

**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, H_2 , P, O_3).

Сложные вещества образованы атомами различных элементов (например, H_2O , $CaCO_3$).

Аллотропия

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

11

НЕМЕТАЛЛЫ

УГЛЕРОД. АЛЛОТРОПИЯ

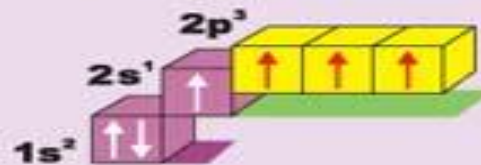
Невозбужденное состояние



6

C₁₂

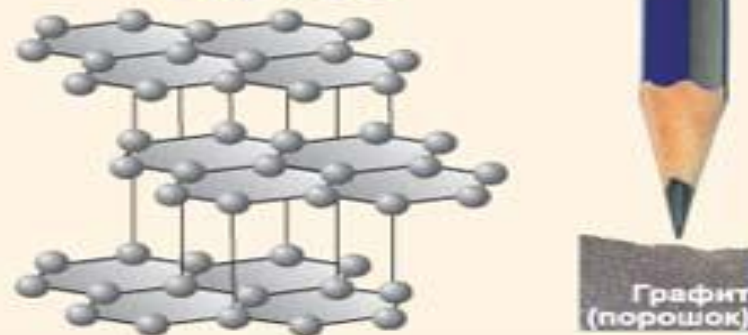
Возбужденное состояние



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}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}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)

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

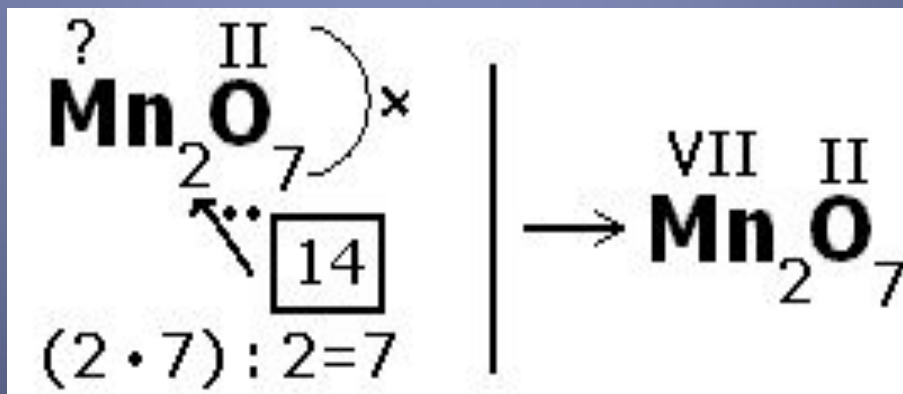
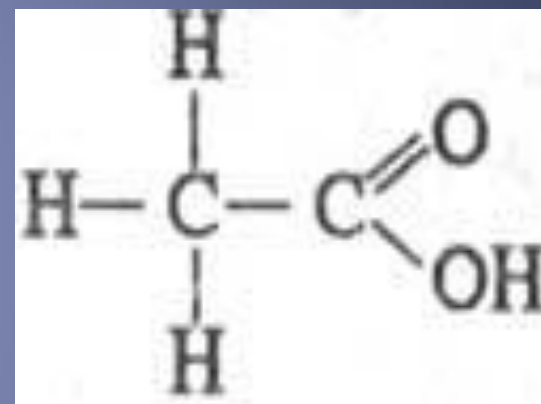
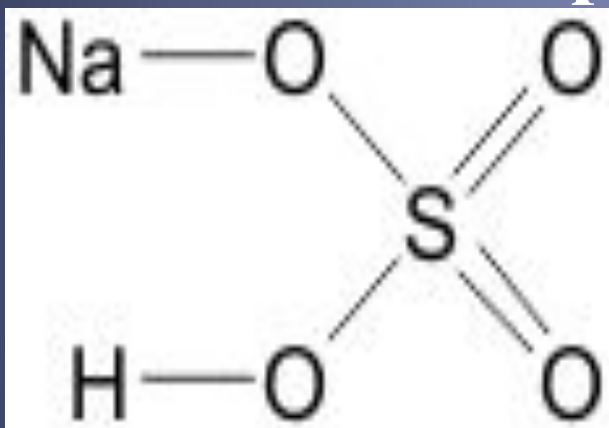
$$n = \frac{m}{M} \quad n = \frac{N}{N_A} \quad n = \frac{V}{V_M}$$

m – масса вещества, г (кг);

V – объем газа или пара, л (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.

HBr	Эквивалент $\text{Br} = 1$ моль
H_2O	Эквивалент $\text{O} = 1/2$ моль
PH_3	Эквивалент $\text{P} = 1/3$ моль
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

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

HBr	$Э_M(\text{Br}) = 80/1 = 80$ г/моль
H₂O	$Э_M(\text{O}) = 16/2 = 8$ г/моль
PH₃	$Э_M(\text{P}) = 31/3 = 10,3$ г/моль
CO₂	$Э_M(\text{C}) = 12/4 = 3$ г/моль
CO	$Э_M(\text{C}) = 12/2 = 6$ г/моль

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.

KOH	$\text{Э}_M(\text{KOH}) = 56/1 = 56 \text{ г/моль}$
Ba(OH)_2	$\text{Э}_M(\text{Ba(OH)}_2) = 171/2 = 85,5 \text{ г/моль}$
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.

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

NO	$\text{Э}_M(\text{NO}) = 30/(1 \cdot 2) = 15$ г/моль
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.

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

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>
$D_{H_2} = \frac{M_{z(n)}}{2}$	$D_{O_2} = \frac{M_{z(n)}}{32}$	$D_{N_2} = \frac{M_{z(n)}}{28}$	$D_{возд} = \frac{M_{z(n)}}{29}$