**Предмет химии**

Химия изучает состав, свойства и превращения веществ, а также явления, которые сопровождают эти превращения.

Одно из первых определений химии как науки дал великий русский ученый М.В. Ломоносов: **«химическая наука рассматривает свойства и изменения тел…состав тел…объясняет причину того, что с веществами при химических превращениях происходит».**

Атомно-молекулярное учение развил и впервые применил в химии русский ученый М.В. Ломоносов в 1741году.

**Положения Атомно-молекулярное учение**

1.все в-ва состоят из молекул

2.молекулы состоят из атомов

3.молекулы и атомы находятся в непрерывном движении, между ними существуют силы притяжения и отталкивания.

Свое оригинальное и очень точное определение химии дал другой великий русский химик Д.И. Менделеев в знаменитой книге «Основы химии». По **Менделееву**, **химия – это учение об элементах и их соединениях.**

Химия относится к естественнымнаукам, которые изучают окружающий нас мир. Она тесно связана с другими естественными науками: физикой, биологией, геологией. Многие разделы современной науки возникли на стыке этих наук: физическая химия, геохимия, биохимия. Химия тесно связана также с другими отраслями науки и техники. В ней широко применяются математические методы, используются расчеты и моделирование процессов на электронно-вычислительных машинах.

В современной химии выделилось много самостоятельных разделов, наиболее важные из которых, кроме отмеченных выше, неорганическая химия, органическая химия, химия полимеров, аналитическая химия, электрохимия, коллоидная химия и другие.

**Объектом изучения химии являются вещества.**

Обычно их подразделяют на **смеси** и **чистые вещества**.

Среди последних выделяют **простые** и **сложные**.

**Общая химия** рассматривает основные химические понятия, а также важнейшие закономерности, связанные с химическими превращениями.

**Неорганическая химия** изучает свойства и превращения неорганических (минеральных) веществ.

 **Органическая химия** изучает свойства и превращения органических веществ.

**ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИИ**

***Химия***– наука о свойствах вещества и его превращениях, она включает в себя законы и принципы, описывающие эти превращения, а также представления и теории, позволяющие дать им объяснение. (записать)

***Вещество*** – вид материи, которая обладает массой покоя.

Состоит из элементарных частиц: электронов, протонов, нейтронов, мезонов и др. Химия изучает главным образом вещество, организованное в атомы, молекулы, ионы и радикалы. Такие вещества принято подразделять на простые и сложные (хим. соединения).

***Простые вещества***образованы атомами одного хим. элемента и потому являются формой его существования в свободном состоянии, напр. Сера, железо, озон, алмаз.

***Сложные вещества***образованы разными элементами и могут иметь состав постоянный (стехиометрические соединения или *дальтониды*) или меняющийся в некоторых пределах (нестехиометрические соединения или *бертоллиды*).

***Молекула***- наименьшая частица данного вещества, обладающая его химическими свойствами.

***Атом***– электронетральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.

Различным элементам соответствуют различные атомы, обозначаемые символом данного элемента (Ag, Fe, Mg).

***Химический элемент***- это вид атомов, характеризующийся определенными зарядами ядер и строением электронных оболочек.В настоящее время известно 118 элементов: 89 из них найдены в природе (на Земле), остальные получены искусственным путем. Атомы существуют в свободном состоянии, в соединениях с атомами того же или других элементов, образуя молекулы. Способность атомов вступать во взаимодействие с другими атомами и образовывать химические соединения определяется его строением. Атомы состоят из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов, движущихся вокруг него, образуя электронейтральную систему, которая подчиняется законам, характерным для микросистем.

***Ионы***(от греч. *ion* – идущий), одноатомные или многоатомные частицы, несущие электрический заряд. **Положительные ионы называют *катионами***(от греч. *kation*, буквально – идущий вниз), **отрицательные – анионами** (от греч. *anion*, буквально идущий вверх). В свободном состоянии существуют в газовой фазе (в плазме).

***Валентность*** – определяется числом химических связей, которыми данный атом соединен с другим.

**Степень — окисления- это** условный заряд атома в соединении, вычисленный исходя из предположения, что оно состоит только из ионов.

Все что нас окружает – это вещества. А что такое вещества?

**Вещества – это совокупность атомов химически связанных друг с другом.**

Химические вещества подразделяются на простые и сложные.

***Простые вещества***- молекулы, состоят из атомов одного и того же элемента(например, простое вещество уголь (С) образовано атомами элемента углерода, железо (Fe) – атомами элемента железа, азот (N2) – атомами элемента азота, кислород (O2) – атомами элемента кислорода и т.д.).

И химический элемент, и простое вещество, как правило, имеют одно название. Как их отличить?

Рассмотрим два примера:

1. В состав молекулы воды (Н2О) входит **кислород** – это **элемент** (обозначение – **О**).
2. Воздух каким Мы дышим, содержит **кислород** – это **вещество** (обозначение - **О2**).

Все металлы и некоторые неметаллы имеют одинаковое обозначение, например, железо (Fe) и элемент, и вещество.

***Сложные вещества***- молекулы, состоят из атомов различных химических элементов.

**Смеси** состоят из нескольких веществ, каждое из которых сохраняет свои индивидуальные свойства и может быть выделено в чистом виде.

Смеси могут быть *гомогенными* (однородными) и *гетерогенными* (неоднородными). Примером гомогенной смеси могут служить растворы, гетерогенной – бетон, смесь сахара и соли и т.д.

Так, оксид меди (II) (CuO) образован атомами элементов меди (Cu) и кислорода (О), вода (Н2О) – атомами элементов водорода (Н) и кислорода (О). Понятие «простое вещество» нельзя отождествлять с понятием «химический элемент». 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. Химический элемент характеризуется определенным положительным зарядом ядра атома (порядковым номером), степенью окисления, изотопным составом и т.д. Свойства элементов относятся к его *отдельным* атомам. Сложные вещества состоят не из простых веществ, а из элементов. Например, вода состоит не из простых веществ водорода и кислорода, а из элементов водорода и кислорода. Названия элементов обычно совпадают с названиями соответствующих им простых веществ (исключения: углерод и одно из простых веществ кислорода – озон).

**Многие химические элементы образуют несколько простых веществ, различных по строению и свойствам. Это явление называется *аллотропией*, а образующиеся вещества – *аллотропными видоизменениями* или *модификациями* (изотопы).**

Так, элемент кислород образует две аллотропные модификации – кислород и озон; элемент углерод – три: алмаз, графит и карбин; несколько модификаций образует элемент фосфор.

 **Явление аллотропии вызывается двумя причинами:**

1) различным числом атомов в молекуле (например, кислород О2 и озон О3)

 2) образованием различных кристаллических форм (например, алмаз, графит и карбин).

**Разновидности атомов одного элемента, обладающие одинаковыми зарядами ядер, но разными массовыми числами, называются изотопами.**

Каждый изотоп характеризуется двумя величинами: **массовым числом** (проставляется вверху слева от химического знака) и **порядковым номером** (проставляется внизу слева от химического знака) и обозначается символом соответствующего элемента. Так, кислород имеет изотопы с массовыми числами 16, 17, 18: 

Водород имеет три изотопа: протий , дейтерий , тритий .

**Атомная масса элемента равна среднему значению из масс всех его природных изотопов с учетом их распространенности.**

Все химические элементы имеют не менее двух изотопов – явление изотопии.

Элементы принято обозначать *химическими знаками* (символами). Состав сложных веществ изображается при помощи *химических формул.*

***Химическая формула***показывает, атомы каких элементов и в каком отношении соединены между *собой* в молекуле.

Для выражения состава вещества используется **молекулярная формула – отображающая число атомов элементов в молекуле.**

Например,

1. формула СО2 показывает, что это углекислый газ; 1 моль его образован из 1 моль атома углерода и 2 моль атомов кислорода, соотношение 1 : 2 (СО2);
2. формула Н2О2 показывает, что это перекись водорода; 1 моль его образован из 2 моль атомов водорода и 2 моль атомов кислорода, соотношение 1 : 1 (НО);
3. формула С6Н6 показывает, что это бензольное кольцо; 1 моль его образовано из 6 моль атомов углерода и 6 моль атомов водорода, соотношение 1: 1 (СН);
4. формула H2SO4 показывает, что это серная кислота; 1 моль ее образован из 2 моль атомов водорода, 1 моль атомов серы и 4 моль атомов кислорода, соотношение 2:1:4.

**Структурная формула** – указывает порядок (последовательность) соединения атомов в молекуле и число связей между атомами.

Явления, при которых одни вещества превращаются в другие, отличающиеся от исходных составом и свойствами, и при этом не происходит изменения состава ядер атомов, называются химическими.

Окисление на воздухе, горение, получение металлов из руд, ржавление железа – все это химические явления. Иначе их называют *химическими превращениями, химическими реакциями или химическими взаимодействиями.*

**Следует различать химические и физические явления.**

**При физических явлениях изменяется форма или физическое состояние веществ или образуются новые вещества за счет изменения состава ядер атомов.**

Например, при взаимодействии газообразного аммиака с жидким азотом аммиак переходит вначале в жидкое, а затем в твердое состояние. Это не химическое, а физическое явление, так как состав веществ (и азота, и аммиака) не меняется.

Химические явления всегда сопровождаются физическими. Например, при сгорании магния выделяются теплота и свет, в гальваническом элементе в результате химических реакций возникает электрический ток.

**Химическая реакция -** это превращение веществ, сопровождающаяся изменением их состава и (или) строения (бывает изменяется состав, бывает изменяется строение, а иногда бывает, что изменяется и состав, и строение). Например, реакция нейтрализации – сопровождается и изменением состава, и изменением строения.

**Схема реакции – это запись химической реакции с помощью формул исходных веществ и продуктов реакции.**

NaOH + H2SO4 → Na2SO4 + H2O

**Химические уравнения реакций** записывают с помощью химических формул и знаков. Они служат для изображения химических реакций и отражают закон сохранения массы веществ. В каждом уравнении имеется две части, соединенные знаком равенства. В левой части записывают формулы веществ, вступающих в реакцию, в правой – формулы веществ, образующихся в результате реакции. **Число атомов каждого элемента в левой и правой частях уравнения должно быть одинаковым.**

2NaOH + H2SO4 = Na2SO4 + 2H2O

**Относительной атомной массой (Ar)** химического элемента называется величина, равная отношению средней массы атома естественного изотопического состава элемента к 1/12 массы атома углерода 12С или

**Относительная атомная масса (Ar) – это величина показывающая, во сколько раз атомная масса данного элемента больше, чем а.е.м.**

**Атомная масса (А) – это число, показывающее, во сколько раз масса данного атома больше 1/12 массы атома самого легкого изотопа углерода (г, кг, т).**

Например:

Ar(H) =  Ar(O) = .

Относительная атомная масса – одна из основных характеристик химического элемента. Современные значения атомных масс приведены а периодической системе элементов Д.И. Менделеева.

**Относительная молекулярная масса (Mr) – показывает во сколько раз молекулярная масса вещества больше, чем атомная единица массы (а.е.м.).**

**Молекулярная масса (М) – это масса одной молекулы.**

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

Например, Mr(Н2О) слагается из

2Ar(H) = 2\*1,00797 = 2,01594

Ar(O) = 1\*15,9994 = 15,9994

Mr(Н2О) = 18,01534

Значит, относительная молекулярная масса воды равна 18,01534 или, округленно, 18.

**Моль – это количества вещества (ɣ или n), содержащее столько структурных единиц (молекул, атомов, ионов, электронов и других), сколько атомов содержится в 0,012 кг изотопа углерода 12С.**

Зная массу одного атома углерода (1,993\*10-26кг), можно вычислить число атомов NA в 0,012 кг углерода: NA = 

Это число называется **постоянной Авогадро** (обозначениеNA, размерность 1/моль), показывает число структурных единиц в 1 моль **любого** вещества.

**Молярная масса – это величина, равная отношению массы вещества к количеству вещества (кг/моль, г/моль).**

Численно молярная масса вещества равна относительной молекулярной массе.

Так, если масса молекулы воды равна 2,99\*10-26 кг, то молярная масса Mr(Н2О) = 2,99\*10-26кг \*6,02\*10231/моль = 0,018кг/моль, или 18г/моль.

Количество вещества ɣ(n) = ; M = m/ ɣ; m = M\* ɣ

Масса и количество вещества – **понятия разные.** Масса выражается в килограммах (граммах), а количество вещества – в молях.

Существуют 4 типа уравнений реакций.

**Основные законы химии**

1.**Закон сохранения массы вещества** (М.В.Ломоносов,1748; французский ученый Антуан Лоран Лавуазье,1789): ***масса всех веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции (продуктов реакции****).* Этот закон является частным случаем общего закона сохранения энергии. В механических и ядерных процессах соблюдается только в том случае, если энергия не рассеивается.

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

Каждое химическое уравнение символизирует закон сохранения массы вещества и закон сохранения энергии:

∑mпродуктов = ∑m реагентов

Например: H2SO4 + 2NaOH = Na2SO4 + 2H2O + 115 kДж

98 г + 80г = 142г + 36г

178 = 178

**2. Закон постоянства состава** (французский ученый Жак Пруст; 1808)

Современная формулировка закона: ***всякое чистое вещество независимо от способа его получения всегда имеет постоянный качественный и количественный состав.***

Ограниченность закона состоит в том, что он справедлив только для жидких и газообразных соединений с молекулярной структурой (например, *SO2, SO3, NH3 ,CH4,H2O* и др.).

Например, углерод и кислород соединяются только в соотношении *С:О* =12:16, т.е.3 : 4 (*СО* – угарный газ) и *С:О* = 12:32, т.е. 3:8 (*СО2* – углекислый газ) Ни в каких других соотношениях они не соединяются.

Состав воды независимо от способа получения (синтезом, нейтрализацией, конденсацией и т. д.) имеет качественный и количественный состав: водорода Н – 11,19% и кислорода 88, 81%. Однако, нужно учитывать и изотопный состав. В тяжелой воде водорода ( *2Н* – дейтерия) – 20%.

**3. Закон кратных отношений** (английский ученый Джон Дальтон, 1803) :

***Если два элемента образуют несколько соединений, то массы одного из элементов в разных соединениях относятся между собой как целые числа.*** Таким образом, элементы способны входить в состав соединений только в определенных пропорциях.

4. **Закон объёмных отношений***.* Этот закон в качестве обобщения вывел французский ученый Гей-Люссак (второе название закона – «химический»). ***Объёмы вступающих в реакцию газов при одинаковых условиях ( температуре, давлении)относятся друг к другу как простые целые числа.***Так, например, при взаимодействии 2 объёмов водорода и 1 объёма кислорода, образуются 2 объёма водяного пара.

5. **Закон Авогадро.(**1811) ***В равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) содержится одинаковое число молекул.***

**Из закона Авогадро вытекает три следствия**:

1. Один моль вещества в любом состоянии содержит одинаковое число молекул (или атомов)

 **NA= 6,022 ∙ 1023(число Авогадро)**

1. Один моль любого газа при нормальных условиях занимает объем, равный 22,4 л.

**Этот объем называют молярным объемом газа (Vm): Vm = 22,4 л**

 3. Массы различных газов, занимающих одинаковый объем, относятся между собой как их молярные массы

приV1 = V2

Относительная плотность газа – D; 

Обычно плотность газа определяют по отношению к водороду (DH ) или воздуху (Dвозд.).

М газа = 2DH ;М газа = 29Dвозд

На основании газовых законов Р. Бойля – Э. Мариотта, 1662 г. (pV =const при изотермических условиях), Ж. Шарля – Ж. Гей-Люссака, 1802 г. (вскрывает зависимость объема газа от его температуры при постоянном давлении – при изобарных условиях):



и закона А. Авогадро выводится объединенный закон газового состояния, выражением которого является уравнение состояния идеального газа\*:



Это уравнение легко преобразовать в уравнение Клапейрона – Менделеева, 1874 г.



где*R* – универсальная газовая постоянная. Её численное значение зависит от единиц измерения объема и давления, например: R = 8,314 Дж/моль∙К = 62360 мм рт. ст.∙мл / моль∙К.

\* *Идеальный газ* – это газ, поведение которого «идеально»: его молекулы не имеют объема, не взаимодействуют друг с другом, движутся быстро, прямолинейно и не теряют энергию при столкновениях. Многие реальные газы ведут себя подобным образом при условии, если молекулы газа малы и расположены далеко друг от друга.

**6. Закон эквивалентов**. *Отношение масс (или объёмов) взаимодействующих друг с другом веществ прямо пропорционально их эквивалентным массам (объёмам).* Математически это можно записать следующим образом: 

Из последнего соотношения следует:

,

т.е. *число моль эквивалентов вступающих в реакцию или образующихся в результате реакции веществ равны между собой:*

*nэ 1 = nэ 2*

Количественным выражением закона эквивалентов для реакций, протекающих в растворах, является соотношение:

,

где сн – нормальная концентрация вещества (молярная концентрация эквивалента).

Раствор, содержащий в одном литре один моль эквивалентов растворенного вещества, называется однонормальным (1,0 н.), 0,1 моль эквивалентов - децинормальным (0,1 н.), 0,01 моль эквивалентов – сантинормальным (0,01 н.)

Приближенное значение мольной массы атомов элемента позволяет определить *правило Дюлонга и Пти: Атомная теплоёмкость большинства простых веществ в твёрдом состоянии лежит в пределах 22-29 Дж/(моль\*К) [в среднем около 26 Дж/(моль\*К)].* Отсюда следует, что разделив 26 на удельную теплоёмкость простого вещества, легко определить приближённое значение мольной массы атомов соответствующего элемента.