

Основные понятия и законы химии

1. Предмет химии. Естествознание (совокупность наук о природе) изучает материальный мир во всем многообразии форм его существования и происходящих явлений. Наш мир материален, а *материя* - объективная реальность, существующая независимо от сознания человека и данная нам в ощущениях. Известны две физические формы существования материи – вещество и поле. *Вещество* – вид материи, состоящей из частиц, имеющих собственную массу, т.е. обладающих *массой покоя*. Это материя на разных стадиях ее организации: элементарные частицы, атомы, молекулы, атомные, ионные или молекулярные агрегации (твердые тела, жидкости, газы) и т.д. *Поле (физическое)* – материальная среда, посредством которой осуществляется взаимодействие между частицами вещества или отдельными телами. Массы покоя оно не имеет. Основной характеристикой этой формы материи является энергия. Источниками поля являются частицы. Примеры известных к настоящему времени полей: электромагнитное, гравитационное, поле ядерных сил, волновые (квантованные) поля.

Основным свойством материи, способом ее существования является *движение*. Количественной мерой движения материи служит *энергия*. Между массой и энергией существует взаимосвязь, количественно выражаемая уравнением Эйнштейна: $E = m c^2$, где E – энергия, m – масса, а c – скорость света в вакууме, которая как известно равна $3 \cdot 10^8$ м/с. Формы движения – разнообразны, соответствуют разному уровню ее организации, взаимосвязаны между собой и взаимопревращаемы. Например, механическая, электрическая, тепловая. Разные формы движения материи изучаются разными естественными науками - физика, химия, биология.

Химическая форма движения возникает на уровне атомов. Особенностью химической формы движения материи является изменение структуры или состава вещества. С точки зрения химии *вещество* - это конкретный вид материи, обладающий определенными физическими и химическими свойствами, состав которого может быть выражен химической

формулой. *Химия* изучает химическую форму движения материи - качественное изменение веществ, превращение одних веществ в другие, обмен атомами между веществами, перераспределение электронов между атомами. Объекты исследования – химические элементы и их соединения. *Химия* – это наука о веществах и законах их превращений, сопровождающихся изменением состава и строения веществ. А сам процесс превращения одних веществ в другие называется *химической реакцией*.

В результате химической реакции изменяются состав, структура или заряд участвующих в процессе частиц при неизменности химической природы атомов. Способность вещества участвовать в тех или иных химических реакциях характеризует его *химические свойства*. К физическим свойствам относятся плотность, цвет, агрегатное состояние, температуры плавления и кипения, электрическая проводимость и т.д.

К настоящему времени накоплен обширный и экспериментальный и теоретический материал в области химических знаний. Есть химия неорганическая, органическая, элементарно-органическая, физическая, коллоидная, электро-, гео- и биохимия, медицинская химия, химия координационных соединений, химия полимеров, супрамолекулярная химия. Число областей химической науки неуклонно растет и будет расти в будущем, но есть нечто общее, что связывает все эти разросшиеся ветви химической науки воедино. Это общее - ствол ныне громадного дерева – общая (теоретическая) химия как совокупность всеобъемлющих фундаментальных законов и представлений в химии. В данном курсе лекций мы будем изучать основы общей химии.

2. Атомно-молекулярное учение. Теоретическую основу современной химии составляет атомно-молекулярное учение. *Атомы* - мельчайшие химические частицы, являющиеся пределом химического разложения любого вещества и сохраняющие индивидуальные свойства этого вещества. Этими индивидуальными свойствами обладают химические элементы. *Химические элементы* представляет собой частицы с одинаковым количеством протонов,

т.е. с одинаковым положительным зарядом ядра, называемым атомным номером Z . Все химические элементы пронумерованы. Первый по порядку элемент водород - ${}^1_1\text{H}$, состоит из одного протона и одного электрона, второй – гелий (${}^2_2\text{He}$) состоит из двух протонов и одного или двух нейтронов и т.д. Суммарное число протонов и нейтронов называют *массовым числом* A .

Многие элементы имеют атомы, отличающиеся по количеству нейтронов, т.е. различаются массовыми числами. Частицы одного элемента с различным массовым числом называют *изотопами*. Массовое число принято указывать в левом верхнем индексе, например: ${}^4_2\text{He}$ и ${}^3_2\text{He}$ - изотопы гелия, содержащие два и один нейтрон в атоме соответственно. Обычно изотопы различных элементов не имеют специальных названий. Единственным исключением является водород, изотопы которого имеют специальные химические символы и названия:

${}^1_1\text{H}$ – протий; ${}^2_1\text{H} = \text{D}$ - дейтерий, ${}^3_1\text{H} = \text{T}$ – тритий.

Частицы с одинаковыми массовыми числами, но с разными атомными номерами, называются *изобарами* (${}^{40}_{18}\text{Ar}$ и ${}^{40}_{19}\text{K}$). В настоящее время известно 110 химических элементов, из которых 92 встречаются в природе. Природных изотопов насчитывается около 300, а искусственно полученных около 2000.

Современные методы исследования позволяют определить чрезвычайно малые массы атомов с большой точностью. Например, масса атома водорода составляет $1.674 \cdot 10^{-27}$ кг, кислорода – $2.667 \cdot 10^{-26}$ кг, а углерода – $1.993 \cdot 10^{-26}$ кг. Химические расчеты оказались бы невероятно сложными и громоздкими при использовании таких абсолютных значений. Поэтому в химии используются не абсолютные, а относительные значения атомных масс. За *атомную единицу массы (а.е.м.)* принята 1/12 часть массы атома изотопа ${}^{12}_6\text{C}$, равная - $1.661 \cdot 10^{-27}$ кг.

Относительной атомной массой химического элемента называется величина, равная отношению средней массы атомов данного элемента (с учетом процентного содержания его изотопов в природе) к 1/12 массы

изотопа углерода $^{12}_6\text{C}$. Таким образом, атомная масса одного атома $^{12}_6\text{C}$ равна 12 а.е.м. Массы протона и электрона – 1.0079 и 0.000549 а.е.м., а массовые числа их равны 1 и 0 соответственно.

Многие природные вещества содержат различные изотопы в их естественных природных соотношениях. Например, природный углерод состоит из двух изотопов – ^{12}C и ^{13}C , с содержанием последнего 1.1%, т.е. в любом количестве вещества 98.9% атомов будут представлять - ^{12}C , а 1.1% - ^{13}C . Естественно, что масса атомов различных изотопов различна. Из-за этого молярные массы ^{12}C и ^{13}C и природного углерода также отличаются. В соответствующей клетке таблицы Менделеева рядом с символом углерода С стоит число 12.011 – молярная масса углерода, т.е. $M(\text{C}) = 12.011$ г/моль. Понятно, что не существует атомов углерода, имеющих такую массу. Это среднее значение: $0.989 \cdot 12 + 0.011 \cdot 13.0034 = 12.011$ а.е.м. Для тех элементов, которые встречаются в природе в виде единственного изотопа (22 элемента: фтор, алюминий, фосфор и другие), значение молярной массы близко к целым числам, для остальных элементов, в зависимости от количества содержания изотопов, может принимать любые дробные значения, например, 63.55 для меди, 35.46 для хлора. Таким образом, *наличие нескольких изотопов у элементов – основная причина дробных значений атомных масс элементов.*

Зная атомную массу химического элемента, легко вычислить процентное содержание каждого изотопа. Например, хлор существует в природе в виде смеси двух изотопов: ^{35}Cl и ^{37}Cl . Решив простое уравнение: $35x + 37(1 - x) = 35.46$, мы находим, что на три части легкого изотопа приходится одна часть тяжелого.

Молекула - наименьшая частица вещества, способная существовать самостоятельно и сохраняющая его основные химические свойства. Символическая запись простейшего численного соотношения, в котором атомы различных элементов образуют химическое соединение, называется формулой. Формула выражает определенный (качественный и

количественный) состав соединения. *Относительной молекулярной массой* (M) вещества называется отношение массы его молекулы к $1/12$ массы атома изотопа $^{12}_6\text{C}$.

Единицей измерения количества вещества в Международной системе единиц (СИ) является **моль**. Это важнейшее понятие в химии. Дело в том, что в большинстве химических соединений атомы разных элементов находятся в определенных, как правило целочисленных соотношениях (например, в воде на один кислород приходится два водорода; в спирте $\text{C}:\text{H}:\text{O} = 2:6:1$). Поэтому для количественного описания химических превращений удобнее измерять вещество не по массе (в г или кг), не по объему, а в некоторых эквивалентах, кратных количеству атомов. Таким универсальным эквивалентом оказался моль.

Моль - количество вещества, содержащее столько же структурных единиц (атомов, ионов, молекул), сколько содержится атомов в 12 г изотопа углерода ^{12}C , равное числу Авогадро $N_A = 6.02 \cdot 10^{23}$ моль $^{-1}$. Постоянная (число) Авогадро равна числу структурных единиц в одном моле любого вещества и является одной из важнейших универсальных постоянных. Масса одного моля вещества называется *молярной массой* - M .

Конечно, при проведении синтеза или анализа вещества его все равно придется взвешивать на весах, т.е. определять вес (массу) в г. Приборы, проградуированные в молях, пока не изобретены, но без этого понятия изложение и восприятие химии было бы значительно сложнее. А пересчитать моль в массу и наоборот не составляет труда. Соотношение между массой вещества m , молярной массой M , количеством молей n и количеством частиц N следующее: $n = m/M$, $N = n \cdot N_A$. Из приведенных соотношений можно вычислить массу отдельных атомов и молекул в граммах, для чего молекулярную массу следует разделить на постоянную Авогадро.

1.3. Основные стехиометрические законы химии.

Стехиометрия - раздел химии, рассматривающий количественные соотношения (массовые, объемные) между реагирующими веществами.

Основная цель стехиометрических расчетов - определение теоретического выхода продуктов реакции, либо определение количеств исходных веществ, которые теоретически необходимы для получения определенного количества продукта.

Основа стехиометрических расчетов - фундаментальные законы химии, часто называемые стехиометрическими законами: закон Авогадро, закон Гей-Люссака, закон кратных отношений, закон постоянства состава, закон сохранения массы (для необратимых реакций) и закон действующих масс (для обратимых реакций).

Закон сохранения массы: масса веществ, вступающих в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции. В химических реакциях атомы не исчезают и не возникают вновь, а их число и масса постоянны. Закон верен лишь в практическом смысле, так как любое химическое взаимодействие сопровождается изменением энергии системы, а масса и энергия эквивалентны.

Закон постоянства состава: всякое чистое вещество, независимо от способа его получения, имеет постоянный качественный и количественный состав. Закон применим только к соединениям с молекулярной структурой. Соединения с немолекулярной структурой часто имеют переменный состав, что объясняется условиями получения таких веществ. Как вытекает из закона постоянства состава, элементы взаимодействуют между собой в строго определенных количественных соотношениях.

1.4. Законы газового состояния.

Закон Авогадро: в равных объемах любых газов при одинаковых условиях (температура, давление) содержится равное число молекул. Следствия из закона Авогадро:

1. При одинаковых условиях 1 моль любого газа занимает одинаковый объем. При нормальных условиях (н.у., $P = 101.325$ кПа, $T = 273.15$ К) 1 моль различных газов занимает объем 22.4 л (точнее – 22.41383 л).

2. Отношение масс равных объемов различных газов равно отношению их молекулярных масс. $m_1/m_2 = M_1/M_2$.

Закон объемных отношений Гей-Люссака: при неизменных температуре и давлении объемы вступающих в реакцию газов и газообразных продуктов относятся друг к другу как небольшие целые числа.

Закон Бойля-Мариотта: при постоянной температуре объем данного газа обратно пропорционален давлению, под который он находится: **$PV = \text{const}$** .

Закон Шарля и Гей-Люссака: объем (при постоянном давлении) и давление (при постоянном объеме) данной массы газа прямо пропорциональны температуре.

$$V/T = \text{const} \text{ и } P/T = \text{const}$$

Объединенный газовый закон. В химических расчетах при необходимости осуществить переход от нормальных условий (или к нормальным условиям) используется выражение объединенного газового закона:

$PV/T = P_0V_0/T_0$, где P_0 , V_0 , T_0 — соответственно давление, объем и температура при нормальных условиях; P , V , T - те же параметры данного количества газообразного вещества при других условиях. Соотношение PV/T постоянно для всех газов. Это соотношение обозначается **R** и называется универсальной газовой постоянной. При давлении, выраженном в килопаскалях (кПа), объеме - в литрах (л) и температуре - в кельвинах (К)

$$R = 8.314 \text{ л}\cdot\text{кПа}/\text{моль}\cdot\text{К} \text{ или в единицах СИ - } R = 8.314 \text{ Дж}/\text{моль}\cdot\text{К}.$$

$$\text{Если давление дано в атмосферах, то } R = 0.082 \text{ Дж}/\text{моль}\cdot\text{К}.$$

С учетом универсальной газовой постоянной объединенный газовый закон принимает вид **$PV = RT$** . Это выражение называется *уравнением состояния идеального газа*. Идеальными газами называются воображаемые газы, состоящие из частиц, не имеющих объема – материальных точек, которые при столкновениях ведут себя, как абсолютно упругие шары.

Если количество газа отлично от 1 моля, то последнее равенство трансформируется в *уравнение Клапейрона-Менделеева*:

$PV = nRT$, где $n = m/M$ - число молей данного вещества. Этим уравнением чаще всего пользуются для количественных расчетов химических реакций с участием газов. Описанными способами можно определять молекулярные массы неизвестных газов, а также всех веществ, переходящих при нагревании (без разложения) в газообразное состояние. Для этого навеску исследуемого вещества превращают в пар и измеряют его объем, температуру и давление. Последующие вычисления приводят к определению молекулярных масс неизвестных веществ.

Закон парциальных давлений. При определении молекулярных масс газов очень часто приходится определять объем газа, собранного над водой и поэтому насыщенного водяным паром. Определяя в этом случае давление газа, необходимо вводить поправку на парциальное давление водяного пара. При обычных условиях различные газы смешиваются друг с другом в любых соотношениях. При этом каждый газ, входящий в состав смеси, характеризуется своим парциальным давлением.

Парциальное давление газа в смеси – давление, которое производило бы это же количество данного газа, если бы он один занимал при этой температуре весь объем, занимаемый смесью. Установленный Дальтоном *закон парциальных давлений* гласит: *общее давление смеси газов, химически не взаимодействующих друг с другом, равно сумме парциальных давлений газов, составляющих смесь.* $P = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$, где P - общее давление всех газов в смеси; P_1, P_2, P_3 - парциальные давления газов смеси 1, 2, 3....