ЛЕКЦИЯ 2

АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЕ УЧЕНИЕ

Основные понятия химии. Законы стехиометрии.

1. Атомно-молекулярное учение и его сущность. Основные понятия
2. Простые вещества как форма существования элемента в свободном состоянии
3. Сложные вещества как форма существования элементов в химических соединениях.
4. Закон сохранения массы вещества
5. Закон постоянства состава. Закон кратных отношений
6. Газовые законы и закон эквивалентов

Атомно-молекулярное учение и его сущность. Основные понятия

Атомно-молекулярное учение развил и впервые применил в химии великий русский ученый М.В. Ломоносов. Основные положения этого учения изложены в работе "Элементы математической химии" (1741) и ряде других. Сущность учения Ломоносова можно свести к следующим положениям:

1. Все вещества состоят из атомов.

2. Атомы каждого вида (элемента) одинаковы между собой, но отличаются от атомов любого другого вида (элемента).

3. При взаимодействии атомов образуются молекулы: гомоядерные (при взаимодействии атомов одного элемента) или гетероядерные (при взаимодействии атомов разных элементов).

4. При физических явлениях молекулы сохраняются, при химических - разрушаются; при химических реакциях атомы в отличие от молекул сохраняются.

5. Химические реакции заключаются в образовании новых веществ из тех же самых атомов, из которых состоят первоначальные вещества.

Через 67 лет после Ломоносова атомистическое учение в химии применил английский ученый Джон Дальтон. Он изложил основные положения атомистики в книге "Новая система химической философии" (1808). В своей основе учение Дальтона повторяет учение Ломоносова. Однако Дальтон отрицал существование молекул у простых веществ, что по сравнению с учением Ломоносова является шагом назад.

По Дальтону, простые вещества состоят только из **атомов,** и лишь слож-

ные вещества - из "сложных атомов" (в современном понимании - молекул).

Атомно-молекулярное учение в химии окончательно утвердилось лишь в середине XIX в. На международном съезде химиков г. Карлсруэ в 1860 г. были приняты определения понятий молекулы и атома.

Атом (от греч. слова «неделимый») - это электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного атомного ядра и отрицательно заряженных электронов.

Молекула- это наименьшая частица данного вещества, обладающая его химическими свойствами. Химические свойства молекулы определяются ее составом и химическим строением. Молекулы одного и того же вещества одинаковы по своему составу и свойствам, молекулы различных веществ отличаются как составом, так и строением и свойствами. Молекула представляет собой группу взаимосвязанных в определенной последовательности атомов.

Простые и сложные вещества. Аллотропия.

Если молекула построена из атомов одного и того же вида, то такое вещество называется простым, если же молекула состоит из различных видов атомов, то такое вещество называется сложным.

Простые вещества состоят из атомов одного химического элемента, ***сложные*** - из атомов нескольких химических элементов.

Так, молекула водорода H_2 состоит из двух атомов водорода, и при разложении этой молекулы можно получить только атомы одного вида. То же самое можно сказать о дикислороде - O_2 и трикислороде - озоне O_3.

Химический элемент - это определенный вид атомов с одинаковым зарядом ядра. Следовательно, ***атом*** - это мельчайшая частица химического элемента.

Понятие ***простое вещество*** нельзя отождествлять с понятием ***химический элемент***. Химический элемент характеризуется определенным положительным зарядом ядра атома, изотопным составом, химическими свойствами.

Атомное ядро - центральная часть атома, состоящая из Z протонов (1+1p) и N нейтронов (1n), в которой сосредоточена его основная масса. Относительные

массы протона и нейтрона практически одинаковы и близки к 1 (индекс слева вверху), а элементарные электрические заряды - разные, соответственно +1 и (индекс слева внизу).

Заряд ядра - положительный, равный по величине количеству протонов в ядре, соответствует порядковому номеру элемента в Периодической системе элементов. Сумма чисел протонов и нейтронов атомного ядра называется массовым числом (А):

$$A = Z + N$$

Изотопы - разновидность одного и того же химического элемента (Э) с одинаковым числом протонов (зарядом ядер), но с различными массовыми числами за счет разного числа нейтронов в ядре. Они обозначаются следующим образом: ${}^{A}_{Z}Э$.

Нижний индекс характеризует количество протонов в ядре атома элемента, а верхний - массовое число, т.е. суммарное количество протонов и нейтронов, например:

$${}^{63}_{29}Cu \text{ и } {}^{65}_{29}Cu$$

Изотопы водорода имеют специальные символы и названия:

1) протий ${}^{1}_{1}H$ (ядро состоит из одного протона);

2) дейтерий ${}^{2}_{1}D$ (ядро состоит из одного протона и одного нейтрона);

3) тритий ${}^{3}_{1}T$ (ядро состоит из одного протона и двух нейтронов).

Химические свойства изотопов одного химического элемента одинаковы.

Химическая формула - это условная запись состава вещества с помощью химических знаков (предложены Й. Берцелиусом в 1814 г.) и индексов (цифра, стоящая справа внизу от символа, обозначающая число атомов в молекуле). Химическая формула показывает, атомы каких элементов и в каком соотношении соединены между собой в молекуле.

Например:

1. Молекула воды (H_2O) состоит из двух атомов водорода (Н) и одного атома кислорода (О).

2. Молекула аммиака (NH_3) состоит из одного атома азота (N) и трех

атомов водорода (Н).

Свойства элементов относятся к его отдельным атомам. Простое вещество характеризуется определенной плотностью, растворимостью, температурами плавления и кипения и т.п. Эти свойства относятся к совокупности атомов и для разных простых веществ они различны.

Простое вещество - это форма существования химического элемента в свободном состоянии. Многие химические элементы образуют несколько простых веществ, различных по строению и свойствам. Это явление называется ***аллотропией***, а образующие вещества - ***аллотропными видоизменениями***. Так, элемент кислород образует две аллотропные модификации - кислород и озон, элемент углерод - алмаз, графит, карбин, фуллерен.

Явление аллотропии вызывается двумя причинами: различным числом атомов в молекуле (например, кислород O_2 и озон O_3) либо образованием различных кристаллических форм (например, углерод образует следующие аллотропные модификации: алмаз, графит, карбин, фуллерен), карбин был открыт в 1968г (А.Сладков, Россия), а фуллерен в 1973 г теоретически (Д.Бочвар, Россия), а в 1985г - экспериментально (Г.Крото и Р.Смолли, США).

Сложные вещества состоят не из простых веществ, а из химических элементов. Так водород и кислород, входящие в состав воды, содержатся в воде не в виде газообразных водорода и кислорода с их характерными свойствами, а в виде ***элементов*** - водорода и кислорода.

Мельчайшей частицей веществ, имеющих молекулярную структуру, является молекула, которая сохраняет химические свойства данного вещества. Согласно современным представлениям из молекул состоят в основном вещества, находящиеся в жидком и газообразном состоянии. Большинство же твердых веществ (в основном неорганических) состоит не из молекул, а из других частиц (ионов, атомов). Не имеют молекулярной структуры соли, оксиды металлов, алмаз, металлы и пр.

Относительная атомная масса

Современные методы исследования позволяют определить чрезвычайно малые массы атомов с большей точностью. Так, например, масса атома водорода составляет $1,674 < 10^{-27}$ кг, углерода – $1,993 < 10^{-26}$ кг.

В химии традиционно используются не абсолютные значения атомных масс, а относительные. В 1961г за единицу атомной массы принята ***атомная единица массы*** (сокращенно а.е.м.), которая представляет собой *1/12* часть массы атома изотопа углерода ^{12}C.

Большинство химических элементов имеют атомы с различной массой (изотопы). Поэтому ***относительной атомной массой*** (или просто атомной массой) *Ar* химического элемента называется величина, равная отношению средней массы атома элемента к *1/12* массы атома углерода ^{12}C.

Атомные массы элементов обозначают *Ar*, где индекс *r* – начальная буква английского слова ***relative*** – относительный. Записи *Ar(H), Ar(O), Ar(C)* означают: относительная атомная масса водорода, относительная атомная масса кислорода, относительная атомная масса углерода.

Относительная атомная масса – одна из основных характеристик химического элемента.

Относительной молекулярной массой Mr вещества называется величина, равная отношению массы молекулы вещества к *1/12* массы атома углерода ^{12}C.

Молекулярная масса численно равна сумме относительных атомных масс всех атомов, входящих в состав молекулы вещества.

Относительная молекулярная масса показывает, во сколько раз масса молекулы данного вещества больше *1/12* массы атома ^{12}C. Так, молекулярная масса кислорода *Mr(O2)* равна *32*. Это означает, что масса молекулы кислорода в *32* раза больше, чем *1/12* массы атома ^{12}C. Относительная молекулярная масса – одна из основных характеристик вещества.

Моль. Молярная масса.

Наряду с единицами массы, в химии пользуются также единицей количества вещества, называемой молем**.**

Моль- количество вещества, содержащее в своем составе столько атомов, молекул, ионов, электронов или других структурных единиц, сколько атомов содержится в *0,012* кг углерода ^{12}C.

Применяя понятие моль, необходимо в каждом конкретном случае точно указать, какие именно структурные единицы имеются в виду. Например, моль атомов H, моль молекулы H_2, моль ионов H^+.

В настоящее время число структурных единиц, содержащихся в *1* моле вещества (постоянная Авогадро), определено с большей точностью. В практических расчетах его принимают равным $6,02 < 10^{23}$. Исходя из этого можно сказать, что **моль -** это количество вещества, которое содержит $6,02 < 10^{23}$ структурных единиц (молекул, атомов, ионов, электронов и др.)

Отношение массы «m» вещества к его количеству «n» называют ***молярной массой вещества.***

$$M=m/n$$

Молярную массу обычно выражают в ***г/моль.***

Валентность. Эквивалент, фактор эквивалентности, молярная масса эквивалентов

В середине XIX в. за единицу валентности принимали валентность атома водорода, равную 1. По числу атомов водорода определяли валентность атома исследуемого элемента. На основании этого валентность, например, азота в аммиаке NH_3 равна 3, а серы в H_2S - 2 и т. д.

Поскольку не для всех элементов были получены соединения с водородом, то для определения валентности более целесообразным оказались кислородные соединения. Зная состав кислородного соединения данного элемента, можно определить его валентность, учитывая, что атом кислорода всегда присоединяет два атома одновалентного элемента. Например, в соединениях Na_2O, CaO, SiO_2, и т. д. валентности натрия, кальция и кремния соответственно равны 1, 2, 4.

Кроме указанных способов определения валентности по водороду и кислороду часто прибегают к другим методам, в частности к определению по числу образованных данным атомом химических связей или по координационному числу и т. д. С момента возникновения теории химической связи понятие «валентность» претерпело существенную эволюцию. В настоящее время оно не имеет строгого научного толкования, поэтому практически полностью вытеснено из научной лексики и используется преимущественно в методических целях.

В основном под валентностью химического элемента обычно понимается способность свободных его атомов (в более узком смысле - мера его способности) к образованию определенного числа ковалентных связей.

Необходимо строго разграничить понятия «валентность» и «химическая связь». Валентность является формальной числовой характеристикой свойства химических элементов и отражает форму их химического взаимодействия.

Химическая связь представляет собой физико-химическое явление, отражающее содержание химического взаимодействия элементов. Поэтому между валентностью и химической связью различие проявляется в той мере, в какой разграничиваются понятия формы и содержания: в единстве этих двух понятий определяющим является содержание, т. е. химическая связь.

Валентность химического элемента и молярная масса его атомов тесно связаны с эквивалентом и эквивалентной массой. Понятие «эквивалент» означает равноценный, равнозначный.

Одним из основных законов химии является закон эквивалентов, открытый в конце 18 века: массы элементов, соединяющихся друг с другом, пропорциональны их эквивалентам:

$$\frac{m_A}{m_B} = \frac{Э_A}{Э_B}$$

где mA, mB - массы взаимодействующих веществ А и В;

ЭА и ЭВ - эквиваленты этих веществ.

Эквивалент - это реальная или условная частица, которая в кислотно-основных реакциях ионного обмена равноценна одному атому или одному иону водорода, а в окислительно-восстановительных реакциях одному электрону.

Число, показывающее, какая часть молекулы или другой частицы вещества соответствует эквиваленту, называется ***фактором эквивалентности*** **($f_э$).** Фактор эквивалентности - это безразмерная величина, которая меньше, либо равна 1.

Сочетая фактор эквивалентности и формульную единицу вещества, можно составить формулу эквивалента какой-либо частицы, где фактор эквивалентности записывается как химический коэффициент перед формулой частицы:

$f_э$ (формульная единица вещества) = эквивалент

Массу одного моля эквивалента элемента называют молярной массой эквивалента $M_Э(X)$. Значение эквивалента веществ зависит от того, в какой конкретной реакции участвует это вещество

Молярная масса эквивалента химического элемента ($M_Э(X)$), а также простых или сложных веществ рассчитывается по формуле

$$M_{Э(X)} = \frac{M_{(X)}}{вал}$$

где M(X)– молярная масса; вал – суммарная валентность.

Для простых веществ суммарная валентность определяется произведением валентности атома химического элемента и числа атомов. Так, молярная масса эквивалента алюминия составляет $M_Э(Al) = 27/3 = 9$ г моль$^{-1}$. Молярные массы эквивалента кислорода и водорода следует запомнить, они равны соответственно $M_Э(O) = 16/2=8$г моль-1, $M_Э(H) = 1/1 = 1$ г моль$^{-1}$.

Если один и тот же элемент образует несколько соединений, то эквивалент и эквивалентная масса этого элемента могут принимать различные значения. Например, в FeO эквивалентная масса железа равна 28 г/моль, в оксиде Fe_2O_3 эквивалентная масса железа равна 18,67 г/моль.

Значения эквивалентов относятся друг к другу как простые целые числа. Так, отношение эквивалентных масс железа в FeO и Fe_2O_3 равно 3 : 2.

Молярные массы эквивалента сложных веществ вычисляются по их химическим формулам с учетом происходящих химических реакций. Понятия эквивалента и эквивалентной массы распространяются и на сложные вещества.

К сложным веществам относятся оксиды, гидроксиды, кислоты, соли.

Оксиды состоят из элемента и кислорода. Если предположить, что в реакциях обмена элемент замещается на водород, то ***эквивалентное масса для оксида*** *равна* делению молярной массы на произведение *числа атомов элемента и валентности(степени окисления) элемента, образующего оксид.*

$$\textbf{Эm(}оксида)=M/n(элемента)\cdot \text{В } (с.о.элемента)$$

Эквивалент кислоты (или основания) - такая условная часть вещества, которая в данной реакции высвобождает один ион водорода, или соединяется с ним, или каким-либо другим образом эквивалентна ему.

Эквивалентная масса кислоты равна частному от деления ее молярной массы на основность.

$$\textbf{Эm(}кислоты)=M/основность$$

Например, Э(H_2SO_4) = 98/2 = 49 г/моль, т. е. 1 моль эквивалента H_2SO_4 равен 49 г/моль.

Эквивалентная масса гидроксидов (оснований) равна частному от деления молярной массы на валентность металла. Например, Э($Ca(OH)_2$) = 74/2 = 36 г/моль.

$$\textbf{Эm(}основания)=M/B(Me)$$

Эквивалентная масса солей определяется делением молярной массы на произведение валентности металла и числа его атомов в молекуле. Например, Э($Al_2(SO_4)_3$) = 342/(3· 2) = 57 г/мол.

$$\textbf{Эm(}соли)=M/B(Me)\cdot n(Me)$$

Как и для простых веществ, эквивалентная масса сложного вещества может принимать несколько значений, что зависит от условий реакции. Так, серная кислота, будучи двухосновной, может иметь два значения эквивалентной массы: если образует кислую соль, т. е. проявляет основность 1, то эквивалент ее равен 98 : 1 = 98 г/моль, а если проявляет основность 2, то 98 : 2 = 49 г/моль. Для фосфорной кислоты H_3PO_4 будет соответственно 98 : 1 = 98 г/моль, 98 : 2 = 49 г/моль, 98 : 3 = 32,67 г/моль.

Суммарная валентность **оксидов** равна произведению валентности кислорода (2) на количество атомов кислорода в молекуле.

Суммарная валентность **гидроксидов** определяется их кислотностью, которая равняется числу замещенных гидроксильных групп.

Суммарная валентность **кислот** равняется основности данных соединений, которая определятся числом замещенных атомов водорода.

Суммарная валентность **соли** равняется произведению валентности катиона и количества катионов в молекуле, или валентности аниона и количества анионов в молекуле.

Пример 1. Выразите в молях: а) $6{,}02\cdot10^{21}$ молекул CO_2; б) $1{,}20\cdot10^{24}$ атомов кислорода; в) $2{,}00\cdot10^{23}$ молекул воды. Чему равна мольная (молярная) масса указанных веществ?

Решение. Моль- это количество вещества, в котором содержится число частиц любого определенного сорта, равное постоянной Авогадро ($6{,}02\cdot 10^{23}$).

Отсюда: а) $6{,}02\cdot10^{21}$, т.е. 0,01 моль; б) $1{,}20\cdot 10^{24}$, т.е. 2 моль; в) $2{,}00\cdot10^{23}$, т.е. 1/3 моль.

Так как молекулярные массы CO_2 и H_2O и атомная масса кислорода соответственно равны 44; 18 и 16 а.е.м., то их мольные (молярные) массы равны: а) 44 г/моль; б) 18 г/моль; в) 16 г/моль.

Пример 2. Определите эквивалент (Э) и эквивалентную массу $M_Э(X)$ азота, серы и хлора в соединениях NH_3,H_2S и HCl.

Решение. Масса вещества и количество вещества – понятия неидентичные. Масса выражается в килограммах (граммах), а количество вещества - в молях.

В данных соединениях с 1 моль атомов водорода соединяется 1/3 моль азота,1/2 моль серы и 1 моль хлора. Отсюда Э(N) = 1/3 моль, Э(S) = 1/2 моль, Э(Cl) = 1 моль. Исходя из мольных масс этих элементов определяем их эквивалентные массы:

МЭ (N) = 1/3 14= 4,67 г/моль;

МЭ (S) = 1/2 32= 16 г/моль;

МЭ (Cl) = 1 35,45= 35,45 г/моль.

Стехиометрия - раздел химии, в котором рассматриваются массовые и объемные отношения между реагирующими веществами. Основу стехиометрии составляют стехиометрические законы: сохранения массы веществ, постоянства состава, кратных отношений, объемных отношений, Авогадро. Они подтвердили атомно-молекулярное учение.

Закон сохранения массы вещества

Важнейшее открытие атомно-молекулярной теории - закон сохранения массы веществ - сформулирован русским учёным М. В. Ломоносовым (1748). В настоящее время он формулируется так: масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции.

Позже, в 1789 г., независимо от М. В. Ломоносова этот закон был вновь установлен французским химиком А.-Л. Лавуазье.

Закон сохранения массы веществ является частным случаем общего закона природы - закона сохранения энергии.

Энергия в изолированной системе при любых процессах остается постоянной (не производится и не уничтожается), может только переходить из одной формы в другую. Между массой и энергией существует взаимосвязь, выражаемая уравнением А. Эйнштейна:

$$\mathbf{E = mc^2},$$

где Е- энергия; m- масса; с- скорость света в вакууме, показало, что при выделении тепла при реакции масса продуктов реакции будет меньше массы исходных веществ. Однако, из-за громадного значения величины c^2 ($c = 2{,}9979 \cdot 10^8$ м/с) самые незначительные изменения массы ведут к колоссальному изменению энергии.

Поскольку при химических реакциях выделяется или поглощается энергия, то при определении массы веществ всегда необходимо учитывать убыль или прирост массы в соответствии с поглощенной или выделенной энергией. Современная формулировка закона учитывает неразрывную связь массы и энергии.

Закон сохранения в настоящее время формулируется следующим образом.

Сумма массы вещества системы и массы, которая эквивалентна энергии, полученной или отданной этой же системой, постоянна.

Закон постоянства состава. Закон кратных отношений

Благодаря открытию закона сохранения массы в химии особое значение приобрели количественные методы анализа. Были изучены составы многих известных в то время соединений. Результатом этих работ явилось открытие закона постоянства состава Ж. Л. Пруст (1801): *всякое химическое соединение, независимо от способа его получения, всегда содержит определенные элементы в одинаковом массовом соотношении.*

Например, независимо от способов получения (прямым синтезом из водорода и кислорода, разложением кристаллогидратов, горением метана, реакцией нейтрализации и т. д.) состав молекулы воды всегда неизменен и постоянен: на один атом кислорода приходится два атома водорода, т. е. на 88,89 % (по массе) кислорода приходится 11,11 % (по массе) водорода. Соединения, состав которых зависит от способа получения, называются бертоллидами

1. Соединения, состав которых постоянен, называются дальтонидами

2. Например, бертоллиды - некоторые бинарные соединения металлов, $TiO_{0,9-2,0}$, $FeS_{1,0-2,0}$; дальтониды - SO_2, N_2O_5.

В связи с наличием соединений переменного состава в современную формулировку закона постоянства состава следует внести уточнение: *состав соединений с молекулярной структурой является постоянным независимо от способа их получения, в отличие от соединений с немолекулярной структурой.*

Логическим продолжением этих исследований явилось открытие Дж. Дальтоном (1803) закона кратных отношений: *если два элемента образуют между собой несколько соединений, то массовые количества одного элемента, приходящиеся на одно и то же массовое количество другого, относятся между собой как небольшие целые числа.*

Рассмотрим в качестве примера оксиды азота: N_2O, NO и N_2O_5. Если подсчитать количества азота (массовые), приходящиеся на одну единицу массы кислорода, т. е. на 16, то получим соотношение чисел 1,75 : 0,87 : 0,35, т. е. 10 : 5 :

2. Закон кратных отношений справедлив только для дальтонидов.

Газовые законы и закон эквивалентов

Состояние идеального газа характеризуется тремя параметрами: давлением P, объёмом V и температурой T.

ЗАКОН БОЙЛЯ (1660) - МАРИОТТА (1677)

При постоянной температуре объем газа обратно пропорционален его давлению:

при постоянной температуре $\mathbf{P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2}$, или $P \cdot \mathbf{V = const}$

ЗАКОН ГЕЙ-ЛЮССАКА (1802)

При постоянном давлении объём газа пропорционален его абсолютной температуре:

$$\mathbf{V_1/T_1 = V_2/T_2}$$

или $\mathbf{V/T = const}$ (при постоянном давлении).

ЗАКОН ШАРЛЯ (1787)

При постоянном объёме давление газа пропорционально его абсолютной температуре:

$\mathbf{P_1/T_1 = P_2/T_2}$, или $\mathbf{P/T = const}$

(при постоянном объёме).

УНИВЕРСАЛЬНЫЙ ГАЗОВЫЙ ЗАКОН

или уравнение Менделеева (1874) - Клапейрона (1834)

$$\mathbf{P \cdot V = m/M \cdot R \cdot T},$$

где P - давление, кПа (килопаскаль) или Па (паскаль),

V - объём, л или $м^3$,

T - температура, K (кельвин),

m - масса, г, кг,

M - молярная масса, г/моль,

R - газовая постоянная, 8,314 Дж/моль·K.

Это уравнение справедливо для всех газов в любых количествахи для всех значений P, V и T.

Нормальными условиями (н. у.) для газов считаются:

P_0 = 101325 Па, T = 273,15 K = 0°C.

Закон объёмных отношений Ж. Л. Гей-Люссак (1808)

При одинаковых условиях объёмы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу и к объёмам образующихся газообразных продуктов реакции как простые целые числа.

Следствие: стехиометрические коэффициенты в уравнениях химических реакций для молекул газообразных веществ показывают, в каких объемных отношениях реагируют или получаются газообразные вещества.

Например, в реакциях:

1) $2CO + O_2 = 2CO_2$

При окислении двух объемов оксида углерода (CO) одним объемом кислорода (O_2) образуются два объема диоксида углерода (CO_2), т.е. объем исходной реакционной смеси уменьшается на один объем.

2) $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$

При синтезе аммиака (NH_3) из азота (N_2) и водорода (H_2) один объем азота реагирует с тремя объемами водорода, при этом образуются два объема аммиака, таким образом, объем исходной газообразной реакционной смеси уменьшится в два раза.

Закон Авогадро (1811)

В равных объёмах (V) любых газов, при одинаковых внешних условиях (температуре T и давлении P), содержится одно и то же число молекул (N).

ПЕРВОЕ СЛЕДСТВИЕ ИЗ ЗАКОНА АВОГАДРО

При одинаковых условиях равные количества различных газов занимают равные объёмы.

Так, при нормальных условиях 1 моль любого газа занимает объём **22,4 л.** Эта физическая постоянная называется молярным объёмом газа и обозначается **V_M.**

Молярный объём (V_M) газа B равен отношению объёма газа V_B к количеству вещества газа (n_B).

$$\mathbf{V_M = V_B/n_B}\ (л/моль)$$

Если вместо объёма (или количества вещества газа) известна его масса, то при нормальных условиях (при н. у.) расчет производится по формуле:

$$\mathbf{V_B = V_M \cdot m_B/M_B}$$

Пример. Согласно экспериментальным данным при нормальных условиях 1 л водорода (H_2) имеет массу 0,0899 г, а 1 л кислорода (O_2) - 1,4289 г. Вычислим объемы, занимаемые 1 молем каждого из этих газов при нормальных условиях.

Решение. Молярная масса H_2 равна $2 \cdot 1 = 2$ г/моль; молярная масса O_2 равна $2 \cdot 16 = 32$ г/моль.

Составим соответствующие пропорции и найдем объемы 1 моля этих газов x и y 0,0899 г H_2 занимает объем 1 л,

2 г (1 моль) H_2 занимает объем x л,

x = 2 / 0,0899 = 22,4 л;

1,4289 г O_2 занимает объем 1 л,

32 г (1 моль) O_2 занимает объем y л,

y = 32 / 1,4289 = 22,4 л.

ВТОРОЕ СЛЕДСТВИЕ ИЗ ЗАКОНА АВОГАДРО

Относительная плотность одного газа по другому газу (D) равна отношению их молярных или относительных молекулярных масс.

$$\mathbf{D = M_1/M_2}$$

Например, если M_1 – молярная масса газа, то

- относительная плотность газа по водороду равна

$\mathbf{D_{H2} = M_1/2}$, и, следовательно, $\mathbf{M_1 = 2D_{H2}}$

- относительная плотность газа по воздуху равна

$\mathbf{D_{воздух} = M_1/29}$, и тогда $\mathbf{M_1 = 29 \cdot D_{воздух}}$

Здесь 29 - это молярная масса воздуха. Воздух - это смесь газов, однако возможно говорить о его средней молярной массе. $M_{возд}$ можно найти из плотности воздуха, например, по водороду или из массы 22,4 л воздуха при н. у.

Оба следствия из закона Авогадро дают возможность определять молекулярные массы.

Чаще всего плотность определяют по водороду (D_{H2}), либо по воздуху ($D_в$),

тогда $\mathbf{M= D_{H2}}$ или **M= 29Dв** (средняя молярная масса воздуха равна 29).

Молярную (молекулярную) массу вещества можно определить исходя из молярного объема вещества в газообразном состоянии. Зная объем, занимаемый определенной массой газа при нормальных условиях, находят массу 22,4 л этого газа:

m - V л

M - 22,4 л/моль.

$$\mathbf{M=22,4\ m/V\ (г/моль).}$$

Полученная величина M выражает молярную массу вещества.

В условиях, отличных от нормальных, для приведения объема газа к нормальным условиям пользуются уравнением, включающим газовые законы Бойля - Мариотта и Гей-Люссака:

$$\mathbf{pV / T = p_0 V_0 / T_0},$$

где V- объем газа при давлении p и температуре T; V_0 - объем газа при нормальных условиях (давлении p_0 и температуре T_0). Для определения молярных масс используют и уравнение Клапейрона - Менделеева:

$$\mathbf{pV=m/M \cdot RT},$$

где m - масса газа; R- молярная газовая постоянная, которая равна 8,314 Дж/(моль · K).

Если объем газа выразить в литрах, то уравнение видоизменяется:

$$\mathbf{pV= 1000m/V \cdot RT}$$

Объемы газов принято относить к температуре 273 К и давлению 101,325 кПа, т. е. к нормальным условиям.

Приведенные способы расчета молярных масс применимы не только к газообразным веществам, но и ко всем веществам, способным при нагревании переходить в газообразное состояние без разложения.

Парциальное давление газов. Кинетическая теория газов показывает, что газы, химически не взаимодействующие, способны свободно смешиваться между собой в любых соотношениях. При смешивании газов друг с другом каждый из компонентов смеси характеризуется своим парциальным давлением, т. е. та-

ким давлением, каким он обладал бы, если бы занимал весь объем газовой смеси при данной температуре.

Таким образом, общее давление смеси газов, химически неиреагирующих друг сидругом при данных условиях, равно сумме парциальных давлений газов, составляющих смесь. Этот закон получил название закона парциальных давлений Дальтона:

$$p_{общ} = p_1 + p_2 + p_3 + \ldots.$$

Так как законы Дальтона, Авогадро и простых объемных отношений соблюдаются лишь при очень малых давлениях, когда расстояния между молекулами относительно велики и взаимодействие молекул фактически отсутствует, то они носят лишь приближенный характер.

В 1858 г. С. Канниццаро показал возможность использования закона Авогадро для определения атомных масс элементов. Этот метод пригоден лишь для газообразных или легколетучих соединений, для металлов же определение атомных масс проводится с учетом атомной теплоемкости (это количество теплоты, необходимое для повышения температуры 1 моль любого металла на 1^0C).

В 1819 г. П. Л. Дюлонг и А. Т. Пти установили, что для большинства металлов выполняется следующее соотношение:

Атомная масса·Атомная теплоемкость ≈ 26 Дж/(моль · К).

Отсюда:

Атомная масса= 26/Атомная теплоемкость.

Это значение для большинства простых веществ, находящихся в твердом состоянии, лежит в интервале от 22 до 29 Дж/(моль · К), что в среднем и соответствует 26 Дж/(моль · К).

Правило Дюлонга и Пти, так же как и другие методы определения атомных масс, не дает вполне точных результатов, из-за того что ошибка определения превышает 1 %, однако если найденные атомные массы сравнить с эквивалентными массами, то можно добиться высокой точности определения.

Валентность химического элемента и молярная масса его атомов тесно связаны с эквивалентом и эквивалентной массой. Понятие «эквивалент» означа-

ет равноценный, равнозначный. Чтобы правильно понять определение химического эквивалента, рассмотрим, например, какие количества кальция и цинка понадобятся для получения 1 моль атомов Н при их взаимодействии с кислотой.

Исторически сложилось так, что эквивалентные массы были определены раньше, чем молекулярные массы, поэтому в числе первых законов был открыт и закон эквивалентов, который гласит, что массы (объемы) веществ, реагирующих друг с другом, пропорциональны их эквивалентным массам (объемам).

Если взято $\mathbf{n(экв_1)}$ моль эквивалентов одного вещества, то столько же моль эквивалентов другого вещества $\mathbf{n(экв_2)}$ потребуется в данной реакции, т.е.

$$\mathbf{n(экв_1) = n(экв_2)}$$

При проведении расчетов необходимо использовать следующие соотношения:

1. Молярная масса эквивалента вещества Х равна его молярной массе, умноженной на фактор эквивалентности:

$$\mathbf{M_{экв}(X) = M(X)\cdot f_{экв}(X)}$$

2. Количество эквивалентов вещества Х определяется делением его массы на молярную массу эквивалента:

$$\mathbf{n_{экв}(X) = m(X)/M_{экв}(X)}$$

3. Объём моль-эквивалента газа Х при н.у. равен молярному объёму газа, умноженному на фактор эквивалентности:

$$\mathbf{V_{экв}(X) = V(X)\cdot f_{экв}(X) = 22{,}4\cdot f_{экв}(X)}$$

4. Молярная масса эквивалента сложного вещества равна сумме молярных масс эквивалентов составляющих это вещество атомов (ионов).

5. Молярная масса эквивалента оксида равна молярной массе эквивалента элемента плюс молярная масса эквивалента кислорода.

6. Молярная масса эквивалента гидроксида металла равна молярной массе эквивалента металла плюс молярная масса эквивалента гидроксила, например:

$M[\frac{1}{2}Ca(OH)_2] = 20 + 17 = 37$ г/моль.

7. Молярная масса эквивалента сульфата металла равна молярной массе эквивалента металла плюс молярная масса эквивалента SO_4^{2-}, например:

$M(\frac{1}{2}\ CaSO_4) = 20 + 48 = 68$ г/моль.

Рекомендуемая литература:

1. Росин, И. В. Общая и неорганическая химия. Общая химия: учебник / И. В. Росин, Л. Д. Томина. - Москва: Издательство Юрайт, 2026. - 426 с. - (Высшее образование). - ISBN 978-5-534-19149-3. - Текст: электронный - URL:https:urait.ru/bcode/583253.

2. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов/ Э. Т. Оганесян, В. А. Попков, Л. И. Щербакова, А. К. Брель; под редакцией Э. Т. Оганесяна. - 2-е изд., перераб. и доп. - Москва: Издательство Юрайт, 2025. - 558 с. - (Высшее образование). - ISBN 978-5-534-16033-8. - Текст: электронный. - URL: https://urait.ru/bcode/560228.

3. Черникова, Н. Ю. Начала общей химии: учебник для вузов/ Н. Ю. Черникова, В. В. Самошин. - Санкт-Петербург: Лань, 2024. - 488 с. - ISBN 978-5-507-48676-2. - Текст: электронный. - URL: https://e.lanbook.com/book/394436.

4. Общая и неорганическая химия. Задачник: учебное пособие для вузов/ под редакцией С. С. Бабкиной, Л. Д. Томиной. - Москва: Издательство Юрайт, 2026. - 464 с. - (Высшее образование). - ISBN 978-5-534-01498-3. - Текст: электронный - URL: https://urait.ru/bcode/583099.