

**ФГБОУ ВО СИБИРСКАЯ ПОЖАРНО-СПАСАТЕЛЬНАЯ АКАДЕМИЯ  
ГПС МЧС РОССИИ**

**ЛЕКЦИЯ**  
по дисциплине «Химия»

**Тема № 1.1. Основные понятия и законы  
ХИМИИ**

***ПРЕПОДАВАТЕЛЬ***

СТАРШИЙ

ПРЕПОДАВАТЕЛЬ КАФЕДРЫ  
ПОЖАРНО-ТЕХНИЧЕСКИХ  
ЭКСПЕРТИЗ

БОГДАНОВ АЛЕКСАНДР  
АЛЕКСАНДРОВИЧ

---

---

# ЦЕЛИ ЗАНЯТИЯ

## *Учебные*

*познавательная:* познакомить с историей возникновения химии как науки;

*дидактическая:* ввести основные понятия химической науки; связь основных законов химии с другими науками.

**Воспитательная: воспитывать у обучаемых ответственность за подготовку к практической деятельности.**

---

---

# *Литература для самостоятельной работы*

## Основная литература:

1. Глинка Н.Л. Общая химия: Учебное пособие для вузов/ Под ред. А.И. Ермакова. – изд. 30-е, исправленное: Интеграл-Пресс, 2009. – 728с.
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. Учебное пособие. М., 2011г.

## Дополнительная литература:

1. Коробейникова Е.Г., Чуприян А.П., Аксёнов А.Н. Вопросы и задачи по химии: для специальности 330400- «Пожарная безопасность». Пособие для самостоятельной работы. – СПб.: СПбУМВД России, 2001. – 60 с.
  2. Коробейникова Е.Г., Чуприян А.П., Малинин В. Р., Ивахнюк Г.К., Кожевникова Н.Ю. Химия. Курс лекций. Учебное пособие по специальности 280104.65. Пожарная безопасность. /Под ред. проф. В.С. Артамонова – СПб.: Санкт-Петербургский университет ГПС МЧС России, 2008 г. – 425 с.
- 
-

# Занятия по изучаемой теме:

## Практическое занятие 1.2:

Основные понятия химии.

## Практическое занятие 1.3:

Расчеты по уравнениям химических  
реакций

## Практическое занятие 1.4:

Расчет КПР

## Лабораторная работа 1.5:

Определение эквивалентной массы  
металла и сложного вещества

---

---

# *План лекции*

1. История возникновения химии как науки.  
Роль химии в пожарном деле.
  2. Основные понятия химии.
  3. Стехиометрические законы химии.
- 
-

**№1 История возникновения химии как науки. Роль химии в пожарном**

**Химия – наука о веществах и их превращениях.**

**Химия - относится к естественным наукам, т.к. она занимается изучением явлений и объектов природы.**

---

---



# *1 этап: Древний мир – конец XVII века*

Гермес Трисмегист (Гермес  
Трижды Величайший)

Парацельс (Теофаст Гогенгейм)

Георгий Агрикола

Ванноччо Бирингуччо

---

---

*II этап: середина XVII -  
середина XIX века*

Георг-Эрнест Шталь

Лавуазье

Михаил Васильевич Ломоносов

---

---

## *III этап: середина XIX века – начало XX века*

Д.И. Менделеев 1869 году  
Периодического закона

А.М. Бутлеров в 1861 году теории  
строения органических  
соединений

---

---

## *IV этап: XX век – современный период*

*В.А. Легасов:*

**“Человечество в своем промышленном развитии достигло такого уровня использования энергии всех видов, построили инфраструктуру с высоким уровнем концентрации энергетических мощностей, что беды от их аварийного разрушения стали соизмеримы с бедами от военных действий и стихийных бедствий”.**

---

---

## 1.1. Основные понятия химии

Вещество – конкретный вид материи, обладающий массой покоя и определенными физическими свойствами.

Явления (превращения) :

*Физические* явления, при которых вещества не изменяются.

*химические* явления, при которых из одних веществ образуются другие, новые вещества.

---

---

# Основы атомно-молекулярного учения.

1. Все вещества состоят из корпускул (молекул).
2. Молекулы состоят из элементов (атомов).
3. Молекулы и атомы находятся в непрерывном движении.
4. Молекулы простых веществ состоят из одинаковых атомов. Молекулы сложных веществ - из разных атомов.

**Молекула** - это наименьшая частица вещества, химические свойства молекулы определяются ее составом и химическим строением.

**Атом** - наименьшая частица химического элемента, обладающая его химическими свойствами.

**Химические свойства** атома определяются его строением.

---

---

# *Химические элементы*

Химический элемент – вид атомов с **одинаковым зарядом ядра.**

**Простые вещества** образованы атомами одного элемента (например,  $\text{H}_2$ ,  $\text{P}$ ,  $\text{O}_3$ ).

**Сложные вещества** образованы атомами различных элементов (например,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CaCO}_3$ ).

---

---

# Аллотропия

явление существования простых веществ в нескольких формах, **различных по строению и свойствам**. Сами формы называются аллотропными модификациями

11

НЕМЕТАЛЛЫ

## УГЛЕРОД. АЛЛОТРОПИЯ

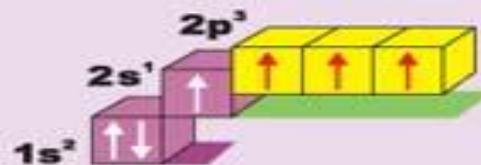
Невозбужденное состояние



6

C<sub>12</sub>

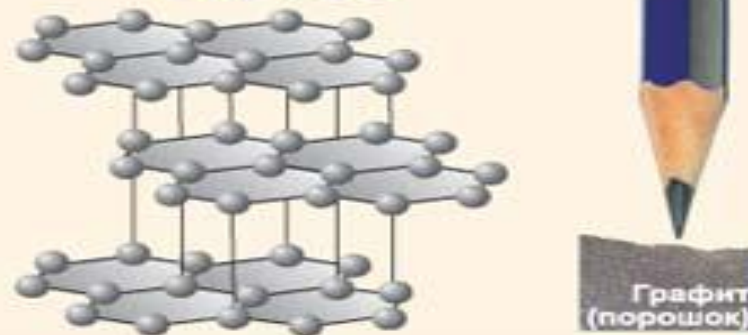
Возбужденное состояние



Каркасная структура алмаза



Слоистая структура графита



Графит (порошок)



# Относительной атомной массой ( $A_r$ ) элемента

называется отношение массы его атома  $m_a(\text{Э})$  к  $1/12$  массы атома  $^{12}\text{C}$ .

$$1 \text{ а.е.м.} = \frac{1}{12} m^{12}\text{C} = \frac{1}{12} \cdot 1,993 \cdot 10^{-26} = 1,667 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$$

$$A_r = \frac{m_a(\text{Э})}{\frac{1}{12} m^{12}\text{C}} \frac{\text{кг}}{\text{кг}} \quad \text{безразмерная величина}$$

$$A_r(\text{O}) = \frac{2,667 \cdot 10^{-26}}{1,667 \cdot 10^{-27}} = 15,9994$$

# Относительной молекулярной массой $M_r$

называется отношение массы молекулы вещества  $m_M(\text{в-ва})$  к  $1/12$  массы атома  $^{12}\text{C}$ .

$$M_r = \frac{m_m(\text{в} - \text{ва})}{\frac{1}{12}m^{12}\text{C}} \quad \frac{\text{кг}}{\text{кг}} \quad \text{безразмерная величина}$$

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = \frac{3,002 \cdot 10^{-26}}{1,667 \cdot 10^{-27}} \approx 18$$

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2A_r(\text{H}) + A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1,01 + 15,9 \approx 18$$

# ***Количеством вещества ( $n$ )***

**называется физическая величина,  
определяемая числом  
структурных элементов системы  
(атомов, молекул, ионов).**



# *Моль вещества*

это такое его количество, которое содержит  
одно и то же число частиц.

В моле любого вещества содержится число  
частиц, равное *числу Авогадро*

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ 1/моль.}$$

## Молярная масса (M)

$$\begin{aligned} M(\text{H}_2\text{O}) &= m(\text{H}_2\text{O}) \cdot N_A = 3,002 \cdot 10^{-26} \cdot \\ &6,02 \cdot 10^{23} = 0,018 \text{ кг/моль} = \\ &= 18 \text{ г/моль} = 18 \text{ кг/кмоль}. \end{aligned}$$

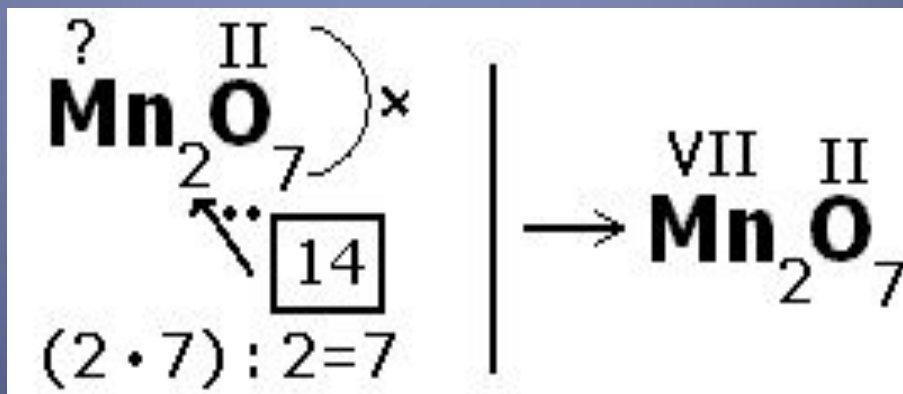
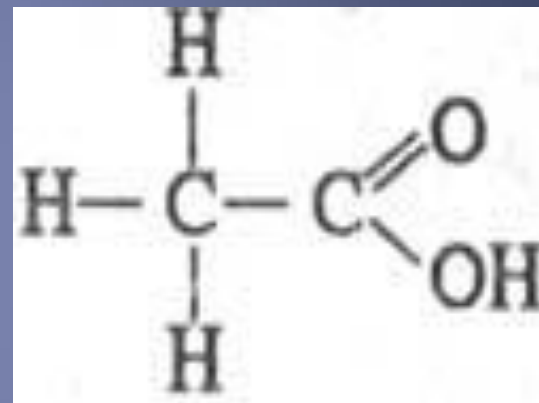
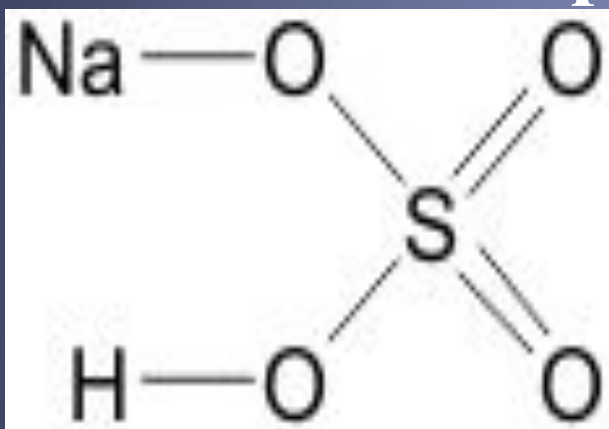
$$n = \frac{m}{M} \quad n = \frac{N}{N_A} \quad n = \frac{V}{V_M}$$

$m$  – масса вещества, г (кг);

$V$  – объем газа или пара, л ( $\text{м}^3$ );  $V_M$  – молярный объем газа или пара, л/моль ( $\text{м}^3/\text{кмоль}$ );  $N$  – число частиц

# Валентность

способность атомов соединяться с другими атомами в определенных соотношениях, т.е. образовывать химические связи. Число связей равно валентности.



# *Стехиометрические законы химии*

**Стехиометрия** – рассматривает  
массовые и объемные отношения  
между реагирующими  
веществами.

---

---

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

**Масса веществ, вступающих  
в реакцию, равна массе  
веществ, образующихся в  
результате реакции.**

---

---



## **2. Закон постоянства состава (Ж. Пруст, 1801 г.)**

**Всякое чистое вещество, независимо от способа его получения, всегда имеет постоянный качественный и количественный состав.**



### **3. Закон кратных отношений (Д. Дальтон, 1803 г.)**

**Если два элемента образуют друг с другом несколько химических соединений, то количества одного элемента, соединяющегося с одним и тем же количеством другого, относятся друг к другу как небольшие целые числа.**

---

---

## 4. Закон объемных отношений (Гей-Люссак, 1808 г.)

Объемы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу и к объемам образующихся газообразных продуктов как небольшие целые числа.

Например, в реакции получения аммиака



объемы азота, водорода и аммиака относятся как 1 : 3 : 2.

---

---

## 5. Закон эквивалентов (И. Рихтер, 1793 г.)

Химическим эквивалентом называется такое количество вещества (в молях), которое соответствует одному водороду в соединениях или хим. реакциях

Единица химического эквивалента – моль.

$\text{HBr}$	Эквивалент $\text{Br} = 1$ моль
$\text{H}_2\text{O}$	Эквивалент $\text{O} = 1/2$ моль
$\text{PH}_3$	Эквивалент $\text{P} = 1/3$ моль
$\text{SiH}_4$	Эквивалент $\text{Si} = 1/4$ моль

**Эквивалентная масса - масса 1 эквивалента, выраженная в г/моль или кг/кмоль.**

**Массы реагирующих друг с другом веществ пропорциональны их эквивалентным массам (объемам).**

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

---

---

# Вычисление эквивалентных

**масс** Эквивалентная масса  
элемента

$$\text{ЭМ (элемента)} = \frac{M(\text{элемента})}{\text{валентность(элемента)}}$$

<b>HBr</b>	<b><math>\text{Э}_M(\text{Br}) = 80/1 = 80</math> г/моль</b>
<b>H<sub>2</sub>O</b>	<b><math>\text{Э}_M(\text{O}) = 16/2 = 8</math> г/моль</b>
<b>PH<sub>3</sub></b>	<b><math>\text{Э}_M(\text{P}) = 31/3 = 10,3</math> г/моль</b>
<b>CO<sub>2</sub></b>	<b><math>\text{Э}_M(\text{C}) = 12/4 = 3</math> г/моль</b>
<b>CO</b>	<b><math>\text{Э}_M(\text{C}) = 12/2 = 6</math> г/моль</b>

## 2. Эквивалентная масса кислоты

$$\text{ЭМ (кислоты)} = \frac{M(\text{кислоты})}{\text{основность(кислоты)}} \text{ Г/МОЛЬ (КГ/КМОЛЬ)}$$

Основность кислоты равна числу атомов водорода в ней.

$$\text{HNO}_3 \quad \text{ЭМ (HNO}_3\text{)} = 63/1 = 63 \text{ Г/МОЛЬ}$$

$$\text{H}_2\text{SO}_4 \quad \text{ЭМ (H}_2\text{SO}_4\text{)} = 98/2 = 49 \text{ Г/МОЛЬ}$$

$$\text{H}_3\text{PO}_4 \quad \text{ЭМ (H}_3\text{PO}_4\text{)} = 98/3 = 32,7 \text{ Г/МОЛЬ}$$

## Эквивалентная масса гидроксида (основания)

$$\text{ЭМ (гидроксида)} = \frac{M(\text{гидроксида})}{\text{кислотность(гидроксида)}} \quad \text{г/моль}$$

Кислотность гидроксида равна числу ОН-групп в нем.

$\text{KOH}$	$\text{Э}_M(\text{KOH}) = 56/1 = 56 \text{ г/моль}$
$\text{Ba(OH)}_2$	$\text{Э}_M(\text{Ba(OH)}_2) = 171/2 = 85,5 \text{ г/моль}$
$\text{Fe(OH)}_3$	$\text{Э}_M(\text{Fe(OH)}_3) = 107/3 = 35,7 \text{ г/моль}$



## 4. Эквивалентная масса оксида

$N(O)$  – число атомов кислорода в оксиде.

$$\text{ЭМ (оксида)} = \frac{M(\text{оксида})}{N(O) \cdot \text{валентность}(O)} \text{ г/моль}$$

$\text{NO}$	$\text{Э}_M(\text{NO}) = 30/(1 \cdot 2) = 15$ г/моль
$\text{NO}_2$	$\text{Э}_M(\text{NO}_2) = 46/(2 \cdot 2) = 11,5$ г/моль

## 5. Эквивалентная масса соли

$N(\text{металла})$  – число атомов металла в соли.

$$\text{ЭМ (соли)} = \frac{M(\text{соли})}{N(\text{металла}) \cdot \text{валентность(металла)}} \text{ г/моль}$$

---

---

## **6. Закон Авогадро (1811 г.)**

**В равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.**

---

---

# 1 следствие

Один моль любого газа при одинаковых условиях занимает один и тот же объем (молярный объем газа).

Один моль любого газа при нормальных условиях занимает объем  $V_0 = 22,4$  л/моль. Точное значение  $22,41383 \pm 0,0070$  л/моль.

Нормальные условия  $t_0 = 0$  °С;  $T_0 = 273$  К;  $p_0 = 1$  ат = 760 мм рт.ст. = 101,3 кПа = 105 Па = 0,1 МПа

В условиях, отличных от нормальных ( $T, p$ ), молярный объем газа или пара можно рассчитать по формуле объединенного газового закона:

$$V_M = \frac{p_0 \cdot V_0}{T_0} \cdot \frac{T}{p} \quad \text{л/моль}$$

# *Задание на самоподготовку*

1. Повторить основные понятия химии
2. Выучить расчетные формулы
3. Выучить стехиометрические законы



## 2 следствие

Отношение массы определенного объема одного газа к массе такого же объема другого газа (при одинаковых условиях  $T, p$ ) называется плотностью первого газа по второму.

$$D_2 = \frac{M_1}{M_2}$$

$D_2$  – плотность первого газа по второму.

*Расчет плотности газа или пара по*

<i>водороду</i>	<i>кислороду</i>	<i>азоту</i>	<i>воздуху</i>
$D_{H_2} = \frac{M_{z(n)}}{2}$	$D_{O_2} = \frac{M_{z(n)}}{32}$	$D_{N_2} = \frac{M_{z(n)}}{28}$	$D_{возд} = \frac{M_{z(n)}}{29}$