Лекция 1. **Основные понятия и законы химии.**

**В конце лекции задания для закрепления.**

**План:**

1. Основные понятия химии. Простые и сложные вещества. Аллотропия.
2. Относительная атомная и молекулярная массы.

3.Закон сохранения массы веществ (М.В.Ломоносов, 1748 г.; А.Лавуазье, 1789 г.)

4. Закон постоянства состава впервые сформулировал Ж.Пруст (1808 г)

5.Закон Авогадро ди Кваренья (1811 г.)

6.Закон эквивалентов.

7.Закон кратных отношений

8. Газовые законы

Современная химия - одна из естественных наук и представляющая собой систему отдельных научных дисциплин: общей и неорганической, аналитической, органической, физической и коллоидной, геохимии, космохимии и т.д.

Химия изучает материальный мир во всем многообразии форм его существования и превращений.

 **Материя – это объективная реальность, существующая независимо от нашего сознания и данная нам в ощущениях**.

Известны две формы существования материи – **вещество и поле**.

**Вещество** - материальное образование, состоящее из элементарных частиц, имеющих собственную массу или массу покоя. К элементарным частицам с конечной массой покоя относятся электроны и позитроны (лептоны), протоны и нейтроны (нуклоны), промежуточные по массе между лептонами и нуклонами – мезоны, гипероны и другие тяжелые частицы - барионы.

Все вещества состоят из атомов, следовательно, из электронов, протонов и нейтронов. Химия изучает первую форму существования материи - вещество. Химия - это наука, изучающая свойства и превращения веществ, сопровождающиеся изменением состава и строения (наука о веществах и их превращениях).

Вторая форма существования материи – физическое **поле** – материальная среда, в которой осуществляется взаимодействие частиц, не является непосредственным объектом химии. Специфика химической формы движения материи – изменение состава вещества.

«Химию называют наукой о качественных изменениях тел, происходящих под влиянием изменения количественного состава» (Энгельс).

Химия тесно связана с другими естественными науками – физикой, биологией, математикой, геологией.

На границе между геологией и химией возникла геохимия, изучающая распространенность и миграцию химических элементов на Земле. На стыке химии, биологии и геологии возникла биогеохимия, изучающая геохимические процессы с участием живых организмов.

Основатель научной химии М.В.Ломоносов говорил: «Химик без знания физики подобен человеку, который всего должен искать ощупом. И сии две науки так соединены между собою, что одна без другой в совершенстве быть не могут».

Доказательство этому – процветание в наше время физической химии и химической физики. Тесно соприкасается химия с биологией. На уровне молекулярной биологии целиком и полностью оправдываются слова Энгельса о том, что биология – химия белка. Яркое доказательство взаимосвязи – зарождение и бурное развитие биохимии, бионеорганической химии, биоорганической химии и др.

Основные понятия химии даны в атомно-молекулярной теории, создателем которой является М.В. Ломоносов (1742г) и он по праву считается основателем научной химии.

**Основные положения атомно-молекулярной теории:**

**1**.Все вещества состоят из молекул, атомов или ионов.

**Молекула** – это наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами.

**2.** Молекулы находятся в постоянном хаотическом движении, называемом тепловым и с повышением температуры скорость движения молекул увеличивается.

**3**. Молекулы различных веществ отличаются друг от друга массой, размерами, составом, строением и химическими свойствами.

**4**.Молекулы простых веществ состоят из одинаковых атомов

( Fe, Si, H2 , F2 , N2), молекулы сложных веществ – из различных атомов(CO2, C6H6, NaCI) . Простые вещества – гомосоединения, сложные – гетеросоединения в агрегатном состоянии устойчивом при стандартных условиях .

**Простые вещества**- молекулы, состоят из атомов одного и того же элемента.

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

**Аллотропия** – явление образования нескольких простых веществ одним элементом. Простые вещества, образованные одним и тем же элементом называются **аллотропными видоизменениями** (модификациями). Они могут отличаться составом молекул О2 – кислород, О3 – озон или структурой – алмаз, графит, карбин.

**5**.**Атомом** называется наименьшая частица химического элемента.

 **Химический элемент** – совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра и электронной оболочкой.

В настоящее время известно около 120 элементов, из них в природе существует 88, а остальные получены искусственным путем. Число существующих простых веществ около 400, больше числа элементов, что объясняется явлением аллотропии.

**6.** **Ионами** называются заряженные частицы, состоящие из отдельных атомов или групп химически связанных атомов, имеющих избыток или недостаток электронов. Для атомов элементов–металлов характерно образование положительно заряженных ионов т.е. катионов.

**Na0  – 1e- = Na+**

 Для атомов элементов-неметаллов характерно образование отрицательно заряженных ионов т.е. анионов.

**Cl0 + 1e- = Cl-**

 **Атом** – это электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного атомного ядра и отрицательно заряженных электронов (суммарный заряд которых равен нулю).

 Единицей измерения количества вещества является Моль.

 **Моль** – это количество вещества, содержащее столько структурных единиц (молекул, атомов, ионов, электронов, эквивалентов и т.д.), сколько содержится атомов в 0,012 кг изотопа углерода 12С.

Число атомов (NА)в 0,012 кг углерода (т.е. в 1 моль) легко определить, зная массу атома углерода – 1,993х10-26 кг

 **0,012 кг/моль**

**NА = ———————— = 6,02 ∙ 10 23 моль-1**

 **1,993 ∙ 10 -26 кг**

Эта величина называется **постоянной Авогадро.**

Масса 1 моль вещества называется **молярной массой** (М) и она равна отношению массы этого вещества m к его количеству n.

 **m**

**M = —— г/моль** или **кг/моль**

 **n**

Численное значение молярной массы (в г/моль) совпадает с относительной молекулярной, атомной или формульной массой данного вещества. Например,

масса относительная молярная

Н2 — 2,0158 2,0158 г/моль

( NH4)2CO3 — 96,086 96,086 г/моль

 **Относительная атомная и молекулярная массы.**

 Массы атомов химических элементов чрезвычайно малы–от 1,674 ∙ 10-27 до 4,27 ∙ 10-25кг

m (H ) = 1,67 ∙ 10-27 кг

m (O) = 2,66 ∙ 10-26 кг

m (C) = 1,993 ∙ 10-26 кг

В химии пользуются не их абсолютными значениями масс (mа), а относительными (Аr, где r означает «относительный» - от английского relative).

 **Относительной атомной массой** химического элемента называется отношение массы его атома к 1/12 массы изотопа углерода – 12С.

1/12 массы атома изотопа  принята за атомную единицу массы (а. е. м.).

**1а.е.м. = 1/12mа(С) = 1,993 ∙ 10-26/12 =1,667х10-27кг**

В соответствии с этим:

 **ma(H) 1,674 ∙ 10-27 кг**

**Ar (Н) = ———— = —————— = 1,0079**

 **1/12ma(C) 1,667 ∙ 10-27 кг**

Относительная атомная масса – величина безразмерная.

 ma(O) 2,66 ∙ 10-26

Аr (О) = ————— = ———— = 15,999

 1/12ma(C) 1,667 ∙ 10-27

Относительная атомная масса показывает во сколько раз масса атома данного элемента больше 1/12 массы изотопа углерода. 12С. Например, относительная масса железа равна 56. Это означает, что атом железа 56Fе в 56 раз тяжелее 1/12 массы атома углерода.

**Относительная молекулярная масса (Mr)**- безразмерная величина, показывающая, во сколько раз масса молекулы данного вещества больше 1/12 массы атома углерода 12C.

Mг = mг / (1/12 mа(12C))

mr - масса молекулы данного вещества;

mа(12C) - масса атома углерода 12C.

Mг = S Aг(э). Относительная молекулярная масса вещества равна сумме относительных

атомных масс всех элементов с учетом индексов.

*Абсолютная масса молекулы*равна относительной молекулярной массе, умноженной на а.е.м.

Относительная атомная масса – величина безразмерная.

ma(O) 2,66 ∙ 10-26

Аr (О) = ————— = ———— = 15,999

1/12ma(C) 1,667 ∙ 10-27

 Относительная атомная масса показывает во сколько раз масса атома данного элемента больше 1/12 массы изотопа углерода. 12С. Например, относительная масса железа равна 56. Это означает, что атом железа 56Fе в 56 раз тяжелее 1/12 массы атома углерода.

**Закон сохранения массы веществ (М.В.Ломоносов, 1748 г.; А.Лавуазье, 1789 г.)**

Масса всех веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе всех продуктов реакции.

Атомно-молекулярное учение этот закон объясняет следующим образом: в результате химических реакций атомы не исчезают и не возникают, а происходит их перегруппировка (т.е. химическое превращение- это процесс разрыва одних связей между атомами и образование других, в результате чего из молекул исходных веществ получаются молекулы продуктов

реакции). Поскольку число атомов до и после реакции остается неизменным, то их общая масса также изменяться не должна. Под массой понимали величину, характеризующую количество материи. Исходя из закона сохранения массы, можно составлять уравнения химических реакций и

по ним производить расчеты. Он является основой количественного химического анализа.

**Химическим** **уравнением** (**уравнением** **химической** реакции) называют условную запись **химической** реакции с помощью **химических** формул, числовых коэффициентов и математических символов. **Уравнение** **химической** реакции даёт качественную и количественную информацию о **химической** реакции.

**Закон постоянства состава впервые сформулировал Ж.Пруст (1808 г)**

Все индивидуальные химические вещества имеют постоянный качественный и количественный состав и определенное химическое строение, независимо от способа получения.

Из закона постоянства состава следует, что при образовании сложного вещества элементы соединяются друг с другом в определенных массовых соотношениях.

Пример. CuS - сульфид меди. m(Cu) : m(S) = Ar(Cu) : Ar(S) = 64 : 32 = 2 : 1

Чтобы получить сульфид меди (CuS) необходимо смешать порошки меди и серы в массовых отношениях 2 : 1.

Если взятые количества исходных веществ не соответствуют их соотношению в химической формуле соединения, одно из них останется в избытке.

Например, если взять 3 г меди и 1 г серы, то после реакции останется 1 г меди, который не вступил в химическую реакцию. Вещества немолекулярного строения не обладают строго постоянным составом.

Их состав зависит от условий получения.

**Закон Авогадро ди Кваренья (1811 г.)**

В равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температура, давление и т.д.) содержится одинаковое число молекул. (Закон справедлив только для газообразных веществ.)

Следствия.

1. Одно и то же число молекул различных газов при одинаковых условиях занимает одинаковые объемы.

2. При нормальных условиях (0°C = 273°К , 1 атм = 101,3 кПа) 1 моль любого газа занимает объем 22,4 л.

**Закон эквивалентов.**

Закон был открыт немецким химиком Н. Рихтером и заключается в следующем: массы веществ, вступающих во взаимодействие (химическое), равны либо кратны массам их химических эквивалентов .

Эквивалент – это условная либо реальная частица веществ, способная замещать, высвобождать, присоединять и т. д., которая равна 1-му иону водорода ионно-обменных либо кислотно-основных реакций; 1-му электрону окислительно-восстановительных реакций.

По-другому, можно сказать, что моль эквивалентов (определенное количество вещества, содержащего столько же структурных элементов, сколько атомов углерода находится в 12 г. изотопа ¹²C) 1-го вещества вступает в реакцию с точно таким же молем эквивалентов, но уже другого вещества.

**Эквивалентная масса (МЭ) –**масса 1 моль эквивалентов элемента (вещества), т.е. молярная (мольная) масса эквивалента элемента (вещества).

Эквивалент и эквивалентную массу химического элемента или вещества можно рассчитать по формулам:

а) для элемента и простого вещества

 ;  ,

где W – валентность элемента;

б) для сложного вещества

 ;  ,

где k – число катионов (анионов) в молекуле;

z – заряд катиона (аниона);

в) для окислительно-восстановительных реакций

 ;

 ;

где n – число электронов, отданных или принятых молекулой (атомом, ионом)

в окислительно-восстановительных реакциях.

Например,  ,  ;

 ,  32,67 г/моль ;

 ,  26,67 г/моль.

Эквиваленты элементов и их соединений могут быть переменными величинами, поэтому для правильного определения эквивалента вещества надо исходить из конкретной реакции, в которой участвует данное вещество.

Например, рассмотрим две реакции, в которых участвует дихромат калия:

K2Cr2O7 + Pb(CHCOO)2 = PbCr2O7↓ + 2 CHCOOK (1.1)

K2Cr2O7 + 3 SO2 + H2SO4 = Cr2(SO4)3+ K2SO4+ H2O (1.2)

Эквивалентные массы дихромата калия в этих реакциях различны. В обменной реакции (1.1)

 г/моль,

а в окислительно-восстановительной реакции (1.2)



 **Закон кратных отношений**

Был сформулирован английским химиком Д. Дальтоном в 1803 году. Его суть в том, что в ситуации, когда два химических элемента создают несколько соединений (молекулярных), массовые доли любого из них соотносятся как целые числа. В процессе взаимодействия кислорода и азота получаются 5 оксидов. В возникающих молекулах на 1 г азота приходится следующее количество кислорода в граммах: 0,57, 1,14, 1,71, 2,28, 2,85. Они соотносятся в пропорциях: 2:1, 1:1, 2:3, 1:2, 2:5 (составы: N₂O, NO, N₂O₃, NO₂, N₂O)

 **Газовые законы**

Под *парциальным давлением газа* Рп понимают давление этого газа в предположении, что при температуре смеси в объёме, занимаемом смесью, находится только рассматриваемый газ. В соответствии с законом Дальтона, давление смеси идеальных газов равно сумме парциальных давлений этих газов:

Р=.

         Для описания состояния идеального газа пользуются уравнением Менделеева-Клапейрона:

*РV=*,

где: P – давление газа, Па; V – объём газа, м3; T – температура газа, К; m – масса газа, кг; M – мольная масса газа, кг/моль; R=8,31 Дж/(моль\*К) – универсальная газовая постоянная.

         Уравнением, объединяющим газовые законы Бойля-Мариотта и Гей-Люссака, является:

,

где: индекс «0» означает начальное состояние системы, например, при нормальных условиях; индекс «1» означает некоторое конечное состояние системы.

Нормальными условиями (н.у.) считают Р0 =101,3кПа (нормальное атмосферное давление) и Т0=298К (25°С). Однако во многих случаях приходится использовать в качестве нормальной температуры не 298К, а 273К (0°С). Это обусловлено тем, что многие справочные данные, необходимые для расчётов, получены не при 298К, а именно при 273К.

Плотность любого газа можно определить как:

, кг/м3.

 Где: Мг – мольная масса газа; Vст=22,4 л/моль – объём, занимаемый 1 молем любого газа при н.у. (стандартный объём).

Плотность смеси газов определяется следующим образом:

, кг/м3.

Где: *ri* – плотность итого газового компонента смеси, кг/м3; *gi* – объёмное содержание итого газового компонента смеси, %; n – количество газовых компонентов смеси.

Например, плотность атмосферного воздуха при н.у. составляет 1,29 кг/м3.

Плотность функционально зависит от температуры Т и давления Р:

Выведем функциональную зависимость плотности от температуры и давления. Для этого запишем объединённое уравнение в форме:

       .



         Аналогично плотности смеси газов рассчитывается *мольная масса смеси газов*:

, г/моль.

Где: *Мi* – мольная масса итого газового компонента смеси, г/моль; *gi* – объёмное содержание итого газового компонента смеси, %; n – количество газовых компонентов смеси.

Например, *мольная масса атмосферного воздуха при н.у. составляет около 29 г/моль.*

**Задания для закрепления.**

1. Закончите определения

**Химия** – это \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

**Вещество** – это \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

**Атомы** – мельчайшие химические \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

**Молекула** –\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

**2**. **Вычислите относительную молекулярную массу (Мr) веществ:**

Озон (О3)\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

Угарный газ (СО)\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

Аммиак (NH3)\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

Соляная кислота (НСI)\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

Глюкоза (С6 H12 O6 ) \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

3. **Решение задач с использованием молярного объема газов.**

Теоретическая часть.

N - число частиц,

NA - постоянная авогадро,

n  - количество вещества (моль)

M – молярная масса

m – масса вещества, которая даётся по условию задачи или которую надо найти,

V m – молярный объём газа (V m = 22,4 г/мл )

V - объём газа, который даётся по условию задачи или который надо найти.

**Алгоритм №1**

**Вычисление количества вещества по известному числу частиц этого вещества.**

Последовательность действий

1. Записать формулу для нахождения количества частиц и из нее вывести формулу количества вещества

N = n · NA  n = N /NA

2. Подставить в формулу для нахождения количества вещества численные значения величин N и NA

**Алгоритм №2**

**Вычисление массы вещества по известному количеству вещества.**

Последовательность действий

1. Записать формулу для нахождения молярной массы вещества и из нее вывести формулу массы вещества

M = m /n  m = M· n

2. Вычислить молярную массу вещества

3. Вычислить массу вещества по формуле

**Алгоритм №3**

**Вычисление количества вещества по известной массе вещества**.

Последовательность действий

1. Записать формулу для нахождения молярной массы вещества и из нее вывести формулу для вычисления количества вещества

M = m /n,n = m /M

2. Вычислить молярную массу вещества

3. Вычислить количество вещества по формуле

**Алгоритм №4**

**Вычисление числа частиц по известной массе вещества.**

Последовательность действий

1. Записать формулы для нахождения числа частиц и молярной массы. Выведите формулу для нахождения числа частиц вещества.

M = m /n,  n = m / M

N = n · NA ,N= m / M·NA

2. Вычислить молярную массу вещества.

3. Вычислить число частиц по формуле.

**Алгоритм №5**

**Вычисление массы вещества по известному числу частиц.**

Последовательность действий

1. Записать формулы для нахождения числа частиц и молярной массы. Выведите формулу для нахождения числа частиц вещества.

N = n · NA , n = N / NA

M = m /n, m = M · n m = M · N/NA

m = M · N/NA

2. Вычислить молярную массу вещества.

3. Вычислить массу вещества по формуле.

**Практическая часть**

**Задача № 1**

Какова молярная масса водорода?

**Задача № 2**

Сколько молекул водорода содержится в 1моль водорода.

**Задача № 3**

Какой объем займут при нормальных условиях 3г водорода?

**Задача № 4**

Сколько будут весить 12 \*1020  молекул водорода, 12 \* 1023  молекул,

12 \* 1026  молекул?

**Задача № 5**

Какой объем займут 12 \* 1020 молекул водорода, 12 \* 1023  молекул,

12 \* 1026  молекул?

4. **Расчеты по химическим уравнения.**

1. По уравнению химической реакции можно узнать:
2. количество реагирующих веществ и продуктов реакции (число моль определяем по коэффициентам)
3. массы реагентов и продуктов реакции
4. объёмы, но только для газообразных продуктов реакции
5. Алгоритм решения задач пропорцией



****

**2Mg + O2 = 2MgO**

**2∙24г/моль 32 г/моль 2∙40 г/моль**

**48 г/моль + 32 г/моль =80 г/моль**

**2 атома 1 молекула 2 молекулы**

**2∙6∙1023 6∙1023  2∙6∙1023**

**12∙1023 6∙1023  12∙1023**

**2 моль 1моль 2 моль**

 **22, 4л/моль**

**Задача № 1.**Сожгли в избытке кислорода 19,6 г CO. Рассчитайте массы: прореагировавшего кислорода и образовавшегося в реакции оксида углерода (IV).

Уравнение реакции для задачи 2СО + О2 = 2СО2

**Задача № 2.** При нагревании перманганата калия KMnO4 образуется диоксид марганца, MnO2, манганат калия K2MnO4и кислород O2. Рассчитайте массы продуктов реакции, если масса перманганата калия равна 15,8 г.

Уравнение реакции для задачи

2 KMnO4 = K2MnO4 + MnO2 + O2