

Глава 1. Основные понятия и стехиометрические законы

1.1. Атомно-молекулярная теория (учение).

Окружающий мир материален, т.е. состоит из **материи** – того, что существует вне и независимо от нас, способного воздействовать на наши органы чувств (непосредственно или опосредовано) и вызывать ощущения.

Материя существует в *двух* формах – в форме *вещества* и *поля*. Они *взаимосвязаны* друг с другом и характеризуются *массой покоя* и *энергией*, при этом *поле* имеет крайне *малую* массу, но обладает *огромной кинетической* энергией, в то время как *вещество* характеризуется довольно *большой массой* покоя, но *небольшим* запасом кинетической энергии. В природе осуществляется равновесие:

вещество \leftrightarrow **поле**.

Примером полей являются электромагнитное и гравитационное поля.

При переходе *вещества* в *поле* масса уменьшается, при обратном переходе – наоборот. Энергия и масса взаимосвязаны формулой Эйнштейна:

$$E = mc^2 \quad (1.1)$$

где E – энергия, m – масса, c – скорость света.

Предметом химии является изучение химической формы движения материи, т.е. вещества и изменения, с ними происходящие.

Веществом называют то, из чего состоят окружающие нас тела (предметы).

Вещество обладает большой массой покоя, небольшим запасом кинетической энергией и, как правило, дискретно (корпускулярно); [**дискретность** или корпускулярность – это прерывистость].

Так, тела (стеклянная трубка, стеклянная колба, стеклянный стакан) состоят из одного и того же вещества – стекла (считается, что эти предметы изготовлены из одного вида или сорта стекла).

Поле (в отличие от вещества) имеет небольшую массу покоя, огромный запас кинетической энергии и, как правило, континуально (непрерывно).

К веществам применимо атомно-молекулярное учение, разработанное М.В. Ломоносовым, Дж. Далтоном и другими учеными.

С современных позиций его можно изложить в виде положений:

1. Существуют вещества молекулярной и немолекулярной структур
2. Вещества с молекулярной структурой состоят из молекул и межмолекулярных пространств.
3. Вещества немолекулярной и молекулярной структуры состоят из атомов, при этом первые могут образовывать определенные группировки атомов, например, элементарные кристаллы.
4. Атомы и молекулы находятся в непрерывном хаотическом движении.

Молекула – наименьшая частица вещества, состоящая из атомов и сохраняющая его состав и химические свойства.

Для веществ немолекулярной структуры используют синонимические понятия «условная молекула» или «формульная единица вещества», которые аналогичны понятию молекула с учетом того, что молекул как таковых в данном веществе нет.

Например, соли – вещества ионного строения, но совокупность одного иона калия и одного иона хлора соответствуют одной «молекуле» KCl (хлорида калия). Но таких молекул в твердом и жидком состоянии нет, поэтому можно ввести понятие «условная молекула» для удобства характеристики химических процессов и проведения расчетов.

Атом – одноядерная незаряженная частица, состоящая из ядра и электронов, или, в первом приближении: «**атом** – наименьшая, химически неделимая частица вещества, входящая в состав молекул или немолекулярных структур».

Некоторые вещества состоят из ионов, которые могут быть простыми или сложными.

Ион – одно- или многоядерная заряженная частица.

Простой ион – одноядерная частица (Cl^- , K^+).

Сложный ион – многоядерная заряженная частица (число ядер относительно невелико): CO_3^{2-} , $(\text{AlOH})^{2+}$. И простые и сложные ионы могут различаться знаком заряда, т.е. быть катионами и анионами.

Катионы – ионы, обладающие положительным зарядом [$\text{Al}(\text{OH})^{2+}$, Al^{3+}].

Анионы – отрицательно заряженные ионы: OH^- , Cl^- .

Молекулы, атомы, ионы характеризуются массой, при этом их абсолютная масса очень мала. Например, масса атома углерода составляет примерно $2 \cdot 10^{-26}$ кг. Поэтому используют относительную атомную и молекулярную массы.

Относительная атомная масса (A_r) – это масса атома, выраженная в атомных единицах массы (а.е.м.), показывающая, во сколько раз масса данного атома больше массы одной а.е.м. Например: $A_r(\text{Ca}) = 40$ (или 40 а.е.м., обычно для A_r наименование единиц не указывают).

Относительная молекулярная масса (M_r) – масса молекулы, показывающая, во сколько раз масса одной молекулы больше массы одной а.е.м.

M_r равна сумме всех A_r атомов элементов, образующих молекулу (условную молекулу).

Например: $M_r(\text{H}_2\text{CO}_3) = 2A_r(\text{H}) + A_r(\text{C}) + 3A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 12 + 3 \cdot 16 = 62$.

Атомная единица массы (а.е.м.) – $1/12$ часть массы атома углерода ^{12}C .

$$A_r = m [1 \text{ атома}] : m [1/12 \text{ части атома } ^{12}\text{C}] \quad (1.2)$$

$$M_r = m [1 \text{ молекулы}] : m [1/12 \text{ части атома } ^{12}\text{C}] \quad (1.3)$$

Задания для самостоятельной работы

1. Чем поле отличается от веществ?
2. Как изменится масса системы, если процесс сопровождается выделением энергии (а), поглощением энергии (б); ответ обоснуйте, опираясь на представления о превращениях вещества в поле и наоборот.
3. Назовите виды ионов, приведите примеры их формул и названия.
4. Назовите группы веществ, исходя из наличия молекул в их составе; приведите по одному примеру таких веществ.
5. Что такое относительная молекулярная масса; рассчитайте таковую для серной кислоты.
6. Охарактеризуйте сущность атомно-молекулярного учения, назовите ученых, разработавших основы этого учения.

1.2. Моль. Молярная масса. Эквивалент. Эквивалентная масса.

В естественных науках (химии, физике и т.д.) используют особую меру количества вещества – моль.

Моль – количество вещества, которое содержит столько отдельных структурных единиц (молекул, отдельных атомов, ионов, электронов и т.д.), сколько их (атомов) содержится в 0,012 кг углерода ^{12}C .

В 12 г углерода-12 (^{12}C) содержится число Авогадро (N_A) атомов ($6,023 \cdot 10^{23}$ или приблизительно $6 \cdot 10^{23}$), поэтому понятие моль можно выразить: «**моль** – такое количество вещества, в котором содержится $6 \cdot 10^{23}$ отдельных структурных элементов (молекул, отдельных атомов, ионов и т.д.).»

Моль характеризуется мольной или молярной массой.

Мольная (молярная) масса (M) – это масса вещества, содержащего число Авогадро отдельных атомов, ионов, молекул. Это понятие можно сформулировать: «**молярная масса** – величина, равная отношению массы вещества, выраженной в г (m) к количеству вещества, выраженному в моль», т.е. $M = m_{\text{в-ва,г}} / n$ (1.4)

где n – число моль, m – масса, M – молярная масса.

Молярная масса *численно* равна *относительной молекулярной массе* – для вещества или *относительной атомной массе* – для химического элемента; выражается или в г/моль, или в кг/моль, например: $M_{\text{Ca}} = 40$ г/моль (0,040 кг/моль); $M_{\text{HCl}} = 36,5$ г/моль (0,0365 кг/моль).

Важным понятием химии является **эквивалент**. Эквивалент не изучается в средних учебных заведениях, но, это очень важное понятие, знакомство с которым необходимо для понимания жесткости воды, электролиза и т.д. Эквивалент в переводе на русский язык означает «*равноценное количество*».

Химический эквивалент – такое количество вещества, которое взаимодействует без остатка с одним моль атомов водорода.

Единица измерения эквивалента – моль; ее называют *фактором эквивалентности* (обозначается f_3), или \mathcal{E}^* ; для элемента находят делением 1 на валентность (B) элемента,

$$f_3 = 1 / B; \quad (1.5)$$

Примеры: $f_3(\text{H}) = 1$; $f_3(\text{O}) = 1/2$; $f_3(\text{Al}) = 1/3$ моль и т. д.

Эквивалент характеризуется **эквивалентной массой** или **молярной массой эквивалента** (\mathcal{E}), т. е. массой 1 эквивалента, размерность которой – г/моль или кг/моль. Так, $\mathcal{E}_{\text{H}} = 1$, $\mathcal{E}_{\text{O}} = 8$, $\mathcal{E}_{\text{Ca}} = 20$ г/моль или 0,001, 0,008, 0,040 кг/моль соответственно.

Для различных веществ расчет эквивалентных масс проводят по формулам:

$$\mathcal{E}_{\text{эл-та}} = M_{\text{эл-та}} / B_{\text{эл-та}} \quad (1.6)$$

$$\mathcal{E}_{\text{оксида}} = \mathcal{E}_{\text{эл-та}} + 8 \quad (1.7)$$

$$\mathcal{E}_{\text{окс}} = M_{\text{окс}} / 2n_{\text{ат.О}} \quad (1.8)$$

$$\mathcal{E}_{\text{основ}} = M_{\text{основ}} / B_{\text{мет}} \quad (1.9)$$

$$\mathcal{E}_{\text{основ}} = \mathcal{E}_{\text{мет}} + 17 \quad (1.10)$$

$$\mathcal{E}_{\text{к-ты}} = M_{\text{к-ты}} / B_{\text{кисл.остатка}} \quad (1.11)$$

$$\mathcal{E}_{\text{(к-ты)}} = \mathcal{E}_{\text{кисл.остатка}} + 1 \quad (1.12)$$

$$\mathcal{E}_{\text{кисл.остатка}} = M_{\text{кисл.остатка}} / B_{\text{кисл.остатка}} \quad (1.13)$$

$$\mathcal{E}_{\text{соли}} = M_{\text{соли}} / (B_{\text{мет}} \cdot n_{\text{ат.мет}}) \quad (1.14)$$

$$\mathcal{E}_{\text{соли}} = \mathcal{E}_{\text{мет}} + \mathcal{E}_{\text{кисл.остатка}} \quad (1.15)$$

$$\mathcal{E}_{\text{по ОВР}} = M_{\text{в-ва}} / n_{\text{е в ОВР}} \quad (1.16)$$

$$V(\text{эквивалента } \text{H}_2, \text{н.у.}) = 11,2 \text{ л; или } 11200 \text{ мл или } 0,0112 \text{ м}^3 \quad (1.17);$$

$$V(\text{эквивалента } \text{O}_2, \text{н.у.}) = 5,6 \text{ л; или } 5600 \text{ мл; или } 0,0056 \text{ м}^3 \quad (1.18);$$

где: B – валентность, n – число атомов или электронов (е), V – объем.

Задания для самостоятельной работы

1. Назовите меру количества вещества, сформулируйте её каноническое и упрощенное понятие.
2. В чем суть понятия «молярная масса» (с разных точек зрения)?
3. Рассчитайте молярную массу гидроксида алюминия, выразив её в г и кг.
4. Сформулируйте понятия «эквивалент», «молярная масса эквивалента».
5. Рассчитайте молярную массу эквивалента железа, если его валентность равна трем.

1.3. Химические элементы. Химические знаки. Химические формулы и уравнения.

Важнейшим понятием химии является химический элемент.

Вид атомов и простых ионов, обладающих одинаковым числом протонов в ядре (одинаковым зарядом ядра) называется **химическим элементом**.

В настоящее время известно 110 химических элементов. Атомы химических элементов могут образовывать простые вещества или входить в состав сложных веществ. Один и тот же химический элемент может образовывать несколько простых веществ, с чем связана аллотропия.

Аллотропия – способность химического элемента образовывать в свободном состоянии несколько простых веществ.

Простые вещества, образованные одним химическим элементом, называются **аллотропными видоизменениями**. Например, O_2 и O_3 – аллотропные видоизменения кислорода; графит, алмаз, карбин – аллотропные видоизменения углерода и т.д.

Химия, как и другие науки, характеризуется специфическим **химическим** языком.

Химический язык – это совокупность химических знаков, химических формул, химических уравнений и специфических терминов и понятий.

Рассмотрим сущность понятий, составляющих основу химического языка.

Химический знак – одна или две буквы латинского названия химического элемента. Он показывает: **а)** название элемента; **б)** взят один атом химического элемента; **в)** взято число массовых частей (мас.ч.) химического элемента, равное A_r . Пример: «С» означает, что химический элемент называется углерод, взят один его атом и 12 мас.ч.

Химическая формула – условное описание состава и строения вещества при помощи химических знаков. Различают эмпирические, структурные, графические и электронные формулы.

Эмпирическая химическая формула – описание состава вещества; различают простейшие и истинные (молекулярные) эмпирические формулы.

Простейшая эмпирическая формула показывает, сколько атомов других химических элементов приходится на один атом данного элемента, например: CH_2 – на один атом углерода (С) приходится два атома водорода (Н). Часто простейшая формула имеет и более сложный вид: $Ca_3(PO_4)_2$, $Fe_2(HPO_4)_3$. Для веществ немолекулярного строения (солей и др.) известны только простейшие формулы, так как для них опытным путем нельзя определить истинную молярную массу (эти вещества не могут перейти в раствор или в газ в виде молекул).

Истинная эмпирическая (молекулярная) формула показывает, сколько атомов каждого химического элемента содержится в молекуле, например, C_2H_6 – показывает, что в молекуле этана содержится два атома углерода и шесть атомов водорода. Кроме этого эмпирическая формула показывает:

1. Качественный состав, т.е. из атомов каких элементов состоит вещество;
2. Количественный состав, т.е. в каких массовых отношениях взяты химические элементы в веществе; они могут выражаться в собственно мас.ч., в процентах, г и др.
3. Взята одна молекула (условная молекула);
4. Взято число мас.ч., численно равное молярной массе;
5. По формуле можно судить о названии вещества, но далеко не всегда.

Так, запись « CH_4 » означает, что:

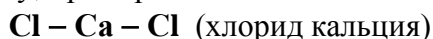
1. Качественный состав вещества: С;Н;
2. Количественный. состав 3:1;
3. Взята одна молекула;
4. Взято 16 мас.ч.;
5. Метан (название вещества; другого вещества с такой формулой не существует).

Формула C_2H_6O соответствует двум различным химическим соединениям – этанолу и диметиловому эфиру.

Структурная и графическая формула являются характеристикой вещества на новом уровне. Графическую формулу можно составить для вещества любой структуры –

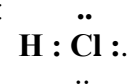
молекулярной и немолекулярной, а структурную – только для веществ молекулярной структуры.

Графическая формула показывает то же, что и эмпирическая простейшая, а также распределение химических связей между атомами в элементарной структуре, за которую принимают условную молекулу; пример:



Структурная формула показывает то же, что и эмпирическая, и порядок расположения атомов в реально существующих молекулах с указанием валентных углов; пример: $\text{O}=\text{C}=\text{O}$ (структурная формула углекислого газа); если в такой формуле не указаны валентные углы, то она считается *графической*.

Электронная формула записывается веществ молекулярного строения типом связи, она показывает то же, что и структурная, а также распределение электронов внешнего энергетического уровня атомов, входящих в состав молекулы, например:



Химическое уравнение – условное описание химического процесса при помощи химических формул и знаков.

Химическое уравнение показывает качественную и количественную сторону процесса.

Качественная сторона процесса показывает, какие вещества (реагенты) вступили в реакцию и какие вещества получились в её результате (продукты реакции).

Количественная сторона реакции показывает, в каких количествах (моль, массовых частях [кг, г, т. и т.д.], объемах [м³, л и т.д.], число молекул, атомов) реагенты вступили в реакцию и получились продукты реакции.

Например, взаимодействие оксида кальция с соляной кислотой выражается уравнением: $\text{CaO} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Качественная сторона процесса: в реакцию вступил оксид кальция и соляная, при этом получился хлорид кальция и вода.

Количественная сторона процесса можно охарактеризовать несколькими способами. Приведем некоторые из них.

1. Моль оксида кальция прореагировал с 2 моль соляной кислоты, при этом образовался моль хлорида кальция и моль воды.

2. 56 г (кг, т. и т.д.) оксида кальция прореагировало с 73 г (кг, и т.д.) соляной кислоты, при этом получилось 111 г (кг...) хлорида кальция и 18 г (кг...) воды.

Есть и другие способы характеристики количественной стороны процесса; их применяют при решении различных количественных задач и некоторые из способов будут охарактеризованы при рассмотрении методики решения типовых задач.

Задания для самостоятельной работы

1. Поясните сущность понятий «химический элемент» и простое вещество, назовите их различия.

2. Чем друг относительно друга являются графит, алмаз и карбин.

3. Поясните суть термина «химический язык».

4. Поясните, что означает запись «Ba».

5. Назовите разновидности химических формул исходя из того, как они характеризуют вещество.

6. Поясните, является ли формула CaCO_3 молекулярной (истинной) и почему.

7. Поясните, что означает запись: $\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$.

8. Поясните сущность термина «химическое уравнение».

9. Поясните, что означает запись: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2 \text{HCl}$.

1.4. Стехиометрические законы химии.

1.4.1. *Общие понятия стехиометрии.*

Стехиометрия – раздел науки, базирующийся на проведении различных расчетов. Стехиометрия в химии является совокупностью количественных законов (сохранения массы, постоянства состава, Авогадро, кратных отношений и др.). Химия только тогда стала наукой, когда в ней были выявлены количественные закономерности. Проведение измерений и расчетов на их основе – важнейшая задача химии.

Стехиометрические законы являются основой для научной организации химических производств. На их основе возможно познание строения веществ и других химических проблем. Большой вклад в познании химической стехиометрии внесли работы М.В. Ломоносова, Дж. Дальтона, А. Авогадро, Ж. Гей-Люссака, А. Лавуазье и других ученых.

1.4.2. *Закон сохранения массы.*

Важнейший стехиометрический закон химии – закон сохранения массы, открытый и введенный практику химии М.В. Ломоносовым в 1756 г. и А. Лавуазье в 1789 г.

Современная формулировка этого закона: *масса веществ, вступивших в химическую реакцию равна массе веществ, получившихся в её результате, т.е.:*

$$m_1 + m_2 \dots = m_1' + m_2' + \dots \quad (1.19); \text{ или}$$

$$\Sigma m_{\text{исходных веществ}} = \Sigma m_{\text{продуктов реакции}}, \quad (1.20) \quad \text{где } m - \text{масса, } \Sigma - \text{сумма.}$$

На основе закона сохранения массы веществ возможно составление уравнений химических реакций и проведение разнообразных количественных расчетов.

Этот закон не имеет исключений и является универсальным. Эмпирически (опытным путем) обнаружить верность закона сохранения массы можно только в *замкнутой* системе, т.е. в такой системе, которая не может ни поглощать вещество извне и не выделять вещества во внешнюю среду (такие системы считаются замкнутыми по веществу).

Превращения веществ сопровождаются поглощением или выделением энергии, поэтому в любых процессах постоянной происходит переход вещества в поле (если энергия выделяется из системы) или поля в вещество (если процесс сопровождается поглощением энергии), поэтому всегда масса системы после завершения реакции не изменяется.

Закон сохранения массы объясним с позиций атомно-молекулярной теории: в замкнутой системе число атомов до после реакции одинаково (вещество не возникает из ничего и не исчезает бесследно), а в процессе реакции происходит только их перегруппировка, поэтому масса до и после реакции одинакова.

1.4.3. *Закон постоянства состава.*

Атомы и молекулы вещества – реальны, они для разных веществ индивидуальны, имеют конкретные свойства, которые определяются строением частиц. А это регламентируется законом постоянства состава, открытым Ж. Прустом в 1860 г. Его современная формулировка: *качественный и количественный состав вещества всегда постоянен, независимо от способа и времени его получения и его местонахождения в природе.*

Например, самое распространенное в Природе вещество – вода всегда состоит из водорода и кислорода в массовых отношениях 1:8 (соответственно) независимо от того, как её получили, где и когда.

Этот закон не универсален и имеет ограничения. Он соблюдается для химически чистых веществ, молекулы которых образованы атомами одних и тех же изотопов, например, только для легкой химически чистой воды, образованной протием (^1H) и изотопом кислорода (^{16}O) – $^1\text{H}_2^{16}\text{O}$, или дейтериевой воды с формулой D_2^{16}O и т.д.

Кроме того, существуют вещества, которые при некотором интервале изменения состава сохраняют постоянные свойства: эти вещества называют **бертоллидами**, например, *оксидная пленка на поверхности металла*; соединения металлов друг с другом (интерметаллические соединения) и т.д.

На основании закона постоянства состава стало возможным написание *формул химических соединений и расчеты по ним*.

1.4.4. Закон эквивалентов.

При проведении химических реакций было обнаружено, что вещества взаимодействуют друг с другом в строго определенных количественных отношениях, которые были названы *равноценными* или *эквивалентными*. Это привело к формированию в химии понятия «химический эквивалент» (см. 1.2), а также закона эквивалентов: *вещества реагируют друг с другом в количествах, пропорциональных их эквивалентам (или в массовых отношениях, пропорциональных их эквивалентным массам)*. Его можно сформулировать и так: *данное число эквивалентов одного вещества реагирует с таким же количеством эквивалентов другого вещества*; например: $0,5 f_3$ (FeCl₂) [хлорида Fe (II)] реагирует с $0,5 f_3$ (KOH) [гидроксида калия]; или 31,76 г FeCl₂ взаимодействует с 28 г KOH (31,75 и 28 г молярные массы эквивалентов этих веществ).

Этот закон позволяет экспериментально определить молярные массы эквивалентов (эквивалентные массы) химического элемента, вещества, а через нее – молярную массу вещества (химического элемента), валентность химического элемента, число эквивалентов в моле вещества и т.д., а также в ряде случаев облегчает расчеты масс (объемов) соединений, вступающих в реакции, делая возможным обойтись без расчетов по химическим уравнениям.

1.4.5. Закон Авогадро и следствия из него.

Среди стехиометрических законов большое значение имеют и законы, характеризующие газообразное состояние, одним из которых является закон, открытый А. Авогадро (1811 г.): *одинаковые объемы различных газов при одинаковых условиях содержат равное число молекул*.

Этот закон имеет *три следствия*.

1. Одинаковое число молекул разных газов при одинаковых условиях занимают равные объемы.

2. Моль любого газа при одинаковых условиях занимает одинаковый объем, так как моль любого вещества содержит число Авогадро молекул. Практически большое значение имеет частный случай второго следствия: *при нормальных условиях (н.у.) моль любого газа равен приблизительно 22,4 л (0,0224 м³ или 22400 мл)*. (н.у. – см. 1.6)

3. Относительная плотность одного газа по другому (D^x_y) равна частному от деления их молярных масс (M), т.е.:

$$D^x_y = M_x / M_y \quad [1.21]$$

Плотностью (ρ) вещества называется масса (m) определенного его объема (V). Её можно рассчитать по формуле:

$$\rho = m / V \quad (1.22);$$

Для **газов** плотностью является масса одного литра (не системная единица), размерность которой г/л; в СИ это масса 1 м³, выраженная в кг, имеет размерность кг/м³.

Для **жидких** и **твердых** веществ в СИ плотность выражается в 1000 кг/м³, что можно выразить и в единицах: т/м³. Для этих веществ размерность плотности может выражаться и в г/мл (г/см³), а также в кг/л (кг/дм³). Необходимо помнить, что плотность воды составляет 1 г/мл (1 г/см³) или 1 кг/л (1 кг/дм³), или 1000 кг/м³ (в СИ), или 1 т/м³ ($P = 1$ атм.; $T = 277$ К).

На основе закона Авогадро и следствий из него (второго и третьего) можно проводить объемно-массовые расчеты, а также экспериментально определять истинные молярные массы веществ для газообразных веществ или тех, которые способны при небольшом нагревании переходить в газообразное состояние. Молярные массы при этом рассчитывают по формулам:

$$M_x = M_y \cdot D_y^x \quad (1.23); \quad M = (m \cdot 22,4) : V \quad (1.24)$$

где m – масса данного объема (V) газа.

Закон Авогадро, как и любой газовый закон справедлив или для *идеальных* газов, или для газообразных систем, характеризующихся относительно *небольшим давлением* и *довольно высокими температурами*; при высоких давлениях и низких температурах он не соблюдается, так как в этих условиях на величину объема большое влияние оказывают размеры молекул газа.

Закон Авогадро можно объяснить с позиций атомно-молекулярной теории. Газообразное состояние характеризуется большими размерами межмолекулярных пространств, которые во много раз превышают таковые для молекул газов (идеальных или находящихся при низких давлениях и высоких температурах), а так как в одинаковых объемах разных газов число межмолекулярных пространств должно быть одинаковым, то и число молекул тоже одинаково.

1.4.6. Закон объемных кратных отношений.

С законом Авогадро тесно связан закон объемных кратных отношений (Гей-Люссак, 1808 год). Его современная формулировка: *объемы газообразных реагентов и продуктов реакции относятся друг к другу, как простые целые числа, равные коэффициентам в уравнении химической реакции.*

Например, для реакции взаимодействия водорода с кислородом:

$2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$ (пар) справедливо отношение:

$$V(\text{H}_2) : V(\text{O}_2) : V(\text{H}_2\text{O}) \text{ (пар)} = 2 : 1 : 2$$

Этот закон позволяет упростить расчеты, связанные с определением объемов реагентов и нахождением формул газов.

1.4.7. Объединенный газовый закон. Уравнение Менделеева-Клапейрона.

Проведение расчетов с газообразными веществами для реальных условий невозможно без применения объединенного газового закона и уравнения Менделеева-Клапейрона, выведенного на его основе.

Формулировка объединенного газового закона: *частное от деления произведения давления на объем к абсолютной температуре является постоянной величиной для определенного количества вещества.* Математически это выражается несколькими способами.

$$1. (PV)/T = k. \quad (1.27)$$

$$2. (P_0V_0)/T_0 = (PV)/T \quad (1.28)$$

где P_0 – давление, равное 101,3 кПа (и другие величины, ему соответствующие); T_0 – 273 К; $T = T_0 + t^\circ\text{C}$; V_0 – объем газа при н.у.

Если взять один моль вещества, то математическое выражение этого закона будет: $(PV)/T = R$ (1.29),

где R – универсальная газовая постоянная, равная или 1,97 кал, или 8,31 Дж/моль, или 0,082 (л·атм.)/град, или 62400 (мл·мм.рт.ст.)/град.

После преобразования уравнения 1.28 и отнесения его к определенному числу моль вещества можно получают уравнение Менделеева-Клапейрона:

$$PV = (mRT)/M \quad (1.30) \quad \text{или} \quad PV = nRT \quad (1.31),$$

где m – масса; n – число моль.

Уравнение Менделеева-Клапейрона позволяет проводить расчеты для любых давлений и температур (тех, в пределах которых справедливы газовые законы).

Задания для самостоятельной работы

1. Назовите наиболее важные стехиометрические законы.
2. Поясните значение закона сохранения массы в характеристике химических явлений.
3. Чем с позиций универсальности различаются законы постоянства состава и сохранения массы веществ?
4. Поясните значение закона постоянства состава в химии и объясните этот закон с позиций атомно-молекулярного учения.
5. Назовите газовые законы, широко применяемые в химии.
6. Напишите формулы, позволяющие рассчитать молярную массу исходя из проведенного эксперимента.
7. Назовите стехиометрический закон, позволяющий проводить массовые, объемные и объемно-массовые расчеты, не применяя уравнений химических реакций; сформулируйте его.

1.5. Краткая характеристика агрегатных состояний веществ.

Способность веществ существовать в форме газа, жидкости или в твердом состоянии называется **агрегатным состоянием вещества**. В земных условиях вещества существуют в трех агрегатных состояниях – *газообразном, жидком и твердом*. Различаются эти состояния размерами межмолекулярных (межатомных, межионных) пространств – они самые большие у газов и минимальные у твердых веществ.

1.5.1. Общая характеристика газообразного агрегатного состояния.

Межмолекулярные пространства у газов во много раз превышают размеры молекул, поэтому для низких давлений и высоких температур размерами молекул (в первом приближении) можно пренебречь и общий объем, занимаемый газами в этих условиях, определяется суммой объемов всех межмолекулярных пространств. В науке различают газы *идеальные* и *реальные*. В **идеальных** газах молекулы считают материальными точками, и размеры молекул не учитывают при определении объема газа; взаимодействиями между молекулами в этих газах пренебрегают. Были открыты законы идеальных газов. К идеальным газам по свойствам приближаются реальные газы при высоких температурах и очень низких давлениях. В реальных газах молекулы имеют собственные размеры, они определенным образом взаимодействуют друг с другом, поэтому в законы идеальных газов при их применении для реальных газов вносят определенные поправки. Для характеристики газов большую роль играют условия их существования. Различают следующие условия для газов:

1. **Нормальные условия (н.у.):** температура (T) – 0°C (ноль градусов Цельсия) или 273 К (273 Кельвина) и давление (P), равное или 101,3 кПа (килопаскаль) [101303 Па или 0,101 мПа], 1 атм. (атмосфера) или 763 мм рт. столба (более употребительно в СИ – 101,4 кПа);

2. **Стандартные условия (ст.у.)** – 298К или 25°C и давление – см. н.у.

3. **Обычные условия (о.у.)** – как правило, комнатная температура $\pm 20^{\circ}\text{C}$ и давление, примерно равное 1 атм. (760 мм рт. ст. ± 20).

Газы не имеют ни собственной формы, ни собственного объема, т.е. они принимают форму того сосуда, в котором они находятся и занимают весь его объем. В газах частицы способны к непрерывному хаотическому движению, как поступательному, так и к вращательному и колебательному. В газах свободно и достаточно быстро реализуется **диффузия** – проникновение молекул одного вещества в межмолекулярные пространства другого вещества.

1.5.2. Общая характеристика жидкого агрегатного состояния.

В жидкостях межмолекулярные пространства достаточно велики, однако общий объем жидкого вещества является суммой общего объема, занимаемого молекулами и межмолекулярными пространствами. Жидкость не имеет формы (она принимает форму сосуда), но имеет собственный объем. Жидкость относится к *конденсированным* состояниям, т.е. она может образовываться из газов при их *конденсации*, называемого для жидкостей *сжижением*. Жидкость способна к испарению, за счет чего она превращается в пар, т.е. переходит в газообразное состояние. При испарении энергия поглощается, а при сжижении – выделяется. Важнейшим жидким веществом является вода.

В жидкостях возможна диффузия и осмос.

Осмос – односторонняя диффузия низкомолекулярного вещества из менее концентрированного раствора в более концентрированный. Осмос имеет большое значение для организмов, в т.ч. и для человека. В жидкостях молекулы движутся поступательно, колебательно и вращательно, но мера хаотичности для частиц жидкости меньше, чем для газов.

1.5.3. Общая характеристика твердого агрегатного состояния.

В твердом агрегатном состоянии размеры межмолекулярных (межатомных, межионных) пространств очень малы, поэтому твердые вещества имеют свой объем и форму. Движения частиц ограничены, поступательное движение невелико, большее

значение имеют колебательное и вращательное движение. Это конденсированное состояние. Твердое состояние может переходить в жидкое (для большинства веществ); этот процесс называют *плавлением*. При плавлении *энергия поглощается* извне. Переход из жидкого состояния в твердое называют *кристаллизацией* (если твердое вещество является кристаллическим); при этом процессе *энергия выделяется*. Некоторые вещества способны из твердого состояния сразу переходить в газообразное, т.е. способны к *сублимации* или *возгонке*. Такими веществами являются твердый кристаллический йод, твердый углекислый газ и другие вещества.

Сублимация или **возгонка** – способность твердого вещества превращаться в газообразное, минуя жидкое.

Твердые вещества могут быть *кристаллическими* и *аморфными*. *Кристаллические* вещества характеризуются упорядоченной структурой, у аморфных твердых веществ такая структура отсутствует. *Аморфные* твердые вещества могут быть *непластичными*, *пластичными* и *эластичными*.

1. *Непластичными* аморфными твердыми веществами являются почва, порошок серы, глина.

2. *Пластичными* являются пластилин, смеси глины с водой, вещества, образованные металлическими химическими элементами в свободном состоянии и т.д.

3. *Эластичными* твердыми аморфными веществами являются различные виды резин и каучуков.

Пластичность – свойство твердого вещества изменять свою форму под воздействием механических сил, а потом сохранять полученную форму после прекращения воздействия этих сил.

Эластичность – способность вещества изменять свою форму под воздействием механических сил и вновь восстанавливать прежнюю форму после прекращения действия этих сил.

Для кристаллических веществ характерны различные виды кристаллических решеток. В Природе имеются вещества с *ионной*, *молекулярной*, *атомной* и *металлической* кристаллическими решетками, особенности строения которых рассмотрены в разделе 3.12.

Задания для самостоятельной работы

1. Какие основные агрегатные состояния веществ вам известны, чем они отличаются друг от друга?
2. Чем отличаются газы от жидкостей (а) твердых тел (б)?
3. Почему жидкости не имеют собственной формы, а твердые тела характеризуются и формой и объемом?
4. Какие условия рассматриваются при изучении химических процессов; чем они отличаются друг от друга?
5. В чем состоит различие пластичности и эластичности?
6. Чем аморфные вещества отличаются от кристаллических; приведите по одному примеру таких веществ.
7. Назовите основные типы кристаллических решеток.
8. Чем сублимация отличается от испарения (а), плавления (б), кристаллизации (в)?

1.6. Дополнительные сведения, облегчающие решение задач на основные понятия и стехиометрические законы химии.

Знание основных понятий и стехиометрических законов является фундаментом для решения различных расчетных и расчетно-экспериментальных задач. Это делает необходимым знание, запоминание и умение творчески применять формулы, приведенные ранее в тексте (1.1 – 1.31). Кроме этого нужно уметь использовать следующие формулы и сведения.

В реальных химических процессах происходят потери реагентов или продуктов реакции, поэтому введено понятие «выход продукта от теоретически возможного в процентах». Для его вычисления используют формулу:

$$\eta = (m_{\text{практ}} \cdot 100) / m_{\text{теор}} \quad (1.32)$$

где η – выход (проценты, %) от теоретически возможного; $m_{\text{практ}}$ – масса вещества, полученного практически; $m_{\text{теор}}$ – масса вещества, рассчитанного из уравнения или по формуле.

Масса – мера инертности материального объекта, которую в стехиометрических расчетах можно определить или по химической формуле вещества, или исходя из уравнения реакции, или по закону эквивалентов. Для расчета массы можно также применять формулы:

$$m = \rho \cdot V \quad (1.33); \quad m = V \cdot m_{1\text{л газа}} \quad (1.34)$$

$$m = n \cdot M \quad (1.35) \quad m = (V_{\text{л}} \cdot M) / 22,4 \quad (1.36)$$

где m – масса; V – объем; n – число моль; M – молярная масса.

Для расчета молярных масс используют формулы определения относительной плотности газов или по водороду или по воздуху (после их преобразования)

Относительная плотность газов по водороду: $D(\text{H}_2) = M_x / 2 \quad (1.37)$

или по воздуху: $D_{\text{воздух}} = M_x / 29 \quad (1.38),$

где 2 и 29 – молярные массы водорода и воздуха (соответственно);

Молярную массу можно также рассчитать и по формуле:

$$M = (m \cdot 22,4) / V_{\text{л}} \quad (1.39), \text{ где } m \text{ – масса данного объема (V) газа.}$$

В некоторых случаях объем газа рационально рассчитывать по формуле:

$$V = n \cdot 22,4 \quad (36.1); \quad n \text{ – число моль.}$$

Задания для самостоятельной работы

1. Рассчитайте массу: а) 10 моль алюминия; б) 15 эквивалентов железа, если его валентность II. [а) 280 г; б) 420 г]

2. Рассчитайте объем водорода (н.у.), который выделится при травлении детали из железа, если масса детали до травления 164 г, а после – 150 г (травление проводили в соляной кислоте и в реакцию вступало только металлическое железо) (11,2 л)

3. Из 200 г оксида меди(II) получили 320 г сульфата меди(II). Рассчитайте выход от теоретически возможного и в процентах (80%)

4. Рассчитайте массу сульфата меди(II), которую можно получить из 3 моль меди при ее взаимодействии с избытком концентрированной серной кислоты, если практический выход составляет 95% (456 г)

5. Рассчитайте объем углекислого газа, полученного при взаимодействии 100 л метана (CH_4) и 20 л воздуха (объемная доля кислорода в воздухе 21%) (2,1 л)