

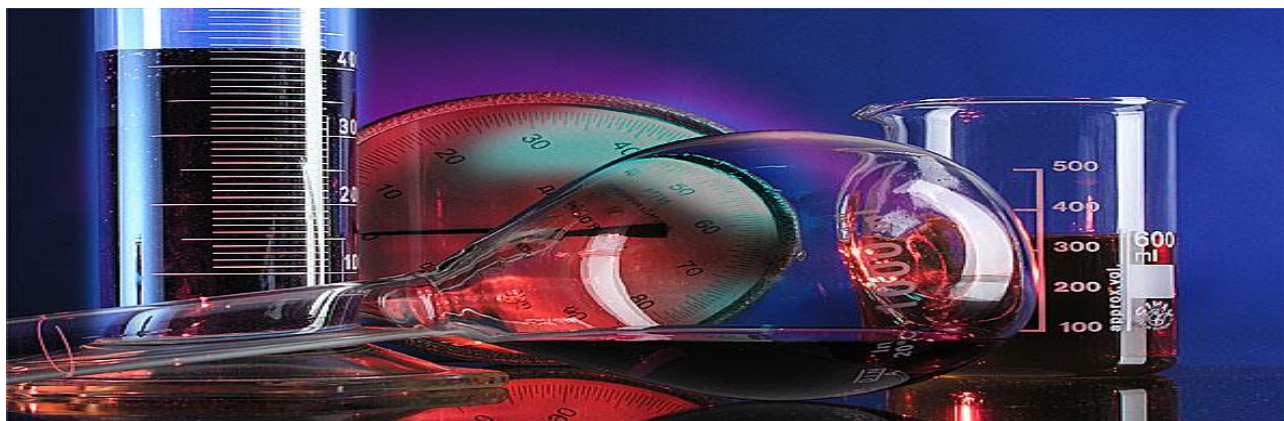


**Забайкальский государственный
университет**

кафедра химии

Лекция №1

**Предмет и задачи химии.
Основные понятия и законы химии.**



Химия – это наука о веществах, их строении, свойствах, превращениях, получении и применении.

Объектом изучения химии являются вещества.

Химия относится к естественным наукам, которые изучают окружающий мир.

Она тесно связана с другими естественными науками: физикой, биологией, геологией и др.

В химии применяются математические методы, используются расчеты и компьютерное моделирование процессов.



Общая химия рассматривает основные химические понятия и закономерности, связанные с химическими превращениями. Включает основы из различных разделов: физической химии, химической кинетики, электрохимии, структурной химии и др.

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

Органическая химия изучает свойства и превращения органических веществ (соединений углерода).

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ



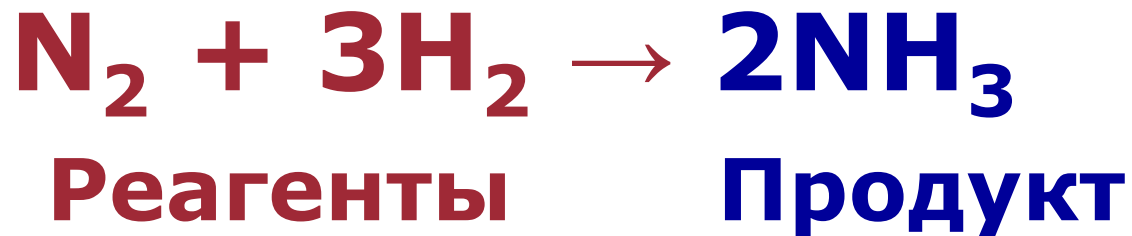
Каждое вещество имеет определенные физические и химические свойства.

Физические свойства – агрегатное состояние, плотность, растворимость, цвет, вкус, запах, температуры кипения и плавления и т.д.

Химические свойства – это способность вещества превращаться в другие вещества.

Процесс превращения одних веществ в другие называется **химической реакцией**, в результате изменяются состав, структура и заряд участвующих в процессе частиц. Т.е. всегда образуются новые вещества.

Исходные вещества, которые вступают в химическую реакцию, называются **реагентами**, новые, образовавшиеся соединения – **продуктами**.



Теоретическую основу химии составляет **атомно-молекулярное учение**, согласно которому все вещества состоят из атомов.

Атом – наименьшая частица химического элемента, сохраняющая его химические свойства.

Атомы имеют форму шара, поэтому их размеры характеризуются радиусом и диаметром.

Например, диаметр атома водорода $1 \cdot 10^{-10} \text{ м}$.

Для выражения таких малых единиц используют единицы длины **ангстремы и нанометры**.

$$1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ м} \qquad 1 \text{ нм} = 10^{-9} \text{ м}$$

Диаметр атома водорода примерно равен $1 \text{ \AA}$ или $0,1 \text{ нм}$.

Массы атомов, выраженные в обычных единицах (г), называются **абсолютными атомными массами**.

Так, масса атома водорода $m_a(\text{H}) = 1,67 \cdot 10^{-24} \text{ г}$;
 $m_a(\text{C}) = 19,93 \cdot 10^{-24} \text{ г}$.

В химии используют относительные значения. За единицу атомных масс принимается 1/12 часть абсолютной массы атома углерода.

$$1 \text{ а.е.м.} = m_a(\text{C}) / 12 = 19,93 \cdot 10^{-24} / 12 = \underline{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г.}}$$

Относительная атомная масса химического элемента (A_r) – это величина, равная отношению средней массы атомов данного элемента к 1/12 массы углерода.

Это безразмерная величина, выражается соотношением: **$A_r = m_a / 1 \text{ а.е.м.}$**

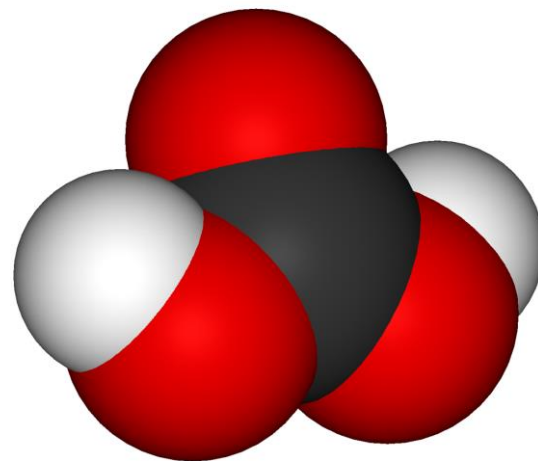
$$\text{Например, } A_r(\text{O}) = m_a(\text{O}) / 1 \text{ а.е.м.} = 26,67 \cdot 10^{-24} / 1,66 \cdot 10^{-24} = 15,999 = 16$$

Атомы, соединяясь друг с другом, образуют сложные вещества – молекулы.

Молекула – наименьшая частица вещества, способная существовать самостоятельно и сохранять его химические свойства.

Относительная молекулярная масса (M_r) – это масса молекулы, выраженная в углеродных единицах. Ее величина равна сумме атомных масс элементов, входящих в состав молекулы.

$$\begin{aligned} \text{Например, } M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) &= \\ \text{Ar}(\text{H}) * 2 + \text{Ar}(\text{S}) + \text{Ar}(\text{O}) * 4 &= \\ 1 * 2 + 32 + 16 * 4 &= 98 \end{aligned}$$



Состав молекул выражается с помощью химических формул.

Формула – символическая запись элементного состава химического соединения.

Химический элемент – вид атомов с одинаковыми зарядом ядра и свойствами.

Химические формулы показывают качественный и количественный состав молекул (т.е. какие элементы составляют молекулу и сколько этих атомов в молекуле).

Например, **NH₃** - молекула аммиака состоит из 1 атома азота и 3 атомов водорода (3 – индекс, показывающий количество атомов в молекуле).

Чтобы правильно составить формулу вещества надо знать **валентность (V)** атомов - способность атома данного элемента присоединять определенное число других атомов с образованием химических связей. Обозначается римскими цифрами.

Например, **Mn₂O₇**

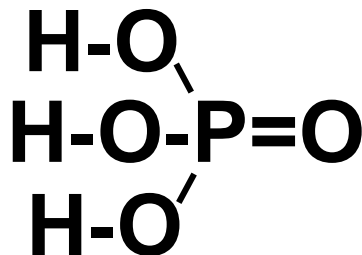
$B(\text{Mn}) = \text{VII}$

$B(\text{O}) = \text{II}$

Существуют формулы, показывающие порядок соединения атомов в молекулах и валентность каждого элемента.

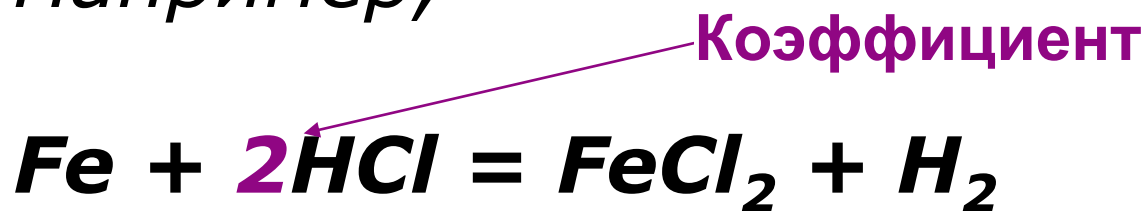
Эти формулы называются **графическими**. Валентность в них обозначается черточкой. Количество черточек равняется валентности.

Например, графическая формула фосфорной кислоты (H₃PO₄):



Химическое уравнение – это выражение химической реакции, в котором записаны формулы исходных веществ (реагентов) и продуктов реакции с коэффициентами, показывающими число молекул каждого вещества.

Например,



Реагенты

Продукты



Моль (n) – это количество вещества, содержащее столько структурных элементарных единиц, сколько содержится атомов в 12 г углерода.

1 моль любого вещества содержит **$6,02 \cdot 10^{23}$** частиц, эта величина называется **число Авогадро (N_A)**.

Масса 1 моль вещества называется **молярной массой (M)** и представляет собой отношение массы этого вещества к его количеству:
 $M = m / n$

Численно молярная масса равна относительной молекулярной массе вещества. Единицы измерения **г/моль**.

ФУНДАМЕНТАЛЬНЫЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ

Закон сохранения массы веществ – масса веществ, вступающих в реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции (т.к. атомы не исчезают и не возникают вновь в процессе химической реакции).

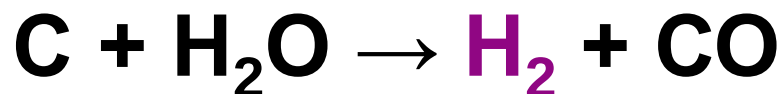
Например, $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Этот закон лежит в основе расчетов по уравнениям реакций.

Закон постоянства состава –

вещество, независимо от способа его получения, имеет постоянный количественный и качественный состав.

Например, получение водорода:



Закон Авогадро (газового состояния) – в равных объемах любых газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) содержится одинаковое число молекул.

Следствие из закона Авогадро: 1 моль любого газа занимает одинаковый объем, равный **22,4 л** (при н.у.: $T=273\text{K}$, $P=1\text{Атм.}$).

22,4 л – молярный объем газа (**V_m**) л/моль.

Например, 2 г H_2 (1 моль) и 32 г O_2 (1 моль) занимают одинаковый объем 22,4 л.

Закон эквивалентов –

вещества реагируют и образуются в эквивалентных количествах.

Из закона эквивалентов следует, что массы (или объемы) реагирующих и образующихся веществ пропорциональны молярным массам (молярным объемам) их эквивалентов.

Для любых двух веществ, связанных законом эквивалентов, можно записать:

$$m_1 / m_2 = \mathfrak{E}_1 / \mathfrak{E}_2$$

Эквивалент – это реальная или условная частица, которая в реакциях взаимодействует с одним атомом водорода, а в окислительно-восстановительных реакциях принимает (или отдает) один электрон.

Число эквивалентности (z) – число ионов водорода в реакции или число электронов в ОВР, которое химически равноценно (эквивалентно) одной частице вещества (X).

Фактор эквивалентности ($f_{\text{э}}$) – число, показывающее какая часть вещества реальной частицы X эквивалентна одному иону H^+ в реакции или одному электрону в ОВР.

$$f_{\text{э}} = 1/z$$

Расчет эквивалента веществ

Эквивалент простого вещества

$$Э = A / V$$

Э – эквивалент,

А – атомная масса элемента,

В – валентность элемента

Например, $Э(O) = 16 / 2 = 8$

$A(O) = 16$

$V(O) = 2$



Эквивалент оксида

$$Э = M / (N * V)$$

М – молекулярная масса оксида,
N – количество атомов элемента,
V – валентность элемента.

Например, эквивалент оксида натрия:

$$Э(\text{Na}_2\text{O}) = 62 / (2 * 1) = 31$$

$$M(\text{Na}_2\text{O}) = 62$$

$$N(\text{Na}) = 2$$

$$V(\text{Na}) = 1$$



Эквивалент кислоты

$$Э = M / N_{(H)}$$

М – молекулярная масса кислоты,
N – количество атомов водорода (основность
кислоты)

*Например, эквивалент серной
кислоты:*

$$Э(H_2SO_4) = 98 / 2 = 49$$

$$M(H_2SO_4) = 98$$

$$N(H) = 2$$



Эквивалент основания

$$\text{Э} = M / N_{(\text{OH})}$$

M – молекулярная масса основания,

N – количество гидроксигрупп (основность кислоты)

Например, эквивалент гидроксида кальция:

$$\text{Э}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74 / 2 = 37$$

$$M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74$$

$$N(\text{OH}) = 2$$

Эквивалент соли

$$Э = M / (N * V)$$

M – молекулярная масса соли,

N – количество атомов металла,

V – валентность металла.

Например, эквивалент хлорида цинка:

$$Э(\text{ZnCl}_2) = 136 / (1 * 2) = 68$$

$$M(\text{ZnCl}_2) = 136$$

$$N(\text{Zn}) = 1$$

$$V(\text{Zn}) = 2$$

РАСЧЕТ ЭКВИВАЛЕНТНОЙ МАССЫ И ОБЪЕМА ВЕЩЕСТВ

Эквивалентная масса (молярная масса эквивалента), $m_{\text{э}}$ – масса одного моль эквивалента вещества.

$$m_{\text{э}} = M * f_{\text{э}}$$

M – молекулярная масса вещества,
 $f_{\text{э}}$ – фактор эквивалентности.

Эквивалентный объем ($V_{\text{э}}$) – объем одного моля эквивалента газообразного вещества.

$$V_{\text{э}} = 22,4 / (N * B)$$

N – количество атомов элемента,
 B – валентность элемента

ЗАДАЧА

Определить число эквивалентности, фактор эквивалентности, эквивалент и эквивалентную массу фосфорной кислоты в реакции:



Решение:

1) находим число эквивалентности **z**:

В данной реакции от одной молекулы H_3PO_4 отщепляются 2H^+ , т.е. одной молекуле кислоты эквивалентны 2 иона H. Поэтому **z = 2**

2) находим фактор эквивалентности: **fэ** = $1/z = 1/2$

это значит, что одному иону H в данной реакции соответствует $1/2$ часть (половина) молекулы кислоты, которая и является в данной реакции ее химическим эквивалентом.

3) находим эквивалентную массу фосфорной кислоты:

$$M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98 \quad \mathbf{mэ} = \mathbf{M * fэ} = 98 * 1/2 = 49 \text{ г/моль}$$