнение Клапейрона-Менделеева):

$$P_1 V_1 / T_1 = P_2 V_2 / T_2 \text{ или } PV = nRT \quad (R = 8,314 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К})$$

- Закон Дальтона:

$$P = \sum P_i, \text{ где } P_i - \text{парциальные давления газов, входящих в состав смеси}$$

- Следствия из закона Гесса

$$\Delta H = \sum \Delta_f H_{\text{прод}} - \sum \Delta_f H_{\text{исх}} - \text{через энтальпии образования}$$

$$\Delta H = \sum \Delta H_{\text{сгор. исх.}} - \sum \Delta H_{\text{сгор. прод.}} - \text{через энтальпии сгорания}$$

$$\Delta H^\circ \approx \sum E_{\text{св. исх.}} - \sum E_{\text{св. прод.}} - \text{через энергии связей (приближенная формула)}$$

- Закон Рауля:

$$P_B = P_B^0 x_B \text{ или } (P_A^0 - P_A) / P_A^0 = x_B, \text{ где } P_A^0, P_B^0 - \text{давление пара соответственно чистого растворителя и чистого растворенного вещества, } P_A, P_B - \text{парциальные давления}$$

растворителя и растворенного вещества над раствором, x_B – молярная доля растворенного вещества

- Следствия из закона Рауля:

$$\Delta T_{\text{замерзания}} = K C_m \quad (K - \text{криоскопическая константа})$$

$$\Delta T_{\text{кипения}} = E C_m \quad (E - \text{эбулиоскопическая константа})$$

- Уравнение Вант-Гоффа:

$$\pi = CRT, \text{ где } \pi - \text{осмотическое давление}$$

- Закон действующих масс для скорости реакции:

$$v = k C_A^a C_B^b \text{ для реакции } aA + bB = dD + eE \quad (k - \text{константа скорости});$$

- Закон действующих масс для химического равновесия:

$$K = \frac{[D]^d [E]^e}{[A]^a [B]^b} \text{ для реакции } aA + bB \rightleftharpoons dD + eE \quad (K - \text{константа равновесия})$$

- Правило Вант-Гоффа: $v_{T_2} = v_{T_1} \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$, где γ – температурный коэффициент скорости реакции.

- Уравнение Аррениуса:

$$k = A e^{-\frac{E_a}{RT}}, \text{ где } A - \text{предэкспоненциальный множитель, } E_a - \text{энергия активации.}$$

- Связь свободной энергии Гиббса и константы равновесия реакции:

$$\Delta G = -RT \ln K$$

- Уравнение Нернста:

$$E = E_0 + \frac{RT}{zF} \ln \frac{C_{ox}}{C_{red}}, \text{ где } E - \text{окислительно-восстановительный потенциал системы при}$$

данных условиях, E_0 – стандартный окислительно-восстановительный потенциал, z – количество передаваемых электронов, F – постоянная Фарадея, C_{ox}/C_{red} – соотношение концентраций веществ в окисленной и восстановленной форме в уравнении полуреакции, с учетом стехиометрических коэффициентов.

- Связь ЭДС гальванического элемента и изменения энергии Гиббса реакции:

$$\Delta G = -zF\Delta E$$

- Закон радиоактивного распада:

$$N = N_0 \cdot 2^{-\frac{t}{t_{1/2}}}, \text{ где } N - \text{количество атомов радионуклида в данный момент времени, } N_0 - \text{количество атомов радионуклида в начальный момент времени, } t - \text{время, прошедшее от начального момента, } t_{1/2} - \text{период полураспада.}$$

- Водородный показатель $pH = -\lg[H^+]$

Основные законы и понятия химии

Примеры решения типовых заданий

3 Решение типовых задач

M – молярная масса, г/моль, кг/моль и др;

ν – количество вещества, моль;

m – масса вещества, г, кг и др;

ω – массовая доля;

N_A – число Авогадро, $6,02 \cdot 10^{23}$;

V_m – молярный объём, 22,4 л/моль;

N – число частиц, атомов, молекул и др.;

V – объём, л.

Некоторые формулы расчета:

$$\nu = \frac{m}{M} \quad (1); \quad \nu = \frac{N}{N_A} \quad (2); \quad \nu = \frac{V}{22,4} \quad (3); \quad \omega = \frac{m(x)}{m} \quad (4)$$

а) вычисление массовой доли (ω).

ω – массовая доля вещества, показывает отношение массы данного вещества системы к массе всей системы. Она выражается в долях единицы. Процентное содержание вещества – массовая доля, умноженная на 100.

Пример 1. Вычислить массовую долю водорода в воде.

Дано:

H_2O

$\omega(2H)$ - ?

Решение.

Расчет ведется по формуле:

$$\omega = \frac{m(x)}{m}, \text{ где } m(x) - \text{масса вещества в г, кг;}$$

m – масса элемента в г, кг;
 ω – массовая доля.

В нашем случае:

$$\omega = \frac{m(2H)}{m(H_2O)}; \quad m = n \cdot M \quad (\text{формула 1}).$$

$M(H) = 1 \text{ г/моль};$

$$m = 1 \cdot 2 = 2 \text{ г.}$$

$M(H_2O) = 2 + 16 = 18 \text{ г/моль};$

$$m = 18 \text{ г.}$$

$$\omega(2H) = \frac{2}{18} = 0,11.$$

Ответ: $\omega(2H) = 0,11$.

Аналогично рассчитывается процентный состав вещества. Например, чтобы найти процентный состав воды, нужно рассчитать процентное содержание водорода и кислорода в воде.

б) вычисление количества вещества, моль (n).

Пример 2. Вычислить количество вещества (число молей) кальция в образце кальция массой 200 г.

Дано:
 $m(\text{Ca}) = 200 \text{ г}$

Решение.
Расчет ведется по формуле:

$N = ?$

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

$M(\text{Ca}) = 40 \text{ г/моль.}$

$$n(\text{Ca}) = 200 : 40 = 5 \text{ моль.}$$

Ответ: 5 моль кальция.

в) определение количества молекул в образце.

Пример 3. Вычислить число молекул водорода в образце массой 10 г водорода.

Дано:
 $m(\text{H}) = 10 \text{ г}$

Решение.

Для расчета воспользуемся формулой 2,
число Авогадро $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ частиц (молекул водорода).

$N(\text{H}) - ?$

Число молей находим, как в пункте а, по формуле 1

$$M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль}; \quad n = m : M = 10 : 2 = 5 \text{ моль.}$$

Число молекул водорода равно:

$$N = n \cdot N_A; \quad N = 5 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 29,86 \cdot 10^{23} \text{ молекул.}$$

г) решение задач по уравнениям химических реакций.

При любых расчетах по уравнениям химических реакций необходимо придерживаться следующей последовательности:

- написать уравнение реакции и проставить коэффициенты;
- записать в уравнении (сверху) условия задачи, а под уравнением – молярные массы, массы, молярные объёмы, объёмы в тех же единицах или число молей. В случае участия нескольких молей вещества объём (масса) рассчитывается с учетом числа молей.
- составить пропорцию, затем решить уравнение, в котором X (неизвестное количество) равен произведению крайних членов пропорции, деленному на коэффициент при неизвестном веществе.

Пример 4. Определить объём в литрах оксида углерода (IV), образующегося в результате разложения 150 г карбоната кальция.

Дано:
 $m(\text{CaCO}_3) = 150 \text{ г}$

Решение:

150 г

CaCO₃

=

X л

CaO + CO₂

$V(\text{CO}_2) - ?$
 $M = 100 \text{ г/моль}$
 $V_m = 22,4 \text{ л/моль}$
 $m = 100 \text{ г}$
 $V = 22,4 \text{ л.}$
 $M(\text{CaCO}_3) = 40 + 12 + 16 \cdot 4 = 100 \text{ г/моль;}$
 $m = 100 \text{ г.}$
 $V_m = 22,4 \text{ л/моль при н.у.}$

Пропорция:

$$\begin{array}{ccc} 100 \text{ г CaCO}_3 & \text{—} & 22,4 \text{ л CO}_2 \\ 150 \text{ г CaCO}_3 & \text{—} & X \text{ л CO}_2 \end{array}$$

$$\frac{100}{150} = \frac{22,4}{X}$$

$$X = 22,4 \cdot 150 : 100 = 33,6 \text{ л.}$$

Ответ: 33,6 л оксида углерода (IV).