

Лекция №1

Тема: Основные понятия и законы химии

Основные понятия

Химия – наука о веществах, их составе, строении, свойствах и превращениях веществ.

Вещество и превращения – основополагающие понятия химии.

Вещество – каждый отдельный вид материи, обладающий при данных условиях определенными физическими свойствами. Например, воду, железо, известь, соду в химии называют веществами. Каждое вещество обладает определенными физическими и химическими свойствами.

Важнейшие **физические свойства**:

1. Агрегатное состояние.
2. Плотность.
3. Растворимость.
4. Температуры кипения и плавления.
5. Цвет, вкус, запах и т.д.

Способность вещества участвовать в тех или иных химических реакциях называется **химическим свойством** данного вещества.

Химические реакции – превращение одних веществ в другие.



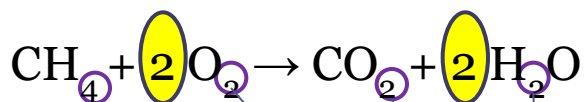
Чем отличаются химические явления от физических?

В результате физических явлений не образуются новые вещества.

Пример химического явления – горение природного газа (в результате химической реакции из органического вещества - метана образовались углекислый газ и вода).

Химические реакции записываются в виде **химических уравнений**.

Например, горение метана можно выразить следующим образом:



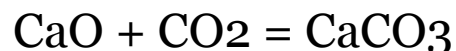
Вещества, записанные слева, называются **реагентами** или **исходными веществами**, вещества, записанные справа – **продуктами реакции**.

Важно, чтобы число одних и тех же элементов справа и слева было одинаковым. Для этого нужно расставить **стехиометрические коэффициенты** (!**Индексы** показывают, сколько атомов данного элемента входит в состав соединения).

Химические реакции изображают с помощью химических уравнений.

Принято выделять следующие **типы химических реакций**:

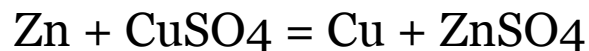
1. Реакции соединения: **$A + B = AB$**



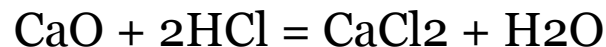
2. Реакции разложения: **$AB = A + B$**



3. Реакции замещения: **$AB + C = AC + B$**

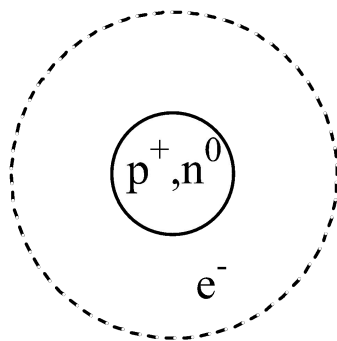


4. Реакции обмена: **$AB + CD = AD + CB$**



Структурными единицами различных веществ являются **атомы** (вещество графит состоит из атомов углерода, соединенных между собой определенным образом), **молекулы** (вещество углекислый газ состоит из молекул CO_2), **ионы** (вещество поваренная соль состоит из ионов Na^+ и Cl^-).

Атом – электронейтральная система, имеющая положительно заряженное ядро, вокруг которого движутся отрицательно заряженные электроны. Элементарными частицами атома являются протоны, нейтроны и электроны.



| Частица | протон | нейтрон | электрон |
|-----------------|---------|---------|------------------------|
| Масса, а.е.м. | 1,00728 | 1,00866 | $5,4858 \cdot 10^{-4}$ |
| Заряд, отн. ед. | + 1 | 0 | - 1 |

Заряд ядра (сумма протонов) численно равен порядковому номеру элемента в периодической системе.

Совокупность атомов одного вида, имеющих одинаковый заряд ядра и одинаковое число электронов, называется **химическим элементом**.

Символы (знаки) химических элементов

| Номер | Символ | Прочтение в формуле | Название |
|-------|--------|------------------------|----------|
| 1 | H | аш | водород |
| 6 | C | це | углерод |
| 7 | N | эн | азот |
| 8 | O | о | кислород |
| 9 | F | фтор | фтор |
| 11 | Na | натрий | натрий |
| 12 | Mg | магний | магний |
| 13 | Al | алюминий | алюминий |
| 14 | Si | силициум | кремний |
| 15 | P | пэ | фосфор |
| 16 | S | эс | сера |
| 17 | Cl | хлор | хлор |
| 19 | K | калий | калий |

Символы (знаки) химических элементов

Продолжение таблицы

| Номер | Символ | Прочтение в формуле | Название |
|-------|--------|------------------------|----------|
| 20 | Ca | кальций | кальций |
| 23 | V | ванадий | ванадий |
| 24 | Cr | хром | хром |
| 25 | Mn | марганец | марганец |
| 26 | Fe | феррум | железо |
| 29 | Cu | купрум | медь |
| 30 | Zn | цинк | цинк |
| 35 | Br | бром | бром |
| 47 | Ag | аргентум | серебро |
| 50 | Sn | станнум | олово |
| 53 | I | иод | иод |
| 56 | Ba | барий | барий |
| 79 | Au | аурум | золото |
| 80 | Hg | гидраргирум | ртуть |
| 82 | Pb | плюмбум | свинец |

Атомы – очень маленькие частицы, имеющие форму шара. Для выражения атомных размеров используются специальные единицы длины:

ангстрем $1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ м.}$

нанометр $1 \text{ нм} = 10^{-9} \text{ м.}$

Например, диаметр атома Н в этих единицах $\approx 1 \text{ \AA}$ или $0,1 \text{ нм}$.

Абсолютная масса атома водорода $\approx 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ кг.}$

В химии обычно используют относительные атомные массы (Ar).

Например, $\text{Ar}(\text{H}) = 1$; $\text{Ar}(\text{O}) = 16$; $\text{Ar}(\text{Na}) = 23$ и т.д. (величина безразмерная)

Относительная атомная масса (Ar) – число, которое показывает во сколько раз масса атома данного элемента больше т.н. атомной единицы массы (а.е.м.).

А.е.м. - \approx массе самого легкого элемента Н, но более точно она определяется как 1/12 часть массы изотопа углерода ^{12}C .

Абсолютная масса ^{12}C равна $19,93 \cdot 10^{-27}$:

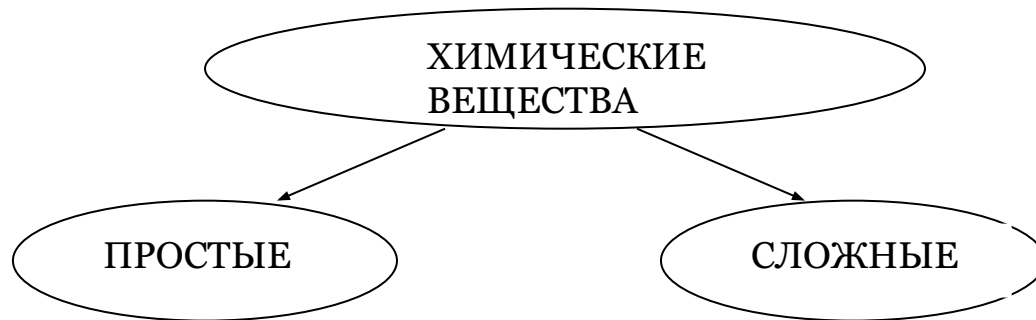
$$1 \text{ а.е.м.} = 19,93 \cdot 10^{-27} / 12 = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг.}$$

Атомы могут объединяться в молекулы.

Молекула – электронейтральная наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами. Например, молекулы азота N_2 , хлора Cl_2 , кислорода O_2 , воды H_2O .

Относительная молекулярная масса вещества (M_r) – масса одной молекулы, выраженная в а.е.м. Например, $M_r(A_xB_y) = x \cdot Ar(A) + y \cdot Ar(B)$.
(величина безразмерная)

Массовая доля элемента показывает долю данного элемента в веществе: В Na_2O $\omega\%(Na) = 2 \cdot Ar(Na) / M_r(Na_2O) = 46 / 62 = 0,749$ или 74,9%, т.е. 74,9% массы вещества составляет масса атомов натрия.



Состоят из атомов одного
и того же элемента
Н-р, С, O_2 , N_2 , H_2 , O_3

Состоят из атомов
разных элементов
Н-р, Na_2CO_3 , CO_2 , H_2O

Самостоятельно изучить: Аллотропия, изотопы!

Валентность – способность атомов элемента соединяться с другими атомами в определенных соотношениях. Валентность элемента зависит от количества неспаренных электронов в его атоме.

В атоме водорода 1 неспаренный электрон, который может соединиться только с одним электроном др. атома, следовательно, валентность водорода=1.

Во всех соединениях валентность кислорода =2.

Значение постоянных валентностей некоторых элементов

| Валентность | Символы элементов |
|-------------|-------------------|
| I | H, F, Ag, Na, K |
| II | O, Ca, Mg, Ba, Zn |
| III | Al |

Для большинства **бинарных соединений**, т.е., соединений, молекулы которых состоят из атомов двух элементов $A_m B_n$, существует **правило валентности**: произведение валентности **x** элемента **A** на число его атомов **m** должно быть равно произведению валентности **y** элемента **B** на число его атомов **n**.

$$x \cdot m = y \cdot n$$

Например, в молекуле P_2O_5 : $2 \cdot x = 2 \cdot 5$, отсюда $x=5$, т.е. валентность фосфора в данном соединении =5.

Это правило не применяется для бинарных соединений, в которых атомы одного элемента непосредственно соединяются друг с другом (H_2O_2).

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).

Основные законы химии

1. Закон сохранения массы веществ (М.В. Ломоносов, 1748 г.; А. Лавуазье, 1789 г.): *в ходе химических реакций массы веществ, вступивших в реакцию, равны массам веществ, образовавшимся в результате 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.

2. Закон постоянства состава (Впервые сформулировал Ж. Пруст (1808 г): *Состав и свойства веществ постоянны и не зависят от способа их получения* (например, молекула углекислого газа независимо от способа получения всегда будет состоять из одного атома углерода и двух атомов кислорода и будет обладать присущими ему химическими свойствами. Этот закон распространяется на вещества с молекулярным строением).

Из закона постоянства состава вещества следует, что элементы соединяются друг с другом в строго определенных количественных соотношениях.

Поэтому в химию были введены понятия «эквивалента» и «эквивалентной массы».

Эквивалент элемента (Э) – это такое его количество, которое способно соединяться с 1 моль атомов водорода или замещать такое же количество атомов водорода в химических реакциях (*величина безразмерная*).

В HCl 1 моль атомов хлора соединен с 1 моль атомов водорода. $\text{Э}(\text{Cl})=1$.

В NH_3 1 моль атомов азота соединен с 3 моль атомов водорода. $\text{Э}(\text{NH}_3)=1/3$.

Масса 1 эквивалента элемента называется его **эквивалентной массой** или **молярной массой эквивалента (Мэ)** (*единица измерения – г/моль*).

В NH_3 $M_{\text{э}}(\text{N})=14/3=4,67$ г/моль,

В HCl $M_{\text{э}}(\text{Cl})=35,5/1=35,5$ г/моль.

Формулы для расчета эквивалентных масс сложных веществ:

$M_{\text{э}}(\text{оксида})=M(\text{оксида})/(\text{число атомов элемента} \cdot \text{валентность элемента})$

$M_{\text{э}}(\text{кислоты})=M(\text{кислоты})/\text{основность кислоты}$

$M_{\text{э}}(\text{основания})=M(\text{основания})/\text{кислотность основания}$

$M_{\text{э}}(\text{соли})=M(\text{соли})/(\text{число атомов металла} \cdot \text{валентность металла})$

3. Закон эквивалентов – массы (объемы) реагирующих друг с другом веществ пропорциональны их эквивалентным массам:

$$m_1 \mathcal{E}_2 = m_2 \mathcal{E}_1.$$

В разных химических расчетах пользуются понятием моль.

Моль – количество вещества, которое содержит столько молекул (атомов и др. частиц) этого вещества, сколько атомов содержится в 12 г углерода ^{12}C . Обозначается ν [моль]. Определим, сколько атомов содержится в 12 г ^{12}C

$$0,012 / 19,93 \cdot 10^{-27} = 6,02 \cdot 10^{23}$$

Именно такое количество молекул или атомов или других структурных частиц содержится в 1 моль любого вещества.

Это число называется **числом Авогадро N_A** .

Масса одного моля вещества называется его **молярной массой**. Обозначается M [г/моль]. Она численно равна молекулярной массе вещества.

4. Закон Авогадро (1811 г.): в равных объемах различных газов при одинаковых условиях находится одинаковое количество молекул. И соответственно, одинаковое число молекул различных газов при одинаковых условиях занимают одинаковый объем.

1 моль любого газа при н.у. (273°K , 101.3 кПа) занимает один и тот же объем = $22,4\text{ л}$ – **молярный объем газа v_m** [л/моль].

Связь между v , v_m , ν :

$$v = \nu / v_m$$

Вопросы по лекции

В день лекции до 20:00 свои листочки с решениями загрузить в личный кабинет. Листы подписать (Фамилия И.О., группа).

Задание № 1. Определите валентности элементов в соединениях:
CO, CO₂, N₂O₅, Cl₂O, Mn₂O₇.

Задание № 2. Составьте химические формулы соединений:



Задание № 3. Рассчитайте эквивалентные массы оксида, гидроксида и сульфата алюминия.