

Х И М И Я

Лектор: Шиян

Людмила Николаевна

Бюджет времени:

- лекции - 16ч**
- практические занятия - 8 ч**
- лабораторные занятия - 24ч**
- Всего аудиторных занятий- 54 ч**
- Самостоятельная работа - 54ч**
- Экзамен - 2 семестр**

Рейтинг курса

- 2-Лабораторные работы 12 работ x1 б= 12 баллов
- 3-Практические занятия 4 зан. x2,5 б= 10 баллов
- 4-Рубежные работы 2 работы x 10б=20 баллов
- 5-ИДЗ 25 x 0.4 балл = 10 балла
- 6.Конференц. Неделя 1 x 8 б = 8 баллов
- **ИТОГО 60 баллов**
- Экзамен 40 баллов
- **До экзамена допускаются студенты, которые выполнили ИДЗ, лаб. работы и набрали 33 балла**

Структура курса “Химия”

Обязательные разделы:

1. Основные законы и понятия
2. Строение вещества
3. Химическая термодинамика
4. Химическая кинетика
5. Растворы
6. Электрохимические процессы

РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА

- **1. Курс общей химии под ред. Н.В. Коровина, 2-е изд. М.: "Высшая школа", 2009. –557 с.**
- **2. Савельев Г.Г., Смолова Л.М. «Химия» Томск, ТПУ, 2012. – 133с.**
- **3. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. Москва, 2012 –240 с**
- **4. Стась Н.Ф. Справочник для изучающих общую и неорганическую химию. Учебн. пособ. Для студ-ов всех спец-тей. Томск: изд. ТПУ,.**
- **5.Стась Н.Ф., Лисецкий В.Н. Задачи, упражнения и вопросы по общей химии. Томск: изд. ТПУ,.**

ПЛАН ЛЕКЦИИ

1. Предмет, методы и задачи химии

2. Основные понятия в химии

3. Основные законы химии

ХИМИЯ - ЭТО РАЗДЕЛ ЕСТЕСТВОЗНАНИЯ

- **ПРЕДМЕТ** изучения химии
– это вещества, их
свойства и превращения

Основная задача химии
как науки - изучение
качественного и
количественного
состава веществ и
закономерностей их
превращений

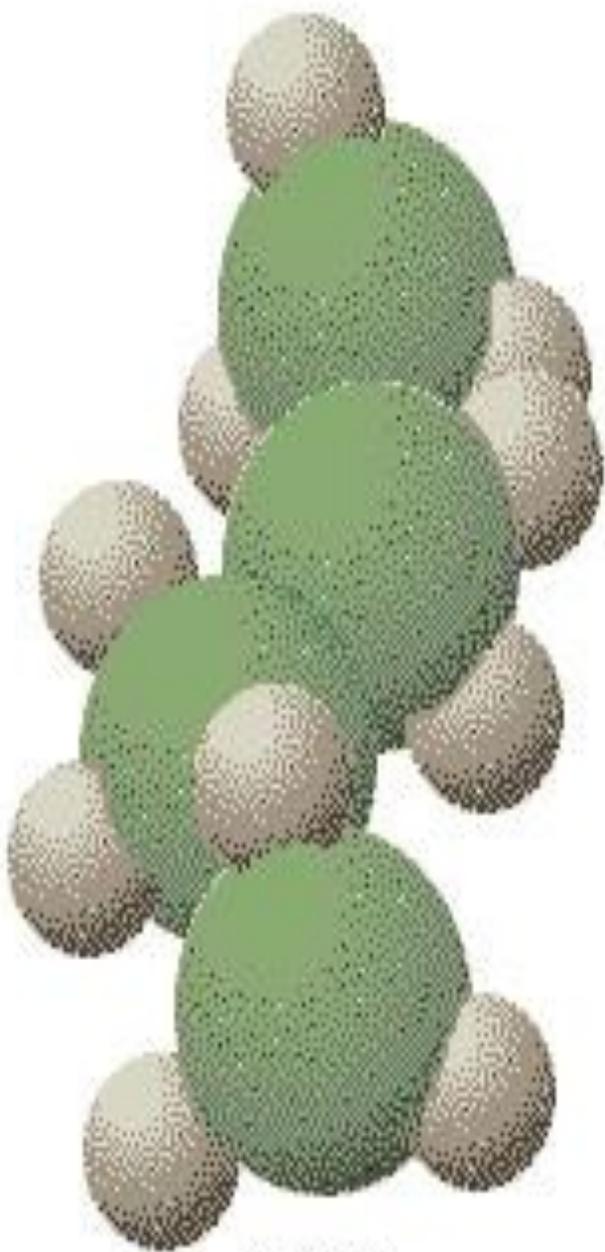
Основные понятия ХИМИИ

- **Вещество** - это химическое соединение определенного состава, структуры и свойств
Вещества могут быть простыми и сложными
- **Молекула** - наименьшая частица вещества, которая сохраняет его химические свойства
Молекулы - O_2 , N_2 , C_6H_6 , NO_2

**Вещество может иметь
молекулярное или
немолекулярное
строение**

**Для обозначения
последних используют
формульные единицы
(ФЕ- повторяющийся
фрагмент структуры)**

Вещества молекулярной структуры



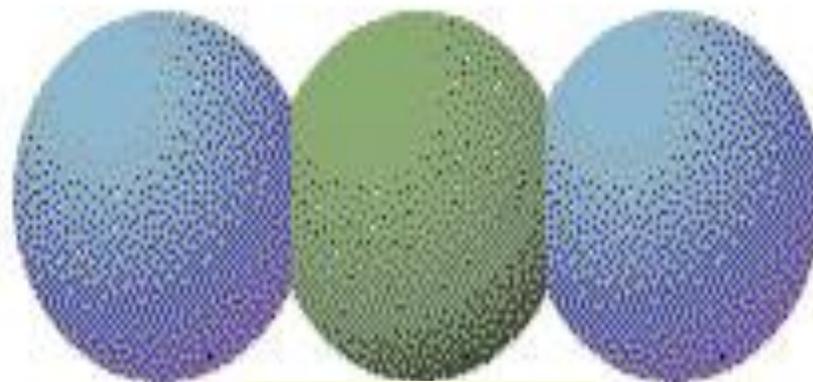
C₄H₁₀



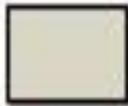
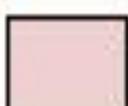
NH₃



H₂O

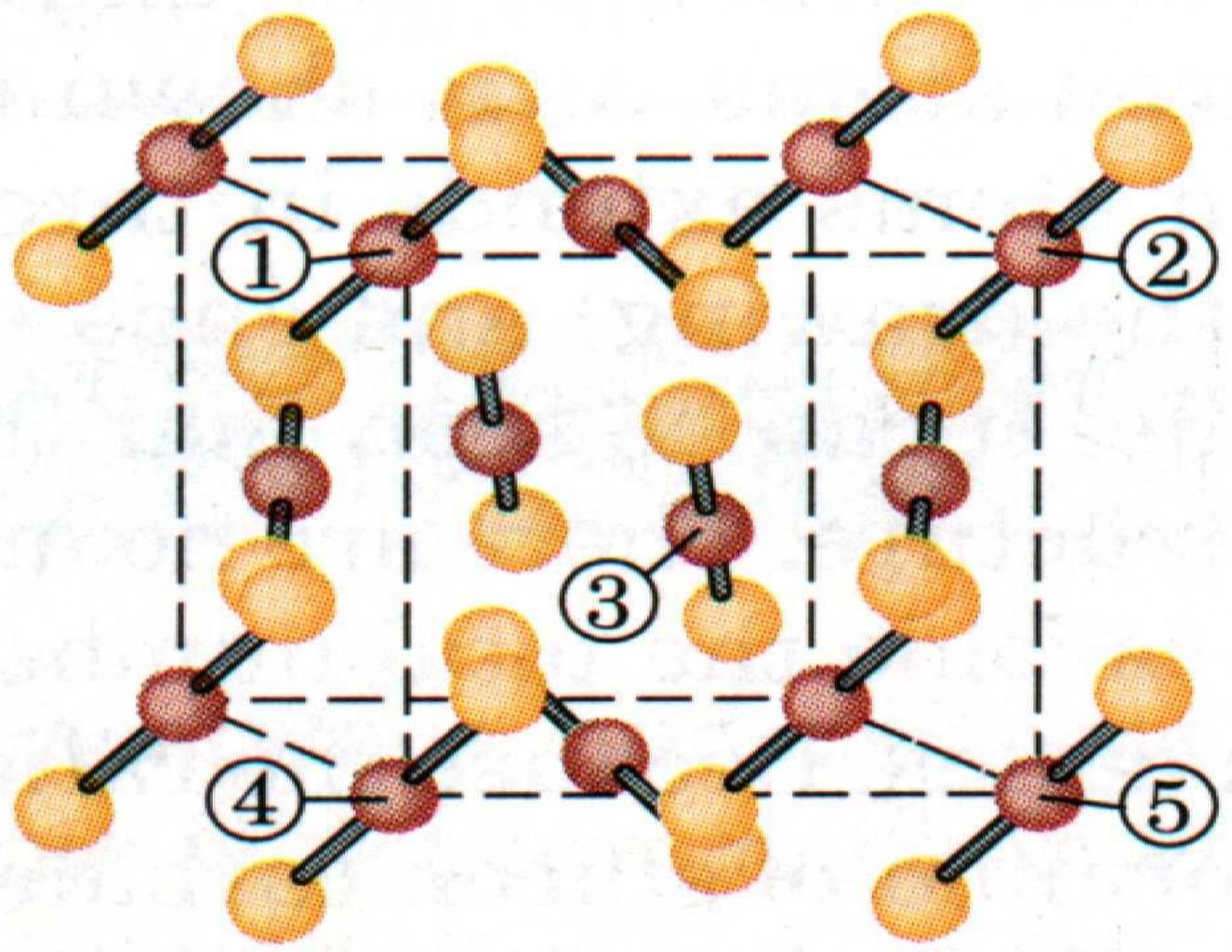


CO₂

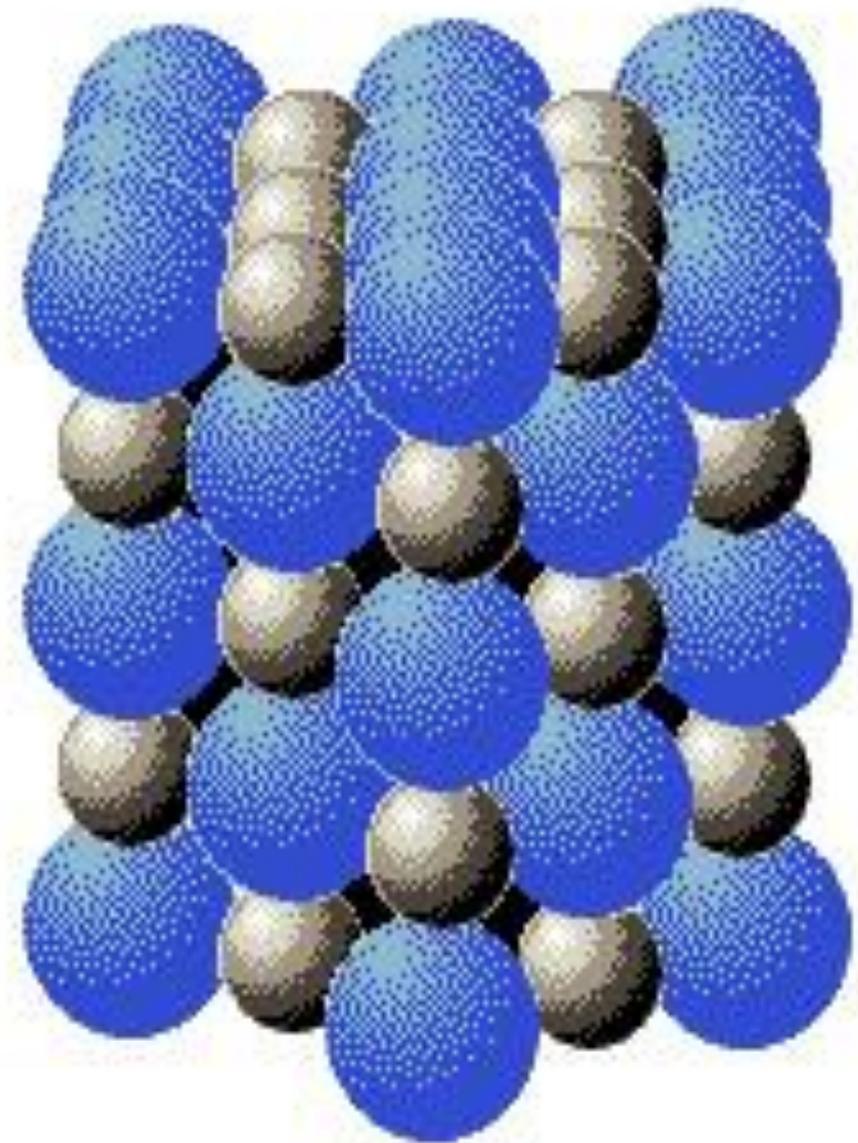
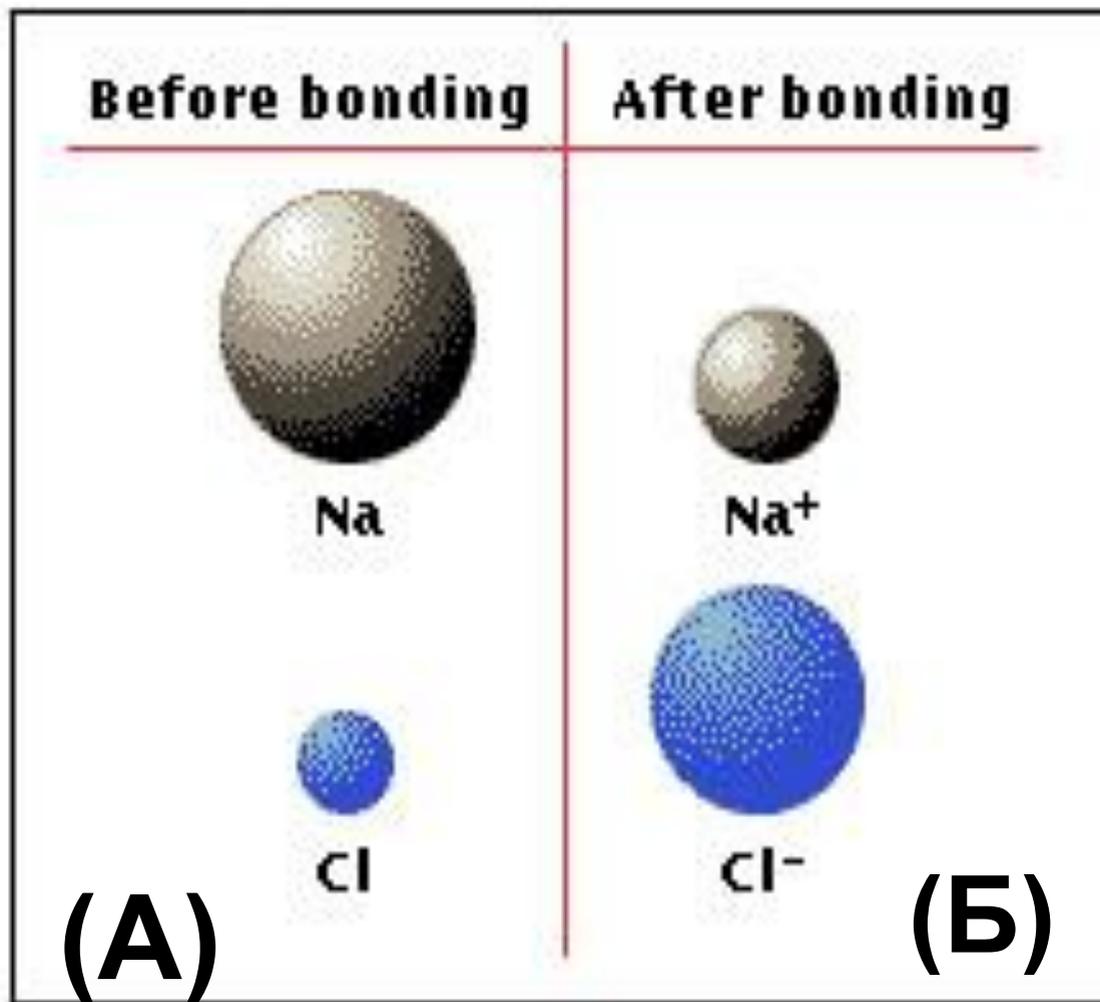
	Hydrogen Atom
	Carbon Atom
	Oxygen Atom
	Nitrogen Atom

Carbon

Oxygen



Структура NaCl



(A) - До связывания

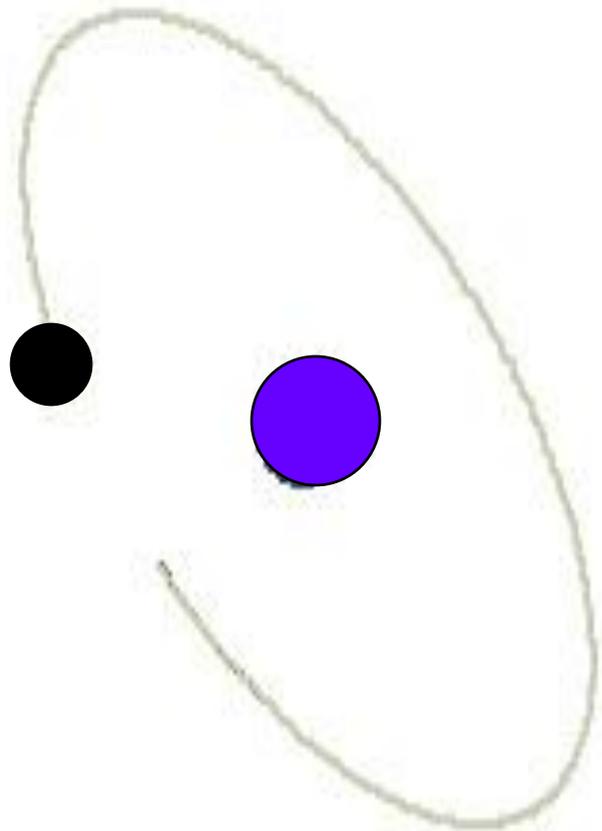
(Б) - После

■ **Изотопы** - это атомы с одним и тем же порядковым номером, но с различным числом нейтронов в ядре и, соответственно, с различными массами

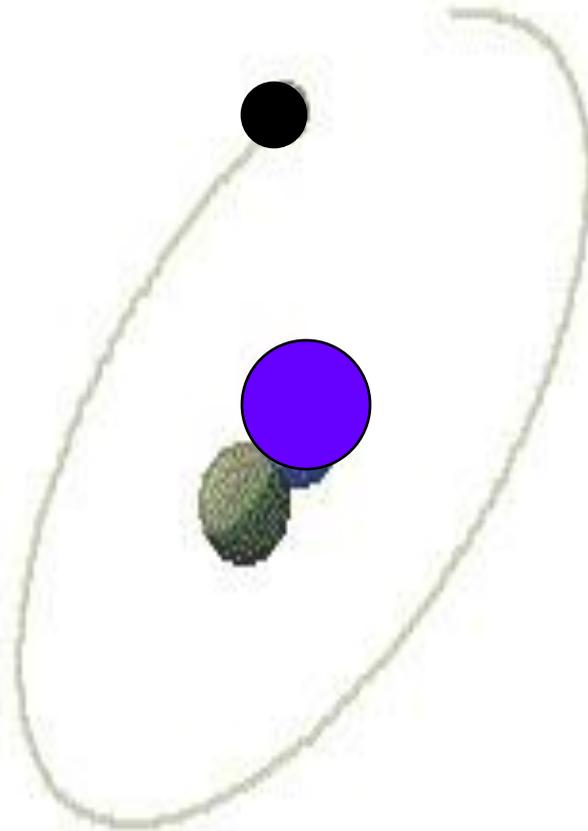
ИЗОТОПЫ ВОДОРОДА

Протий

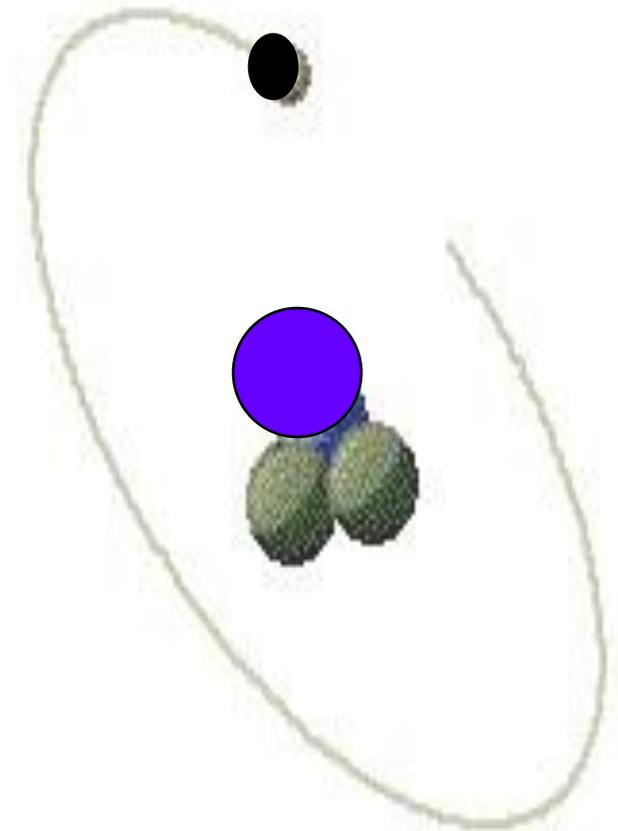
Дейтерий Тритий



Protium

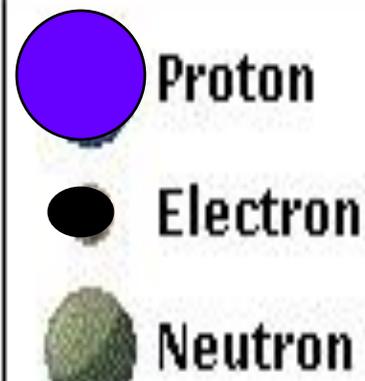


Deuterium



Tritium

массы H, D и
T равны 1;2;3



Протон
Электрон
Нейтрон

Символика изотопа –



z - атомный номер элемента
(число протонов в ядре)

a – атомная масса (число
протонов + число нейтронов)

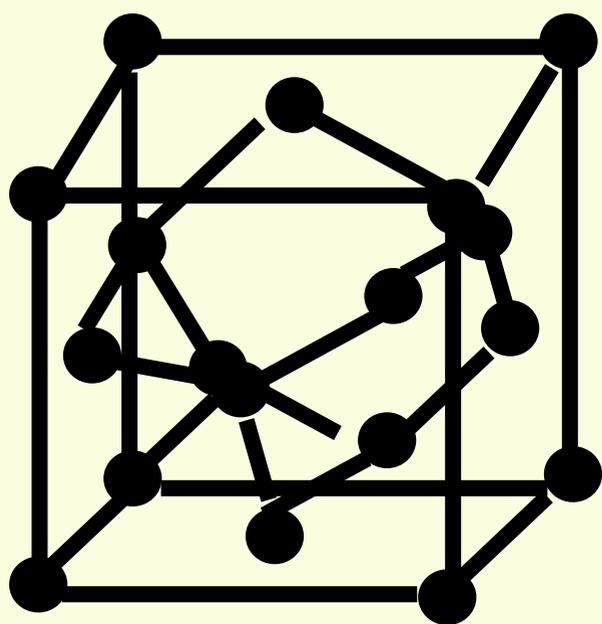
X – условное обозначение
элемента



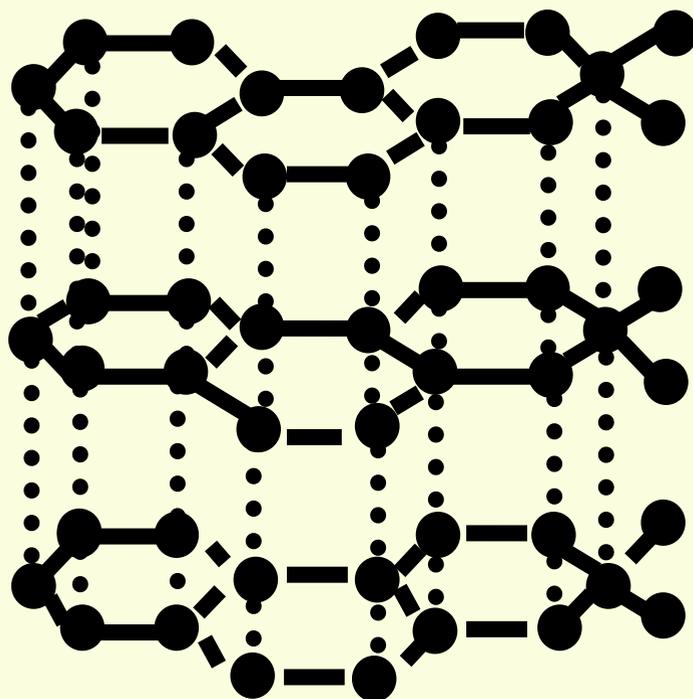
Химический элемент -
это сорт атомов,
характеризующийся
одинаковым числом
протонов

Простое вещество

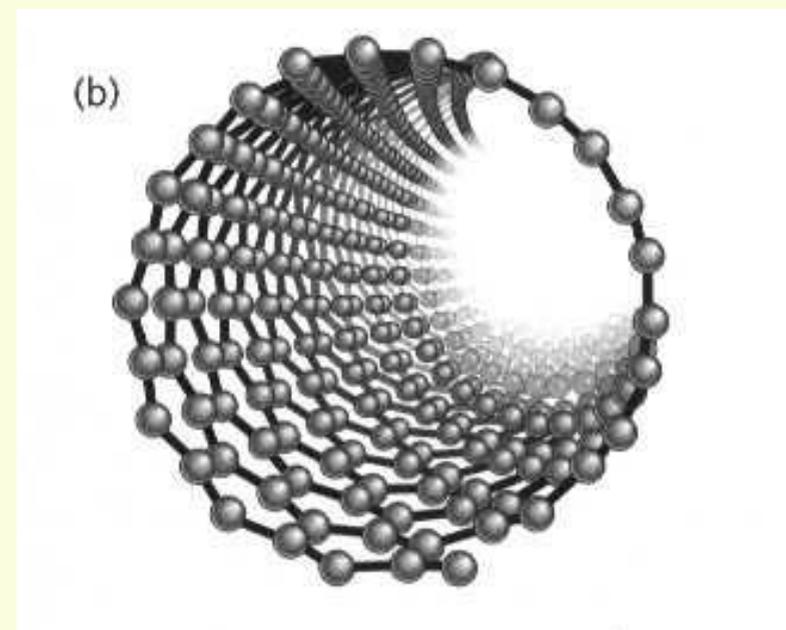
- **Простое вещество** состоит из атомов одного элемента (C, Ar, Cl₂, Br₂, P₄, S₈ и др.)
- **Аллотропия** - это существование химического элемента в форме двух или нескольких простых веществ



Алмаз



Графит



Фуллерен

Сложное вещество

- **Сложное вещество** состоит из атомов разного сорта.
- **Изомерия** - явление, при котором разные химические соединения имеют одинаковый кач-й и кол-й состав, но отличаются св-ми, структурой и строением

■ **Пример:**

$\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ - мочеви́на

NH_4NCO - цианат аммония

} **изомер
ы**

Количество вещества

- Количество вещества измеряют числом характерных для него частиц: атомов, молекул, ионов, электронов, эквивалентов
- Единица измерения количества вещества – моль.

Моль (n) – это такое количество вещества, в котором содержится $6,023 \cdot 10^{23}$ его атомов, молекул, формульных или любых других структурных единиц

Атомная единица массы (а.е.м.)

Это 1/12 массы атома ^{12}C

$$1 \text{ а.е.м.} = \frac{m_{\text{a}}(^{12}\text{C})}{12}$$

$$\frac{19,93 \cdot 10^{-27} \text{ кг}}{12} = 1,667 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$$

Относительная молекулярная масса (M_r)

Это отношение массы
молекулы к $1/12$ массы атома
изотопа ^{12}C

M_r вычисляется сложением
относительных атомных масс
элементов в формуле вещ-ва
с учетом числа их атомов

Пр: $M(\text{H}_2\text{O}) = 1 \cdot 2 + 16 = 18$ а.е.м.

Молярная масса (M)

- Это масса одного моль вещества (г/моль)
- Для в-в с атомной структурой (металлы, Si и др.) $M = A_r$, выраженной в граммах,
- Например: $M(\text{Fe}) = 55,85$ г/моль.
- Для веществ с молекулярной структурой $M = M_r$, выраженной в граммах
- Например: $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$ г/моль
- Для веществ с ионной структурой молярная масса рассчитывается для Ф.Е. вещества

Основные законы химии

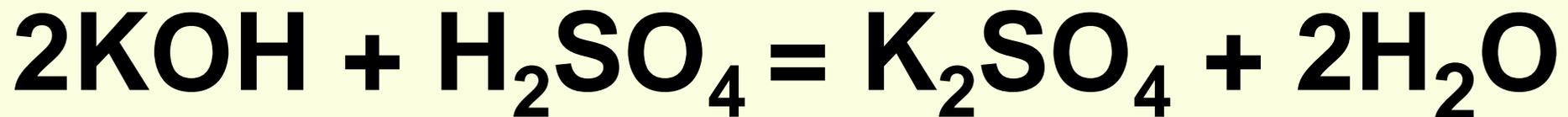
Закон сохранения энергии

Энергия изолированной системы есть величина постоянная



Закон сохранения массы

В уравнении химической реакции масса исходных веществ равна массе продуктов реакции



2 молек. 1 молек. 1 молек. 2 молек.

2 моль 1 моль 1 моль 2 моль

112г + 98г = 174г + 36г

210г = 210г

число атомов К, Н, О, S слева и справа равны

- **Закон сохранения заряда**
Сумма зарядов реагентов
равна сумме зарядов
продуктов

Стехиометрические законы

(основа атомно-молекулярного учения)

**Стехиометрические расчеты
проводятся на основе закона
сохранения массы**

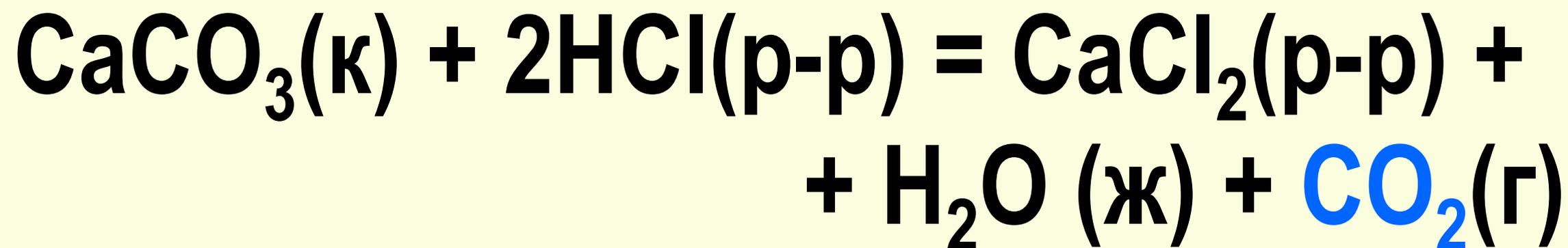
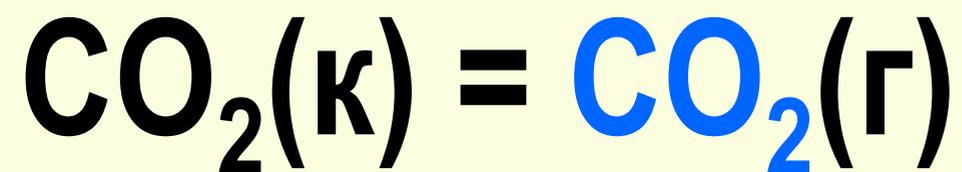
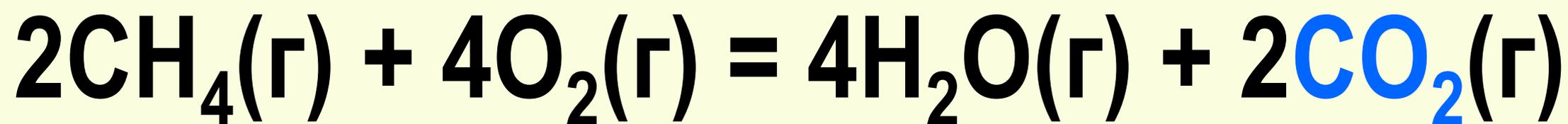
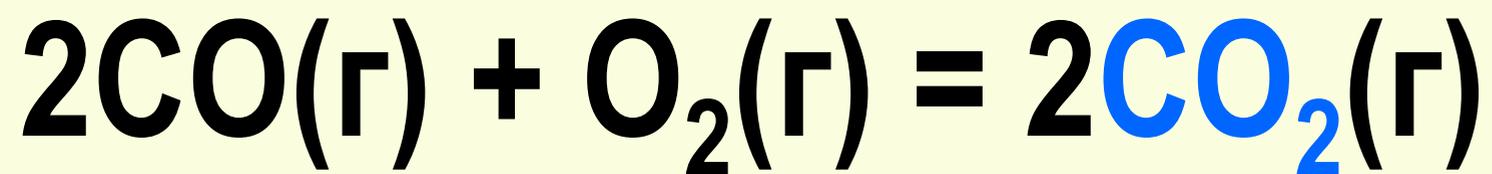
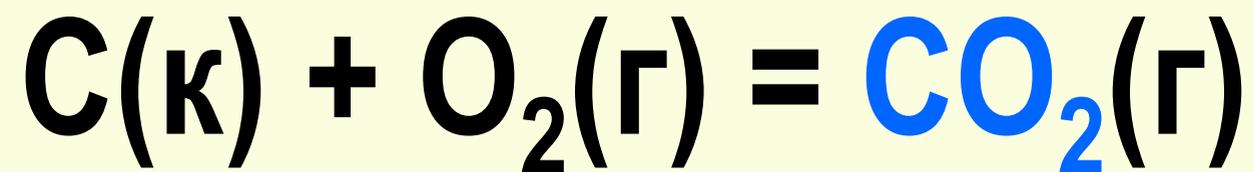
■ **Закон постоянства состава**

Пруст и Бертолле 1799 - 1806 г.

- **Хим. соединения с молекулярной структурой имеют один и тот же состав и свойства независимо от способа их получения**



Пример



■ **Дальтони́ды** - соединения постоянного состава (Г,Ж,Т вещества)

■ **Бертоллиды** - соединения переменного состава, зависящие от способа и условий получения

Пример: оксиды металлов варьируют свой атомный состав - $\text{TiO}_{0,94-1,10}$

Закон эквивалентов

Венцель, Рихтер, Воластон - 1804 г

- Массы реагирующих веществ относятся друг к другу как их эквивалентные массы:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{Mэ_1}{Mэ_2}$$

Эквивалент – это реальная или условная частица, способная присоединить или заместить, атом водорода в кислотно-основных реакциях или эквивалентна $1e$ в ОВР

Реальные частицы - это атомы, ионы, молекулы

- **Условные частицы - их части (1/2 атома O, 1/2 иона Cu^{2+} , 1/3 молекулы H_3PO_4 и.т.д.)**
- **Масса этих частиц называется эквивалентной массой (а.е.м.)**

В качестве единицы измерения принята эквивалентная масса атома водорода

$$Э_n = 1 \text{ а.е.м.}$$

■ **Масса 1 моль экв-тов называется молярной эквивалентной массой $M_{э}$ (г/моль)**

$$M_{э} = m/n$$

- В общем случае эквивалент v - va может быть записан как $1/z$ (целая или часть частицы), где z - число эквивалентности (число взаимодействий)

Фактор эквивалентности $f = \frac{1}{z}$

- Z = стехиометрической валентности

$$M_{\text{э}} = M/z = M \cdot f$$

Примеры

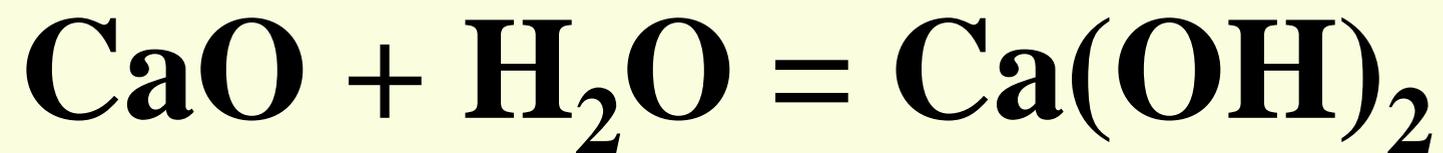
$$M_{\text{э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98/2 = 40 \text{ г/моль}$$

$$M_{\text{э}}(\text{Cr}(\text{OH})_3) = 103/3 = 34,3 \text{ г/моль}$$

$$M_{\text{э}}(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 342/6 = 57 \text{ г/моль}$$

$$M_{\text{э}}(\text{C в CH}_4) = 12/4 = 3 \text{ г/моль}$$

Z для оксидов = числу OH- групп
в сопряженном с ним гидроксиде



$$f(\text{CaO}) = 1/2$$



$$f(\text{Cr}_2\text{O}_3) = 1/6$$

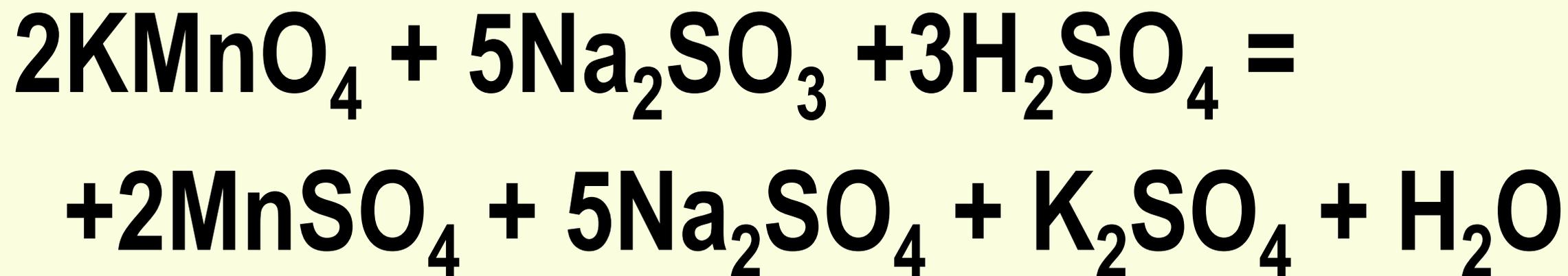


$$f(\text{SO}_3) = 1/2$$



$$f(\text{P}_2\text{O}_5) = 1/6$$

Мэ соединения в ОВР



$$\text{Мэ} (\text{KMnO}_4) = 158/5 = 31,6 \text{ г/моль}$$

Валентность

(от *Valentia* – сила)

- **это способность атома присоединять к себе определенное число других атомов**

■ Для количественного выражения этой способности используют три понятия валентности:

1) стехиометрическая валентность

2) электронная (структурная) валентность

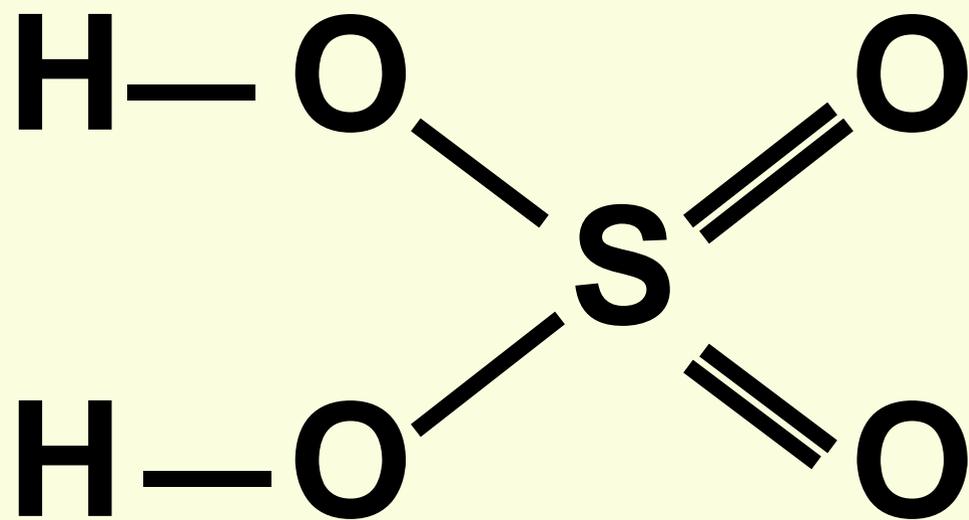
3) координационное число

**1. Стех-кая валентность со
сколькими атомами другого
элемента взаимодействует
данный атом. За единицу
валентности принят атом
водорода**

Пример: H_2O - HCl – NH_3 - CH_4

**Но с водородом образуют
соединения не все элементы
и тогда ориентируются по
кислороду, валентность
которого равна 2.**

2. Электронная (связевая или структурная) валентность – число электронных пар, обеспечивающие связь данного атома с другими атомами



3. Степень окисления элемента в соединении (с.о.) – это стех-ая валентность со знаком (+) или (-)

$$(с.о.) = V_{стх}$$

Знаки (+) или (-) зависят от электроотрицательности элементов: более электроотрицательному элементу приписывается знак (-), а более электроположительному) - знак (+)

Газовые законы

Закон Амедео Авогадро

(итальянский физик и химик)

- гипотеза Авогадро - 1811г
- В равных объемах любых газов при одинаковых условиях (T и P) содержится равное число молекул



Следствия из закона Авогадро

1) Один моль любого газа при н. у. (273К и $1,013 \cdot 10^5 \text{Па}$) занимает объем 22,4л

$$V_M = 22,4 \text{л/моль} = 0,0224 \text{ м}^3/\text{моль}$$

$$n = \frac{V}{V_M}$$

Мольный объем

где n - число моль газа в известном объеме

Следствия из закона Авогадро

2) Один моль любого вещества (Т, Ж, Г) содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц

$$N_A = \frac{M(O)}{m_{a(O)}} = \frac{16\text{г}}{26,6 \cdot 10^{-24}\text{г}} = 6,02 \cdot 10^{23}$$

$$N_A = \frac{M(C)}{m_{a(C)}} = \frac{12\text{г}}{19,9 \cdot 10^{-24}\text{г}} = 6,02 \cdot 10^{23}$$

3) При одинаковых усл-х отношение масс равных объемов газов равно отношению их молярных масс и называется отн.плотностью первого газа по второму:

$$m_1/m_2 = M_1/M_2 = D_2^1$$

Обычно рассчитывают
молекулярную массу газа по
водороду, кислороду и воздуху.

$$M_1 = 2D \text{ по водороду}$$

$$M_1 = 32D \text{ по кислороду}$$

$$M_1 = 29D \text{ по воздуху}$$

Объединенный газовый закон

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0 V_0}{T_0}$$

Уравнение Менделеева-Клапейрона:

$$PV = \frac{m}{M} RT$$

где R - 8,314 Дж/моль•К

универсальная газовая постоянная

Итог

- **В основе химических представлений, научных исследований, практической деятельности человека лежат стехиометрические законы**

Миниатюрный тест

- 1. Плотность газа по воздуху равна 1,17. Определить молекулярную массу газа.
- 2. При 25°C и давлении 99,3 кПа газ занимает объем 152 мл. найти объем газа при 0°C.
- 3. Определить молярную эквивалентную массу M_n в соединениях –
 - MnO_2 – MnO_3 – Mn_2O_7
- 4. Единицы измерения универсальной газовой постоянной R в системе СИ.

Дополнительная информация

- **Пособие для самостоятельной работы можно приобрести в НТБ ТПУ. Весь набор пособий для самостоятельной работы имеется на сайте tri.ru адрес:**
- **Литература: УМК - староста**
 - **Консультации проводятся по средам**
ауд. 201 корп. 2 в 16-10
часов еженедельно.

Проверка знаний будет проходить на консультациях следующим образом

- **Студент получает один из существующих вариантов самостоятельной проработки данной темы и дает ответы на поставленные вопросы в устной или письменной форме**

**РАЗЛОЖЕНИЕ
РОДАНОВОЙ РТУТИ**

