

## 1. Введение, основные понятия и законы (часть 2)

### *Основные понятия и законы*

#### Атомно-молекулярное учение

В 1741 году атомно-молекулярное учение разработано Ломоносовым. Его основные положения:

1. Все вещества состоят из молекул (корпускул).
2. Все молекулы состоят из атомов (элементов).
3. Частицы находятся в непрерывном движении. Тепловое состояние тел – результат движения их частиц.
4. Молекулы простых веществ состоят из одинаковых атомов, сложные вещества состоят из различных атомов.

Зародилось учение об атомах в трудах древнегреческих философов. Так, Демокрит за 400 лет до н.э. выдвинул идею, что вещество делимо не до бесконечности, а лишь до тех пор, пока не будут получены его наименьшие частицы. Он назвал их атомами – греч. – «atomos» - неделимый. Но эти взгляды не получили признания и лишь в середине 18 века Ломоносов разработал основные положения атомно-молекулярного учения.

#### Современная трактовка атомно-молекулярного учения

1. Существуют вещества с молекулярной и немолекулярной структурой
2. Между молекулами существуют промежутки, размеры которых зависят от агрегатного состояния вещества и температуры
3. Молекулы находятся в непрерывном движении
4. Между молекулами существуют силы взаимного притяжения и отталкивания
5. Молекулы состоят из атомов, которые тоже находятся в движении
6. Атомы одного вида отличаются от атомов другого вида массой и свойствами
7. При физических явлениях молекулы сохраняются, при химических, как правило, разрушаются
8. У веществ с молекулярным строением в твердом состоянии в узлах кристаллической решетки находятся молекулы
9. У веществ с немолекулярным строением в узлах кристаллической решетки находятся атомы или другие частицы

Всеобщее признание атомно-молекулярное учение получило лишь после работ английского химика Джона Дальтона, который в 1808 году разработал и сформулировал атомистическую теории (через 67 лет после Ломоносова)

Окончательно учение об атомах и молекулах было признано только в 1860 г. На Всемирном съезде химиков в г. Карлсруэ, где приняли определение понятий «атом» и «молекула»

### *Основные понятия*

*1. Химический элемент* – вид атомов с одинаковым положительным зарядом ядра. В настоящее время известно 111 химических элементов. Каждому из этих элементов соответствует простое вещество. Но простых веществ больше. Это связано с явлением аллотропии. *Химический элемент* – понятие абстрактное. Его нельзя отождествлять с понятием *простое вещество* – это понятие конкретное. Например, элемент натрий может существовать в форме атома натрия, иона натрия, газообразной молекулы  $\text{Na}_2$ , твердого и жидкого металлического натрия, в виде различных соединений с атомами других элементов: оксид натрия, хлорид натрия, карбонат натрия и т.п.

*Химический элемент* – центральное понятие химии. Еще Роберт Бойль в 17 веке определил химию как науку о химических элементах. Этому же определению придерживался Менделеев.

*Простое вещество* – неорганические макротела, состоящие из одинаковых атомов одного и того же химического элемента. Всего известно около 400 простых веществ.

*Аллотропия* – способность одного и того же химического элемента существовать в виде нескольких простых веществ. Например: алмаз, графит, карбин. Существует аллотропия состава:  $\text{O}_2$ ,  $\text{O}_3$  и аллотропия формы. Например, сера ( $\text{S}_8$ ) существует в виде двух модификаций – ромбической и моноклинной серы.

Существуют *сложные вещества* или химические соединения, состоящие из атомов разных элементов (например,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и т.д.) Их несколько миллионов.

Следующее понятие, которое необходимо ввести – это атом.

*Атом* – мельчайшая химически неделимая частица вещества. Она сохраняет все его химические свойства. Атомы являются носителями химических свойств элементов.

До конца 19 века атом считали неделимым. Однако, по мере накопления опытных данных, от таких представлений отказались, т.к. атомы имеют сложное строение.

По современным представлениям атом состоит из положительно заряженного ядра и находящихся вокруг него электронов.

### *Пояснения к схеме.*



Ядро атома мало – размер  $10^{-13} - 10^{-12}$  см.

Атом имеет размер –  $10^{-8}$  см.

Ядро тяжелое, основная масса атома сосредоточена в ядре.

Ядро состоит из протонов  ${}^1_1P$  и нейтронов  ${}^1_0n$ .

Масса протонов и нейтронов примерно в 1800 больше массы электронов.

Ядро имеет заряд  $+Z$ . Вокруг него вращается  $Z$  электронов.

Чтобы определить число протонов надо представлять, что их сумма равна заряду ядра атома ( $Z$ ).

Сумма протонов ( $Z$ ) и нейтронов ( $N$ ) дает массовое число или атомную массу ( $A$ ) (приведена в периодической системе химических элементов Д.И.Менделеева):  $A = Z + N$ .

Разновидности элементов, атомы которых имеют одинаковый заряд ядра, но разные массовые числа называются *изотопами*. Изотопы отличаются числом нейтронов ( ${}^{35}\text{Cl}$   ${}^{37}\text{Cl}$ ).

*Молекула* – наименьшая частица данного вещества, обладающая его химическими свойствами. Химические свойства молекулы определяются ее составом и химическим строением. Молекула состоит из атомов. Понятия атом и молекула совпадают для одноатомных молекул (например, благородные газы). Молекула сохраняет химические, но не физические свойства, т.к. они присущи совокупности большого числа молекул.

Атомы и молекулы вещества характеризуются определенной массой. Абсолютные значения массы атома и молекулы чрезвычайно малы и неудобны для расчетов. Поэтому для измерения масс атомов и молекул принята специальная единица – *относительная атомная единица массы*. За атомную единицу массы принята  $1/12$  доля массы атома изотопа углерода  ${}^{12}\text{C}$ . Условились, что  $1 \text{ а.е.м.} = 1/12 m_a({}^{12}\text{C}) = 1,6627 \cdot 10^{-27} \text{ г}$

Если массу атома любого элемента отнести к 1 а.е.м., или к  $1/12 m_a({}^{12}\text{C})$ , то получим новую безразмерную величину – *относительную атомную массу элемента*. Таким образом, масса атома ( $m_a$ ) может измеряться в атомных единицах массы или в граммах.

$A_r(\text{Э})$  – безразмерная величина.

$$Ar(\text{Э}) = \frac{m_a(\text{Э})(z)}{\frac{1}{12} \cdot m_a(^{12}\text{C})(z)} = \frac{m_a(\text{Э})(a.e.m.)}{1 a.e.m.} = \frac{m_a(\text{Э})}{\frac{1}{12} \cdot m_a(^{12}\text{C})}$$

Например,  $Ar(\text{H}) = \frac{1,674 \cdot 10^{-24} \text{ г}}{1,6627 \cdot 10^{-24} \text{ г}} = 1,0079$

$m_a(\text{Э})$  можно взять и в а.е.м., тогда  $Ar(\text{H}) = \frac{1,0079 a.e.m.}{1 a.e.m.} = 1,0079$

r – relative – относительный (англ.)

Относительная атомная масса показывает, во сколько раз масса атома данного элемента больше  $1/12 m_a(^{12}\text{C})$  (массы атома изотопа углерода – 12).

Относительные атомные массы элементов приводятся в периодической системе. Это средние величины из массовых чисел всех изотопов элемента, взятых в процентном отношении, соответствующем их распространенности в природе.

Для измерения молекулярной массы введено понятие *относительная молекулярная масса* – это отношение массы молекулы вещества к  $1/12$  массы атома  $^{12}\text{C}$

$$Mr = \frac{m_M}{1/12 m_a(^{12}\text{C})}$$

Относительную молекулярную массу можно найти также, как сумму относительных атомных масс химических элементов, входящих в состав молекулы, с учетом числа атомов в молекуле:

$$Mr = nAr(\text{Э}_1) + mAr(\text{Э}_2)$$

$$Mr(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot Ar(\text{H}) + 1 \cdot Ar(\text{O}) = 18 \text{ г/моль}$$

Относительная молекулярная масса показывает, во сколько раз масса молекулы данного вещества больше  $1/12$  массы атома изотопа углерода – 12

В физике и химии часто удобнее сравнивать *количества веществ*.

За единицу измерения количества вещества принят *моль*.

*Моль* – количества вещества, содержащее столько же структурных единиц (атомов, ионов, молекул, электронов и др.), сколько атомов содержится в 12 г изотопа углерода  $^{12}\text{C}$ . Обозначают количество вещества  $n$  или  $\nu$ .

Зная массу атома изотопа  $^{12}\text{C}$ , можно посчитать число атомов в 12 г изотопа  $^{12}\text{C}$ . Число атомов в 1 моле (12 г):

$$N_a = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ 1/моль}$$

Число частиц, содержащееся в 1 моле вещества называется *числом Авогадро*. Физико-химическая константа, соответствующая этому числу, называется *постоянной Авогадро* ( $N_a$ )

Масса вещества, взятого в количестве 1 моля, называется *молярной массой*. Ее выражают в кг/моль или в г/моль и обозначают символом М. Это производная величина, связывающая массу и количество вещества:

$$M = m/n$$

Молярная масса численно равна относительной атомной (для одноатомного простого) или молекулярной массе (для сложного соединения):

$$[M] = Mr .$$

Например, для O<sub>2</sub>: M<sub>r</sub> = 32 ; M = 32 г/моль.

Молярную массу можно определить, пользуясь Периодической системой химических элементов Д.И.Менделеева, например, M(H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) = 98 г/моль.

*Молярный объем* – объем, занимаемый одним молем данного вещества.

$$V_m = V/n.$$

Для газов молярный объем равен 22,4 л/моль при нормальных условиях (н.у.).

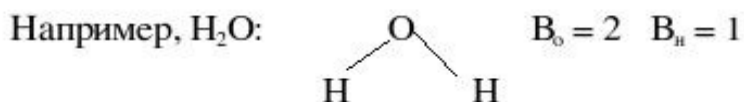
$$V_m = 22,4 \text{ л/моль}$$

К основным понятиям химии следует отнести и такие два понятия как «валентность» и «степень окисления».

*Валентность* (по Франкленду) – это свойство атома присоединять к себе определенное число атомов другого элемента (1853г).

Например, если принять валентность водорода равной единице, то валентности других элементов определяют как число атомов водорода, соединяющихся с одним атомом элемента. Следует помнить, что валентность – *формальная* числовая характеристика и отличается от *химической связи* (это физико-химическое явление). Валентность отражает форму химического взаимодействия, а химическая связь - содержание.

Валентность можно определить и как число химических связей, которыми данный атом соединен с другими атомами. В простейшем случае валентность определяется числом неспаренных электронов, идущих на образование общих электронных пар.

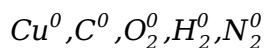


Валентность не может быть отрицательной и нулевой.

В отличие от валентности - *степень окисления* – это условный заряд атома в соединении, вычисленный исходя из предположения, что вещество состоит только из ионов (то есть электроны полностью перешли к более электроотрицательному атому элемента). Степень окисления характеризует состояние атома в соединении.

Степень окисления может иметь положительное, отрицательное и нулевое значение.

Нулевое значение степени окисления имеют атомы в свободном состоянии, то есть простые вещества, молекулы которых состоят из нескольких атомов или из одного атома:



Электронное облако в равной мере принадлежит обоим атомам.

В большинстве соединений атомы водорода имеют степень окисления «+1». Исключение составляют гидриды  $CaH_2$ , где степень окисления водорода равна «-1».

Кислород в большинстве соединений имеет степень окисления «-2». Исключение составляют, например, пероксиды ( $H_2O_2$ ) и  $O^{+2}F_2$  (фторид кислорода).

Степень окисления может быть и дробным числом:  $K^{+1}O_2^{-\frac{1}{2}}$  (супероксид),  $Fe_3^{+\frac{8}{3}}O_4^{-2}$ .

Отрицательные степени окисления имеют те атомы, которые приняли электроны от других атомов (в их сторону смещено связующее электронное облако). Например, фтор во всех соединениях имеет степень окисления -1.

Положительные степени окисления имеют атомы, отдающие свои электроны другим атомам, то есть связующее электронное облако оттянуто от них. К таким относятся металлы. Щелочные металлы имеют во всех соединениях степень окисления равную +1, а щелочноземельные - +2.

В сложных соединениях можно вычислять степень окисления атомов, учитывая, что алгебраическая сумма степеней окисления в соединении равна нулю, а в сложном ионе – заряду иона.

Пример 1. Вычислить степень окисления фосфора в  $H_3PO_4$ .

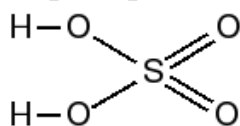
$H(+1) O(-2) \Rightarrow P(+5)$ .

Пример 2. Вычислить степень окисления хрома в ионе  $Cr_2O_7^{2-}$ .

У кислорода степень окисления «-2». Атомов кислорода в ионе 7, значит  $7 \times (-2) = -14$  (в ионе 14 отрицательных зарядов). Заряд иона «-2», значит на долю всех атомов хрома должно приходиться  $-14+2 = +12$ , всего в ионе два атома хрома, значит, заряд каждого:  $+12:2 = +6$ .

Степень окисления и валентность могут совпадать или не совпадать.

Например, в молекуле серной кислоты -  $H_2SO_4$ ,



степень окисления «+6» и валентность «6» совпадают.

Для  $HNO_3$ , степень окисления азота равна +5, а валентность азота не может превышать 4. В молекуле  $N_2$  валентность азота равна 3 ( $V=3$ ), степень окисления равна нулю ( $C.O.=0$ ).

Степень окисления позволяет предсказывать окислительные и восстановительные свойства веществ.

## Основные законы химии

Атомы и молекулы вступают друг с другом в химическое взаимодействие в определенных соотношениях, называемых *стехиометрическими*. Выражающие их коэффициенты в химических уравнениях называют стехиометрическими.

Количественные соотношения (массовые и объемные) изучает раздел химии, называющийся *стехиометрией*.

*Основные законы стехиометрии* (это и есть основные законы химии):

1. Закон сохранения массы веществ.
2. Закон постоянства состава.
3. Закон кратных отношений.
4. Закон эквивалентов.

И два закона, относящиеся к газообразному состоянию вещества:

5. Закон простых объемных отношений.
6. Закон Авогадро.

Все они выведены эмпирическим путем. Эти законы являются подтверждением атомно-молекулярного учения.

1) В 1748 году М.В. Ломоносов высказал теоретически, а в 1756 году экспериментально обосновал закон сохранения массы веществ.

Позже, в 1789 году, Лавуазье, независимо от него, пришел к этому же выводу.

Формулировка закона: *Масса веществ, вступающих в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.*

Ломоносов связывал закон сохранения массы с законом сохранения энергии и рассматривал их в единстве, как всеобщий закон природы.

Взаимосвязь же массы и энергии установлена Эйнштейном в 1905 году:

$$E = mc^2$$

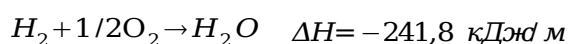
$c$  – скорость света, ( $c = 3 \cdot 10^8$  м/с),

$m$  – масса, кг

$E$  – энергия, Дж  $\left( \frac{\text{м}^2 \cdot \text{кг}}{\text{с}^2} \right)$

Отсюда следует, что при выделении или поглощении энергии в химической реакции должно происходить изменение массы веществ, поэтому закон сохранения массы носит приближенный характер.

Пример:



$$\text{тогда } \Delta m = \frac{E}{c^2} = \frac{241,8 \cdot 10^3 \text{ Дж}}{(3 \cdot 10^8)^2} = 2,68 \cdot 10^{-12} \text{ кг} .$$

Таким образом, в результате химической реакции происходит уменьшение массы веществ, но незначительное. Такие отступления от закона сохранения массы вещества экспериментально измерить невозможно (изменение массы очень мало), и в химических реакциях их можно не учитывать, поэтому можно использовать закон сохранения массы при химических расчетах.

Вывод: Если говорить о законе Ломоносова как о законе сохранения массы и энергии, то он точен, а если говорить только о законе сохранения массы, то он приближен.

Исходя из этого закона, можно составлять химические уравнения и по ним производить расчеты.

*Этот закон – основа количественного химического анализа.*

2) *Закон постоянства состава.* Открыт французским ученым Ж.Прустом (1808 г.).

*Формулировка закона (первоначальная). Любое сложное вещество, независимо от способа его получения, имеет постоянный качественный и количественный состав.*

Пример: Синтез  $H_2O$

Воду можно получить разными способами: разложением кристаллогидратов, солей, оснований, взаимодействием кислот и оснований, непосредственным взаимодействием водорода и кислорода и т.п. Но в любом случае, состав воды остается постоянным:  $\omega(O) \% = 88,81\%$ ,  $\omega(H) \% = 11,19\%$ .

Дальнейшее развитие химии показало, что существуют соединения как постоянного, так и переменного состава.

Первые названы – дальтонидами (французский ученый – Дальтон, который отстаивал их существование). Например, постоянный состав имеют  $H_2O, HCl, CH_4$ . Вторые названы бертоллидами (в честь Бертолле – французский ученый - предвидел их существование). Например, к ним относят  $TiO - TiO_{0,7} - TiO_{1,3}$  (содержание кислорода в оксиде колеблется в пределах  $O_{0,7} - 1,3$  – в зависимости от пути синтеза). Бертоллиды распространены среди оксидов, сульфидов, нитридов, карбидов, силицидов и других кристаллических неорганических соединений. Переменный состав имеют все соединения, не существующие в виде молекул.

Тогда следует внести в формулировку закона уточнение, что *состав соединений молекулярной структуры является постоянным независимо от способа его получения.* Состав соединений немолекулярной структуры не является постоянным. Следует учитывать и изотопный состав элементов, то есть закон соблюдается для соединений, образованных моноизотопами или элементами с постоянным изотопным составом.

3) *Закон кратных отношений (разработан Дальтоном в 1803 г.).*

Если несколько элементов могут образовать между собой несколько соединений, то можно рассмотреть соотношения масс этих элементов, Например, азот и кислород образуют 5 оксидов:



$N_2O, NO, N_2O_3, NO_2, N_2O_5$  .

Здесь массы кислорода, приходящиеся на единицу массы азота, относятся как 1:2:3:4:5, что служит иллюстрацией закона.

*Формулировка закона. Если два элемента образуют друг с другом несколько различных соединений, то массы одного элемента, приходящиеся в этих соединениях на одну и ту же массу другого элемента относятся между собой как небольшие целые числа.*

Способность элементов вступать в соединения лишь определенными частями - «порциями» свидетельствует об атомно-молекулярном строении вещества.

То, что в оксидах азота соотношение масс 1:2:3:4:5 объясняется тем, что одинаковое число атомов азота в молекулах оксидов связано с различным числом атомов «О». Этот закон, как и предыдущий, *справедлив для соединений молекулярного состава.*

Например: соединения немолекулярной структуры  $TiO_{0,7}-TiO_{1,3}$  - здесь массы 1 элемента приходящиеся на единицу массы другого относятся между собой как дробные числа.

#### 4) Закон эквивалентов.

К концу 18 века на основании опытных данных было установлено, что элементы взаимодействуют друг с другом в строго определенных массовых отношениях. Так, с 1 массовой частью водорода соединяется 8 массовых частей кислорода или 16 массовых частей серы или 35,5 массовых частей хлора. Этими исследованиями занимался Дальтон. Им впервые было введено понятие о соединительных весах элементов – их эквивалентах или оно было заменено эквивалентным весом.

В настоящее время под *эквивалентом элемента* подразумевают такое его количество, которое присоединяет или замещает 1 моль атомов водорода в химических реакциях.

Например:

$\text{Э}(\text{Cl}) = 1 \text{ моль атомов (в HCl)}$ .

$\text{Э}(\text{O}) = 1/2 \text{ моль атомов (в H}_2\text{O)}$  .

$\text{Э}(\text{Al}) = 1/3 \text{ моль атомов (в Al(OH)}_3 \text{)}$  .

*Закон эквивалентов формулируется следующим образом:*

*Элементы соединяются друг с другом в количествах, пропорциональных их эквивалентам.*

$$\frac{m_A}{m_B} = \frac{m_{\text{ЭA}}}{m_{\text{ЭB}}}$$

где  $m_A, m_B$  - массы взаимодействующих элементов,

$m_{\text{ЭA}}, m_{\text{ЭB}}$  - эквивалентные массы элементов А и В (или  $M_{\text{ЭКВ}}(\text{A}), M_{\text{ЭКВ}}(\text{B})$ ).

Масса одного эквивалента элемента называется *эквивалентной массой*, выражается в г/моль.

Например:  $m_{\text{Э}}(\text{O})=8\text{г/моль}$  ,  $m_{\text{Э}}(\text{Al})=\frac{27}{3}=9\text{г/моль}$  .

Эквивалент и эквивалентная масса могут быть не только у элемента, но и у соединений.

*Эквивалент соединения* – такое его количество, которое в данной реакции взаимодействует с одним эквивалентом водорода (с 1 моль атомов) или с одним эквивалентом любого другого вещества, или замещает это же количество атомов в химических реакциях.

Эквивалентная масса или молярная масса эквивалента – это масса одного эквивалента.

Например:  $\text{Э}(\text{H}_2\text{SO}_4)=\frac{1}{2}\text{моль}$  , а молярную массу эквивалента

обозначают  $m_{\text{Э}}$  или

$$M\left(\frac{1}{2}A\right)$$
$$M\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4\right)$$

Для расчета эквивалентных масс сложных веществ применяют формулы:

$$m_{\text{Э}}(\text{кислоты})=\frac{M_{\text{кислоты}}}{\text{основность кислоты}}$$

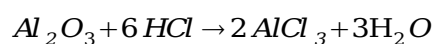
$$m_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{SO}_4)=\frac{98}{2}=49\text{г/моль}$$

$$m_{\text{Э}}(\text{основания})=\frac{M_{\text{основания}}}{\text{кислотность основания}}$$

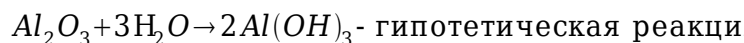
$$m_{\text{Э}}(\text{соли})=\frac{M_{\text{соли}}}{\text{число атомов} \cdot \text{валентность металла}}$$

$$m_{\text{Э}}(\text{оксидов})=\frac{M_{\text{оксида}}}{\text{число атомов} \cdot \text{валентность элемента}}$$

Например:  $m_{\text{Э}}(\text{Al}_2\text{O}_3)=\frac{27 \cdot 2 + 3 \cdot 16}{2 \cdot 3}=17\text{г/моль}$



$$\text{Э}(\text{Al}_2\text{O}_3)=1/6\text{ моль}$$



$$1\text{ моль} - 6\text{ моль}$$

$$\frac{1}{6}\text{ моль} - 1\text{ моль}$$

Более полно закон эквивалентов звучит так (для соединений молекулярного состава):

*Вещества взаимодействуют между собой в количествах пропорциональных их эквивалентам. (Или массы (объемы), реагирующих веществ пропорциональны их эквивалентным массам).*

Для того чтобы вещества реагировали без остатка, их надо брать в эквивалентных массах. Так, для оксида алюминия:

$$Э(Al) = \frac{1}{3} \text{ моль атомов}$$

$$m_э(Al) = \frac{1}{3} * 27 = 9 \text{ г/моль}$$

$$Э(O) = \frac{1}{2} \text{ моль атомов}$$

$m_э(O) = 8 \text{ г/моль} \Rightarrow$  берем 9 г Al и 8 г O, тогда они реагируют без остатка

Закон эквивалентов справедлив только для соединений молекулярного состава.

#### 5) Закон простых объемных отношений.

Простые вещества и химические соединения могут находиться в трех агрегатных состояниях: твердом, жидком и газообразном.

Наиболее полно реакции между газообразными веществами изучены Гей-Люссаком (французский химик). В 1805-1808 г.г. он занимался изучением реакций в газовой фазе - проводил опыты по измерению объемов газов в химических реакциях, в результате чего сформулировал закон:

*Объемы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу, а также к объемам получающихся газообразных продуктов как небольшие целые числа.*

Все объемы должны быть измерены при одинаковой температуре и давлении или приведены к одним и тем же условиям.

Например: 1 л  $H_2$  соединяется с 1 л  $Cl_2$  и образуется 2 л  $HCl$

2 л  $H_2$  соединяется с 1 л  $O_2$  и образуется 2 л  $H_2O$  .

Закон простых объемных отношений невозможно было объяснить, руководствуясь учением Дальтона о том, что простые вещества состоят из атомов, тогда если в равных объемах газов содержится одинаковое число атомов, то при взаимодействии  $H_2$  и  $Cl_2$  должен был получиться 1 л  $HCl$  , а не 2 л, а воды должен получиться 1 л.

Для объяснения простых соотношений между объемами реагирующих газов итальянский ученый Амедео Авогадро выдвигает гипотезу, состоящую из 2 положений. Первое из них становится законом.

#### б) Закон Авогадро (первое положение).

*Формулировка. В равных объемах различных газов (при одинаковых условиях) содержится одинаковое число молекул.*

*Второе положение. Молекулы простых газов ( $H_2$ ,  $Cl_2$  и др.) состоят из двух одинаковых атомов.*

Тогда все легко объясняется ( $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$  - коэффициенты перед формулами указывают молярные объемы реагирующих газов).

*Существуют два следствия из закона Авогадро.*

*Первое следствие. Один моль любого газа при одинаковых условиях занимает один и тот же объем, при нормальных условиях (н.у.) моль любого газа занимает объем 22,4 л/моль, его называют молярным объемом ( $p = 101,325$  кПа,  $T = 273,15$  К).*

$$V_m = \frac{V}{n}$$

*Второе следствие. Молярная масса вещества в газообразном состоянии равна его удвоенной относительной плотности по водороду.*

$$D = \frac{M_1}{M_2} \text{ - отношение плотности одного газа по другому}$$

$$\Rightarrow M = 2D_{H_2}, \text{ так как } M(H_2) = 2 \text{ г/моль.}$$

Для газов часто определяют плотность по воздуху. Средняя молярная масса воздуха равна 29 г/моль. Следовательно,  $M(\text{газ}) = 29D_{\text{возд}}$ .

Учение Авогадро получило признание лишь в 1860 году на Международном съезде химиков в городе Карлсруэ, но особенно после открытия Д.И. Менделеевым Периодического закона химических элементов.

### **Контрольные вопросы**

1. Элемент, атом, молекула простого вещества – в чем различие этих понятий. Приведите конкретный пример.
2. Перечислите основные положения атомно-молекулярного учения. Чем современная трактовка отличается от трактовки М.В. Ломоносова.
3. Приведите примеры аллотропных видоизменений.
4. Для чего введена в химии относительная атомная масса? Чему равна атомная единица массы? Сколько а.е.м. в 1 грамме?
5. Что такое относительная молекулярная масса? Молярная масса? Молярный объем? По какой формуле можно рассчитать относительную молекулярную массу? Рассчитайте относительную молекулярную массу  $K_2Cr_2O_7$ .
6. Сколько молей составляют и сколько молекул содержится в 0,09 г  $H_2O$ ?
7. Определить валентность элементов в следующих соединениях: а)  $SiH_4$ ; б)  $Ca_3N_2$ ; в)  $AlCl_3$ .
8. Рассчитайте относительную плотность метана по водороду.
9. При термическом разложении  $KClO_3$  протекает реакция:  $2KClO_3 = 2KCl + 3O_2$ . Какая масса  $KClO_3$  подверглась такому

превращению, если образовалось 0,3 моль кислорода (н.у.) с выходом 80%?

10. Сколько молей эквивалентов металла вступило в реакцию с кислотой, если при этом выделилось 5,6л водорода при нормальных условиях?