

# Материалы по дисциплине «Теоретические основы химии»

• Система Moodle

• В Контакте:

• Группа «Общая химия ИнХимЭк ВятГУ»

• <https://vk.com/club171615519>

The screenshot shows the VKontakte interface. At the top, there is a search bar and a user profile for 'Михаил'. The main content area displays a notification to 'Создайте беседу в сообществе' (Create a chat in the community) with a 'Создать' (Create) button. Below this, the profile of the group 'Общая химия ИнХимЭк ВятГУ' is shown, with the description: 'Группа для студентов 1 курса Института химии и экологии Вятского государственного университета, изучающих общую и неорганическую химию'. The group has 12 communities and 4 photos. The 'Материалы' (Materials) tab is selected, showing a post by 'Елена Фоминых' from 4 days ago at 19:21. The left sidebar contains navigation options like 'Моя страница', 'Новости', 'Мессенджер', 'Друзья', 'Сообщества', 'Фотографии', 'Музыка', 'Видео', 'Клипы', 'Игры', 'Объявления', 'Мини-приложения', 'VK Pay', 'Работа', 'Закладки', and 'Файлы'.

The screenshot shows the Moodle LMS interface for the course 'Общая химия' (General Chemistry). The course title is 'Общая химия' with a subtitle 'Общая и неорганическая химия, Общая химия, Теоретические основы химии'. The navigation menu includes 'Личный кабинет', 'Курсы', 'Дисциплины', 'Институты', 'Институт химии и экологии', and 'Кафедра фундаментальной химии и методики обу'. The main content area displays a list of announcements under the heading 'Объявления'. The first announcement is 'Введение. Основные понятия и законы химии' (Introduction. Basic concepts and laws of chemistry). Below it, a list of topics is shown: 'Л1.1 Химия как наука. Основные понятия и законы химии'. The topics are numbered: 1. Химия как наука, 1.1. Предмет химии, 1.2. Основные понятия химии, 2. Стехиометрические законы химии, 2.1. Закон сохранения массы веществ, 2.2. Закон постоянства состава вещества, 2.3. Закон объемных отношений, Закон Авогадро, 2.4. Газовые законы, 2.5. Закон эквивалентов. The '1.1. Предмет химии' topic is highlighted in blue.

**Химия как наука.  
Основные понятия и  
законы химии**

- Широко распространяет химия руки свои в дела человеческие... Куда ни посмотрим, куда ни оглянемся, везде обращаются пред очами нашими успехи ее прилежания.

*«Слово о пользе химии»,  
6 сентября 1751 г., Публичное собрание  
Академии наук*



Михаил  
Васильевич  
Ломоносов  
(1711–1765)

# Химические вещества вокруг нас

- Минералы и горные породы

Гипс  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$



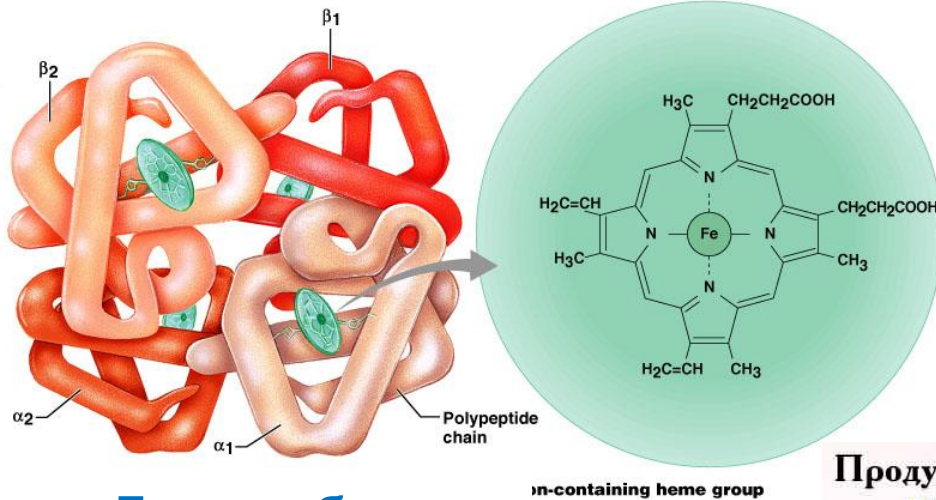
Розовый кварц  $\text{SiO}_2$



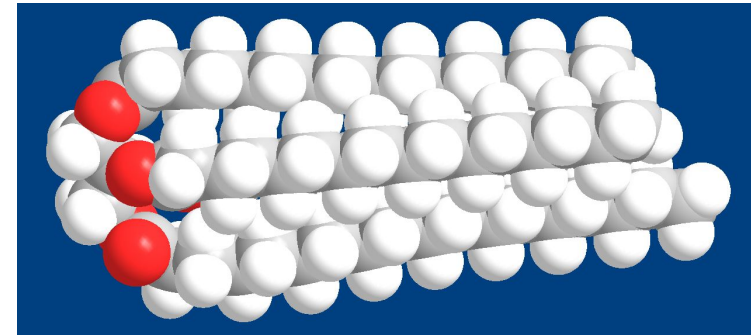
Пирит  $\text{FeS}_2$

# Химические вещества вокруг нас

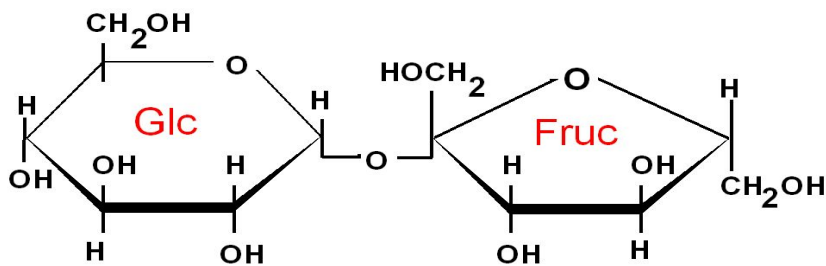
- Живые организмы



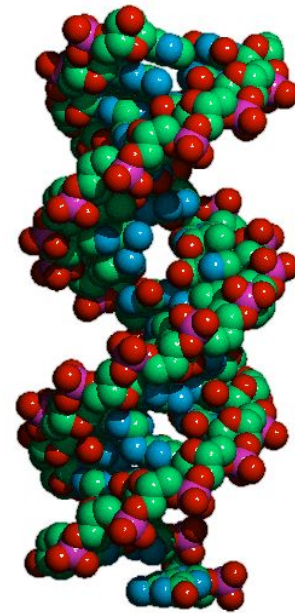
Гемоглобин



Жир



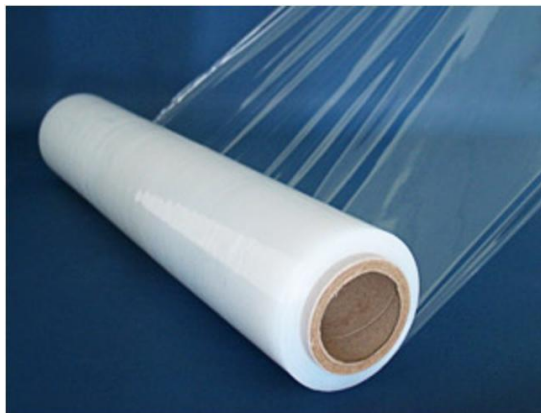
Сахароза



ДНК

# Химические вещества вокруг нас

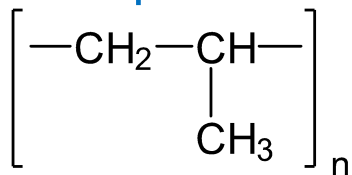
- Предметы быта



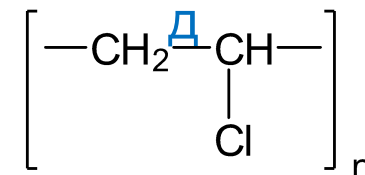
Полиэтилен  $[-CH_2-CH_2-]_n$



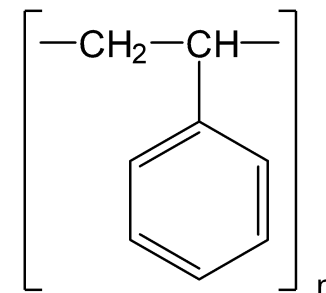
Полипропилен



Поливинилхлори

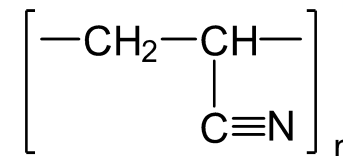


Полистирол



Тефлон  $[-CF_2-CF_2-]_n$

Нитрон



# Экологические проблемы



**Предмет химии**



# Уровни явлений (условно)

1. **Астрономический** –  
от млн. световых  
лет до млн. км



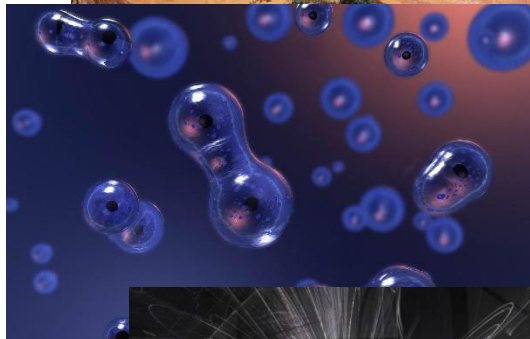
• Астрофизика

2. **Макроскопический**  
– от сотен тыс. км  
до мм



• Биология  
• Классическая  
физика

3. **Микроскопический**  
– от сотых долей до  
нескольких сотен  
нм



• Химия

4. **Фундаментальный**  
– менее  $10^{-15}$  м



• Физика  
элементарных  
частиц

# Химия

- наука, изучающая процессы превращения веществ, сопровождающиеся изменением их состава и структуры
- Главный **объект** – вещества и их превращения

# Виды материи

- **Вещество** – вид материи, дискретные (элементарные) частицы которого имеют собственную массу (массу покоя)
  - Элементарные частицы: лептоны (**электроны**, позитроны, мюоны) и адроны – мезоны ( $\pi$ - и  $K$ -мезоны), барионы (гипероны и нуклоны – **протоны** и **нейтроны**)
- **Поле** – вид материи, элементарные частицы которого не обладают массой покоя
  - Элементарные частицы (кванты): глюоны, бозоны, фотоны, гравитоны
- Частицы вещества связаны между собой при помощи поля
  - поле ядерных сил (сильное поле)
  - электромагнитное поле
  - поле тяготения

# Химия

- наука, изучающая процессы превращения веществ, сопровождающиеся изменением их состава и структуры
- Взаимосвязь химической и других форм движения материи
- **Движение** – способ существования материи, ее самое основное, коренное свойство, внутренне присущий ей атрибут
- **Специфика химической формы движения материи** – изменение состава вещества
  - Химические процессы образования и разрушения веществ всегда сопровождаются изменением их состава и структуры
  - При этом разрываются, вновь возникают или перераспределяются химические связи между атомами, входящими в состав вещества

# Химические реакции

- превращения веществ, сопровождающиеся изменением их состава
- По признаку выделения и поглощения теплоты – экзо- и эндотермические
- По признаку изменения числа и состава исходных и образующихся веществ – разложения, соединения, замещения и обмена
- По признаку обратимости – необратимые и обратимые
- По признаку изменения степени окисления атомов – электростатические и электродинамические (окислительно-восстановительные)
- По способу воздействия на скорость реакции – каталитические, фотохимические
- По виду частиц, участвующих в реакции – радикальные, ионные, атомно-молекулярные
- По числу фаз в системе – гомо- и гетерогенные
- По признаку сохранения качественного состава веществ – аллотропия, изомеризация

# Разделы химии (примеры)

- Агрохимия
- Аналитическая химия
- Биогеохимия
- Биохимия
- Геохимия
- Квантовая химия
- Коллоидная химия
- Космохимия
- Кристаллохимия
- Математическая химия
- Нанохимия
- Неорганическая химия
- **Общая химия**
- Органическая химия
- Пищевая химия
- Плазмохимия
- Радиационная химия
- Радиохимия
- Фармацевтическая химия
- Физическая химия
- Фотохимия
- Химическая технология
- Химия ВМС
- Химия твердого тела
- Экологическая химия
- Электрохимия

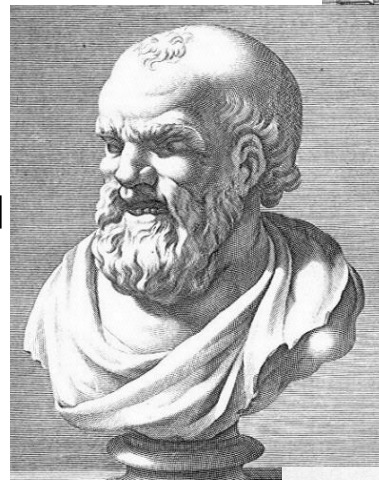
# **Основные понятия химии**

# Атомно-молекулярное учение

- Древнегреческие ученые
  - М. В. Ломоносов, 1741
1. Все вещества состоят из молекул («корпускул»)
  2. Молекулы состоят из атомов («элементов»)
  3. Частицы находятся в непрерывном движении. Тепловое состояние тел – результат движения этих частиц
  4. Молекулы простых веществ состоят из одинаковых атомов, молекулы сложных веществ – из различных атомов
- Дж. Дальтон, 1808
  - Международный съезд химиков в г. Карлсруэ, 1860



Эмпедокл  
(490 до н. э.)



Демокрит  
(460 до н. э.)



Джон  
Дальтон  
(1766–1844)



# Определения понятий атом и молекула

- **Атом** – электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов
- **Молекула** – электронейтральная, определяющая состав вещества наименьшая совокупность атомов, образующих определенную структуру посредством **химических связей**
- Из молекул состоят вещества в **газо-** и **парообразном состоянии**
- **Твердые вещества с молекулярной структурой:**
  - большинство органических веществ
  - неметаллы, кроме B, Si, C
  - $\text{CO}_2$
  - $\text{H}_2\text{O}$
- **Вещества немoleкулярного строения** – соли, оксиды металлов, алмаз, Si, металлы и др.

# Массы атомов и молекул

- Атомная единица массы

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

- Абсолютная масса атома алюминия

$$m_o(\text{Al}) = 4,482 \cdot 10^{-26} \text{ кг} = 27 \text{ а. е. м.}$$

- **Относительная атомная масса  $A_r$**  – число, показывающее, во сколько раз масса данного атома больше  $1/12$  массы атома углерода  $^{12}\text{C}$

$$A_r(\text{Al}) = \frac{m_o(\text{Al})}{\frac{1}{12} m_o(^{12}\text{C})} = 27$$

- **Относительная молекулярная масса  $M_r$**  – число, показывающее, во сколько раз масса данной молекулы больше  $1/12$  массы атома углерода  $^{12}\text{C}$

$$M_r(\text{SO}_2) = \frac{m_o(\text{SO}_2)}{\frac{1}{12} m_o(^{12}\text{C})} = 64$$

# Моль

- количество вещества, содержащее столько же структурных единиц (атомов, молекул, ионов, ядер, электронов, радикалов), сколько содержится атомов в 0,012 кг (12 г) углерода  $^{12}\text{C}$
- В 1 моль вещества – **число Авогадро** структурных единиц

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

- **Молярная (мольная) масса  $M$**  – масса 1 моль вещества, выраженная в единицах массы

$$M(\text{Al}) = 27 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}$$

- **Молярный (мольный) объем  $V_m$**  – объем 1 моль вещества, выраженный в единицах объема

$$V_m(\text{CO}_2) = 22,4 \text{ л/моль (н. у.)}$$

$$V_m(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ мл/моль}$$

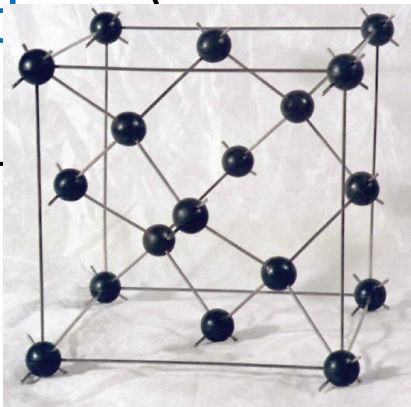
# Химический элемент

- вид атомов, ионов, ядер с определенным зарядом ядра
- Элемент **водород**:
  - атомы  $^1\text{H}$  (протий),  $^2\text{H}$  (D, дейтерий),  $^3\text{H}$  (T, тритий)
  - ионы: ионы водорода  $\text{H}^+$ , гидрид-ионы  $\text{H}^-$
  - молекулы  $\text{H}_2$
- Основные характеристики химического элемента
  - заряд ядра атома
  - атомная масса
  - распространенность в природе

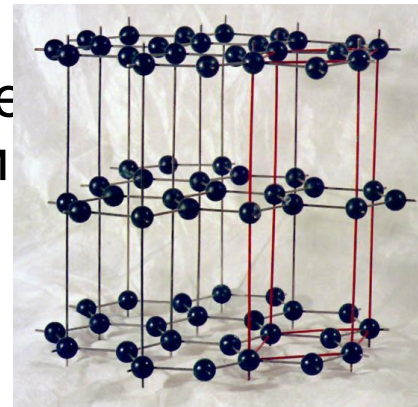
# Химическое вещество

- **Простое вещество** – химический элемент в свободном виде
- **Аллотропия** – явление существования одного химического элемента в виде нескольких простых веществ
- **Аллотропные модификации**
- **Причины аллотропии**
- **Разное число атомов в молекуле**
  - Кислород:  $O$  – монокислород;  $O_2$  – диоксиген;  $O_3$  – триоксиген (озон);  $O_4$  – тетраоксиген
- **Образование разных кристаллических форм (полиморфизм)**

• Углерод  
...– $C\equiv C$ –



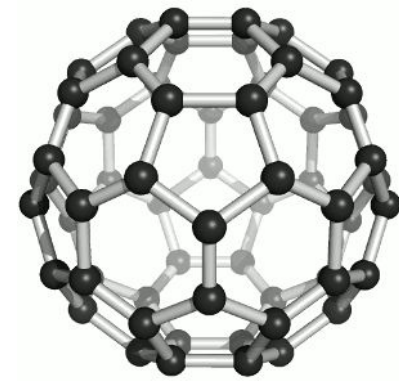
; фуллерены  
бин (поли



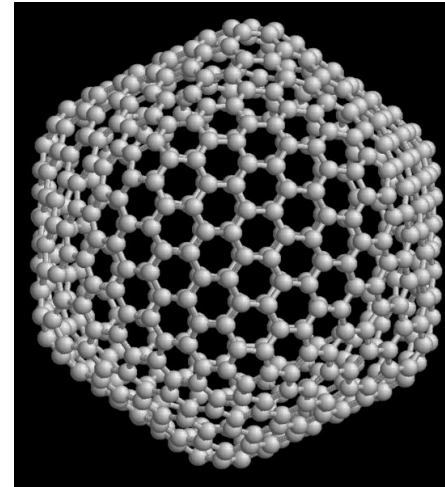
олин  
)= $C=C=C=...$ )

# Фуллерены

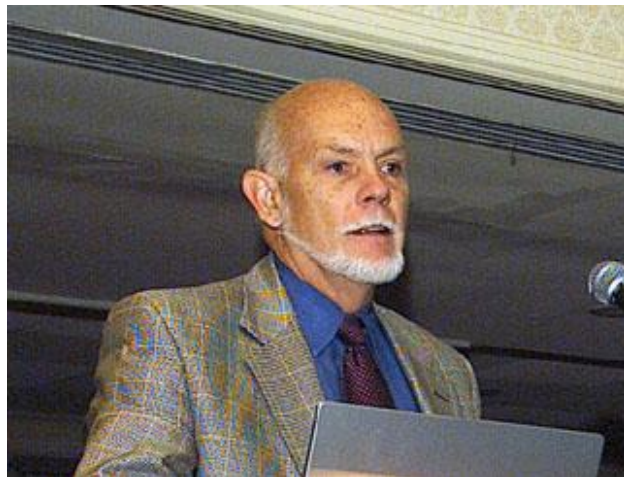
- Ричард Смолли, Харольд Крото, Роберт Флорйд Кёрл, Джеймс Хит и Шон О'Брайен (1985 г.)
- Нобелевская премия за 1996 г.



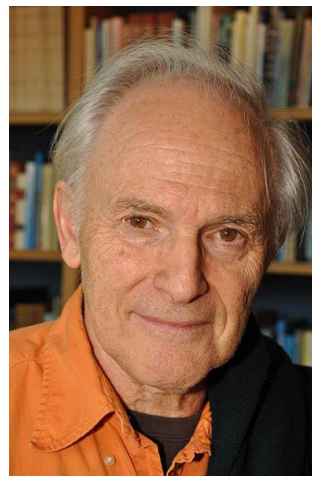
$C_{60}$



$C_{540}$



Р. Смолли



Х. Крото



Р. Ф. Кёрл



Дж. Хит

# Химическое вещество

- **Простое вещество** – химический элемент в свободном виде
- **Аллотропия** – явление существования одного химического элемента в виде нескольких простых веществ
- Простые вещества, образованные одним и тем же химическим элементом, – **аллотропные модификации**
- **Причины аллотропии**
- **Разное число атомов в молекуле**
  - Кислород: O – монокислород; O<sub>2</sub> – диоксиген; O<sub>3</sub> – триоксиген (озон); O<sub>4</sub> – тетраоксиген
- Образование разных кристаллических форм (**полиморфизм**)
  - Углерод: алмаз; графит; фуллерены; α-карбин (полиин ...–C≡C–C≡C–...); β-карбин (поликумулен ...=C=C=C=C=...)
- **Сложное вещество (химическое соединение)** – химически индивидуальное вещество, состоящее из

# Стехиометрические законы химии

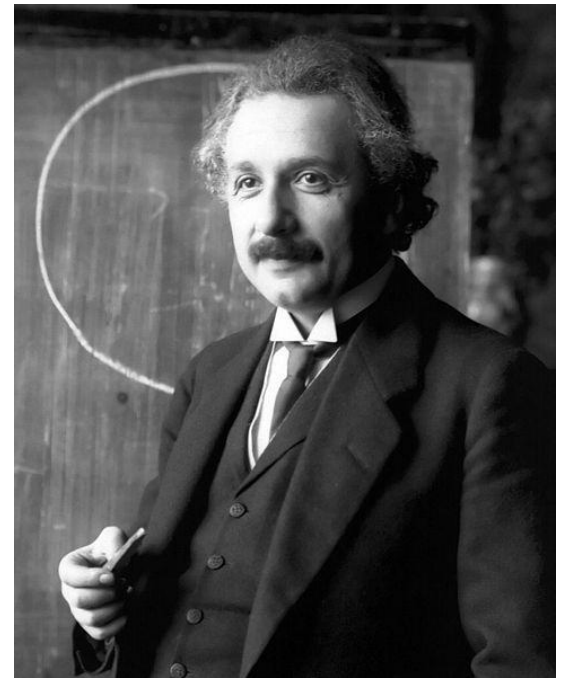
Стехиометрия – раздел химии, рассматривающий количественные (массовые, объемные) соотношения между реагирующими веществами



# Закон сохранения массы веществ

- М. В. Ломоносов, 1748
- Экспериментальное подтверждение – 1756
- Масса веществ, вступающих в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции
- 1905, А. Эйнштейн

$$E = mc^2$$



Альберт Эйнштейн  
(1879–1955)

# Закон постоянства состава веществ

- Спор Ж. Л. Пруста и К. Л. Бертолле
- Ж. Л. Пруст, 1799–1806
- Каждое химически чистое вещество (соединение) независимо от способа его получения и местонахождения обладает определенным элементарным составом



Жозеф Луи Пруст  
(1754–1826)



Клод Луи Бертолле  
(1748–1822)

# Закон постоянства состава вещества

- Границы применения

1. Постоянен лишь атомный состав вещества  
(массовый состав непостоянен)

- **Изотопы** (греч. ίσος – равный, одинаковый и τόπος – место) – ядра атомов, содержащие одинаковое число протонов, но разное число нейтронов, и поэтому имеющие разную атомную массу

- Вода

- $\text{H}_2\text{O}$  ( $A_r(\text{H}) = 1$ )

$$m(\text{H}) : m(\text{O}) = 1 : 8$$

- $\text{D}_2\text{O}$  ( $A_r(\text{D}) = 2$ )

$$m(\text{H}) : m(\text{O}) = 1 : 4$$

- $\text{T}_2\text{O}$  ( $A_r(\text{T}) = 3$ )

$$m(\text{H}) : m(\text{O}) = 3 : 8$$

- $\text{HO}$

$$n(\text{H}) : n(\text{O}) = 2 : 1$$

# Закон постоянства состава вещества

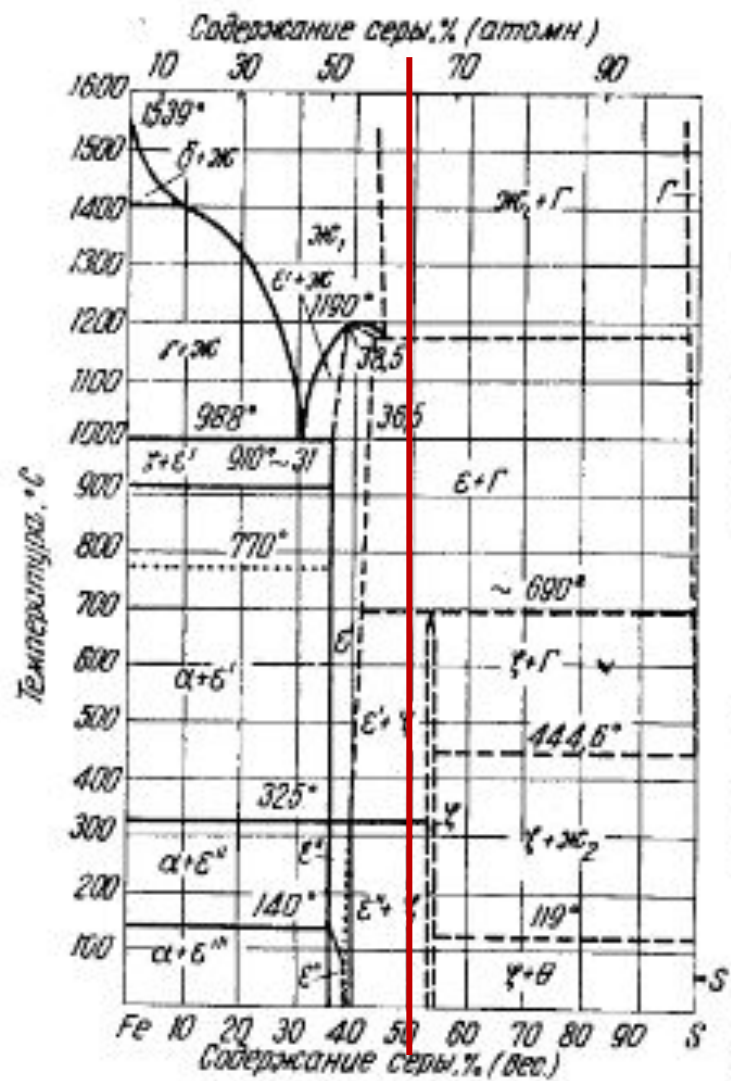
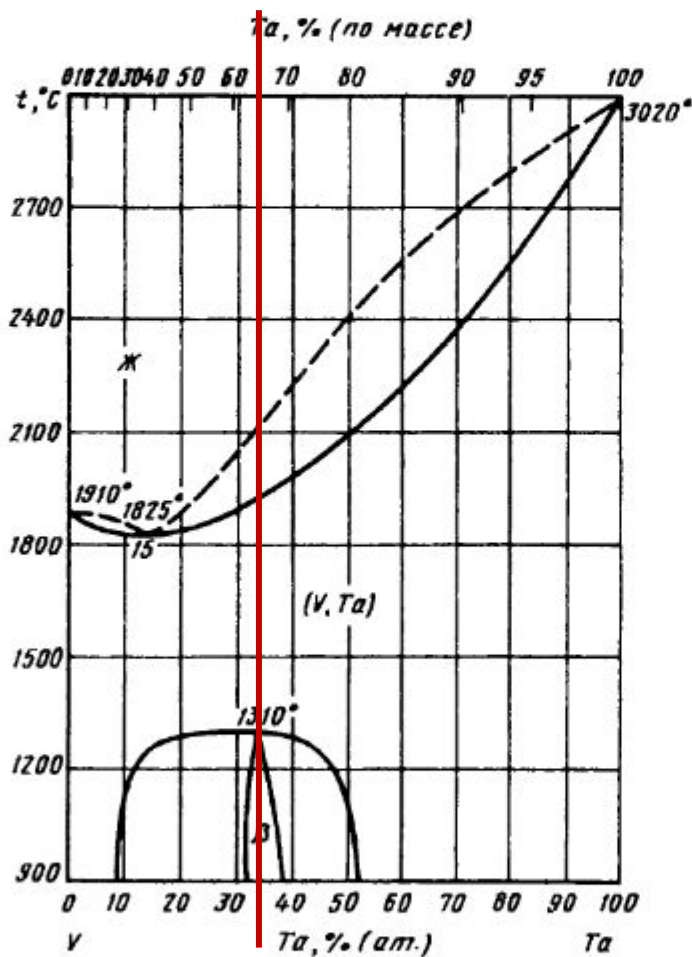
- Границы применения

## 2. Закону постоянства состава подчиняются лишь вещества с молекулярной структурой

- Твердые вещества с атомными кристаллическими решетками – неметаллическими (SiC) и металлическими ( $V_2Ta$ )
- Пусть  $\nu = 10^{-7}$  моль
- Значит ли, что в таком кристалле SiC ( $m = 4$  мкг) находится точно по  $10^{-7}$  моль атомов Si и C, или в кристалле  $V_2Ta$  на  $2 \cdot 10^{-7}$  моль атомов V приходится точно  $1 \cdot 10^{-7}$  моль атомов Ta?
- $10^{-7}$  моль – это около  $6 \cdot 10^{16}$  атомов!
- Отклонение от стехиометрии может быть существенным
- $V_2Ta$ : может быть от 31 до 37 ат.% Ta (стехиометрический состав  $3\bar{3} \frac{1}{3}$  ат.% Ta)
- **Ионные кристаллы** (NaCl, FeS, оксиды железа)

# Область гомогенности

- область составов, в которой существует данное химическое соединение
  - $Va_2Ta$  – 31–37 ат.% Ta
  - $NaCl$  – 50,00–50,05 ат.% Na
  - Стехиометрический состав (33 1/3 ат.% Ta и 50 ат.% Na) – внутри области гомогенности
- **Стехиометрические соединения** (дальтони́ды, двусторонние фазы)
- **Нестехиометрические соединения** (бертолли́ды, односторонние фазы) – соединения, стехиометрический состав которых находится вне области гомогенности, при стехиометрическом составе они не существуют
  - $FeO$ : область гомогенности 43–48 ат.% Fe;  $Fe_{(0,84-0,96)}O$  или  $FeO_{(1,02-1,19)}$
  - $FeS$ : область гомогенности 47,5–49,85 ат.% Fe;  $FeS_{(1,003-1,05)}$



# Закон постоянства состава вещества

- Границы применения

## 2. Закону постоянства состава подчиняются лишь вещества с молекулярной структурой

- Вещества, построенные из молекул
- Вода различных источников имеет разные свойства

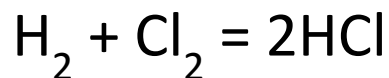
Источник	Плотность, г/мл	Источник	Плотность, г/мл
Снег	0,9999977	Животные	1,0000012
Дождь	0,9999990	Растения	1,0000017
Реки	1	Кристаллизационная вода минералов	1,0000024
Океан	1,0000015		

содержания примесей, имеет переменный состав и в этом смысле не подчиняется закону постоянства состава

- Но состав молекул воды  $H_2O$  постоянен ( $n(H) : n(O) = 2 : 1$ )
- Таким образом, **закон постоянства состава строго выполняется только для молекул!**

# Закон объемных отношений

- Ж. Л. Гей-Люссак, 1805–1808
- Объемы вступающих в реакцию газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) относятся друг к другу и к объемам газообразных продуктов реакции как простые целые числа
- Пример



$$V(\text{H}_2) : V(\text{Cl}_2) : V(\text{HCl}) = 1 : 1 : 2$$



Жозеф Луи  
Гей-Люссак  
(1778–1850)



# Закон Авогадро

- А. Авогадро, 1811
- В равных объемах различных газов при одинаковых условиях (Т и р) содержится равное число молекул
- Следствия
- При одинаковых условиях 1 моль любого газа занимает одинаковый объем

$$V_m(\text{газа}) = 22,4 \text{ л/моль (н. у.)}$$

- Молярная масса вещества в газообразном состоянии равна его удвоенной плотности по водороду



Амедео Авогадро,  
граф Куаренья и  
Черрето  
(1776–1856)

# Относительная плотность газа

- число, показывающее, во сколько раз один газ тяжелее другого

- Относительная плотность газа X по газу Y

$$D_Y(X) = \frac{\rho(X)}{\rho(Y)} = \frac{M(X)}{M(Y)}$$

- Относительная плотность газа X по водороду

$$D_{H_2}(X) = \frac{M(X)}{M(H_2)} = \frac{M(X)}{2}$$

- Относительная плотность газа X по воздуху

$$D_B = \frac{M(X)}{M(\text{возд.})} = \frac{M(X)}{29}$$

- По относительным плотностям можно рассчитывать молярные массы веществ

$$D_{H_2}(Cl_2) = \frac{M(Cl_2)}{M(H_2)} = \frac{M(Cl_2)}{2}$$

$$M(Cl_2) = 2 \cdot D_{H_2}(Cl_2)$$

# Эквивалент

1. Эквивалент Э – число единиц массы элемента, химически равноценное 8 единицам массы кислорода или 1,008 единицам массы водорода. Единицы измерения соответствуют единицам массы (г, кг и т. д.)
2. Эквивалент Э – количество вещества, которое может при химических реакциях присоединять или замещать 1 моль атомов водорода или  $\frac{1}{2}$  моль атомов кислорода. Единица измерения – моль
3. **Эквивалент** – реальная или условная частица вещества, которая может при химических реакциях присоединять или замещать 1 атом (ион) водорода

# Эквивалент

- **Эквивалент** – реальная или условная частица вещества, которая может при химических реакциях присоединять или замещать 1 атом (ион) водорода
- Эквивалент вещества  $X$  –  $1/zX$
- $z$  – **эквивалентное число** (число эквивалентности), равное числу атомов (ионов) водорода, которое эквивалентно частице  $X$
- **Эквивалент  $\mathcal{E}$**  – реальная или условная частица вещества, в  $z$  раз меньшая, чем соответствующая ей формульная единица вещества
- **Формульная единица  $\mathcal{F}\mathcal{E}$**  – это реально существующая частица – атом (С), молекула (HCl), ион ( $\text{Na}^+$ ), радикал, или условная молекула кристаллических веществ (NaCl), полимеров и т. д.
- $z$  – эквивалентное число, определяющееся по химической реакции, в которой участвует вещество, или по характеру соединения, в состав которого входит элемент

# Эквивалент простого вещества

• частица вещества (реальная или условная), которая приходится на единицу валентности (степени окисления) соответствующего элемента

• Примеры

• водород  $v = 1$        $\mathcal{E} = 1 \text{ H}$ , или  $\frac{1}{2} \text{ H}_2$

• кислород       $v = 2$        $\mathcal{E} = \frac{1}{2} \text{ O}$ , или  $\frac{1}{4} \text{ O}_2$

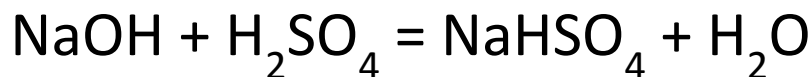
• железо       $v = 2$        $\mathcal{E} = \frac{1}{2} \text{ Fe}$

$v = 3$        $\mathcal{E} = \frac{1}{3} \text{ Fe}$

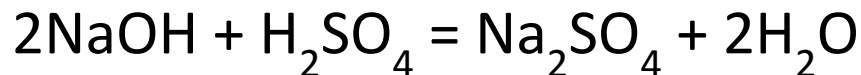
# Эквивалент кислоты

- частица кислоты (реальная или условная), в  $z$  раз меньшая ФЕ, где  $z$  – основность кислоты (число  $H^+$ , замещающихся на катионы)
  - Примеры:
    - $\mathcal{E}(HCl) = 1 HCl$ ;  $\mathcal{E}(H_3PO_2) = 1 H_3PO_2$  (одноосновная кислота);  $\mathcal{E}(H_2SO_4) = \frac{1}{2} H_2SO_4$
- Эквивалент двух- и многоосновных кислот может быть переменным в зависимости от реакции, в которой они участвуют

- Пример



- $\mathcal{E}(H_2SO_4) = 1 H_2SO_4$



- $\mathcal{E}(H_2SO_4) = \frac{1}{2} H_2SO_4$

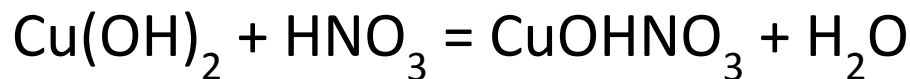
# Эквивалент основания

- частица основания (реальная или условная), в  $z$  раз меньшая ФЕ, где  $z$  – кислотность основания (число  $\text{OH}^-$ , замещающихся на анионы)

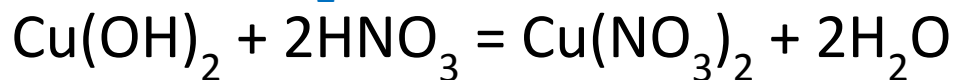
- Примеры:  $\text{Э}(\text{NaOH}) = 1 \text{ NaOH}$ ;  $\text{Э}(\text{Fe}(\text{OH})_2) = \frac{1}{2} \text{ Fe}(\text{OH})_2$

- Эквивалент двух- и многокислотных оснований также может быть переменным в зависимости от реакции, в которой они участвуют

- Пример



- $\text{Э}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 1 \text{ Cu}(\text{OH})_2$



- $\text{Э}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = \frac{1}{2} \text{ Cu}(\text{OH})_2$

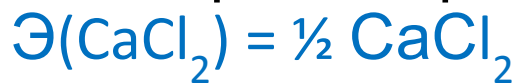
# Эквивалент соли

- частица соли (реальная или условная), в  $z$  раз меньшая ФЕ, где  $z$  – число элементарных зарядов катионов или анионов соли

- Примеры

- ФЕ хлорида натрия NaCl образована 1 ионом натрия  $\text{Na}^+$  и 1 хлорид-ионом  $\text{Cl}^-$ , число элементарных зарядов катионов (и анионов) – 1  $\mathcal{E}(\text{NaCl}) = 1 \text{ NaCl}$

- ФЕ хлорида кальция содержит 1  $\text{Ca}^{2+}$  и 2  $\text{Cl}^-$ , число элементарных зарядов катионов (и анионов) – 2



- ФЕ сульфата железа (III) содержит 2  $\text{Fe}^{3+}$  и 3  $\text{SO}_4^{2-}$ , число элементарных зарядов катионов (и анионов) –





# Окислительно-восстановительный (электрохимический) эквивалент

- реальная или условная частица окислителя (или восстановителя), которая в окислительно-восстановительной реакции принимает (или отдает) 1 электрон

# Молярная масса эквивалентов $M(1/zX)$

- масса 1 моль эквивалентов вещества  $(1/z)X$  (единица измерения г/моль)

- 1 моль эквивалентов содержит  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$  эквивалентов вещества

- **Взаимосвязь между молярной массой вещества  $X$  и молярной массой эквивалентов  $(1/z)X$**  
$$M\left(\frac{1}{z}X\right) = \frac{M(X)}{z}$$

$M(1/z \text{ простого вещества}) = M(\text{простого вещества}) / v(\text{элемента})$

$M(1/z \text{ кислоты}) = M(\text{кислоты}) / n(\text{H}^+)$

$M(1/z \text{ основания}) = M(\text{основания}) / n(\text{OH}^-)$

$M(1/z \text{ соли}) = M(\text{соли}) / [n(\text{катиона}) \cdot z^*]$ , где  $z^*$  – заряд катиона

- Примеры

$$M(1/4\text{C}) = 12 / 4 = 3 \text{ (г/моль)}$$

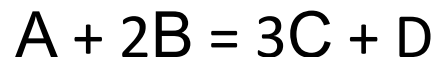
$$M(1/2\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 / 2 = 49 \text{ (г/моль)}$$

$$M(1/3\text{Cr}(\text{OH})_3) = 103 / 3 = 34,3 \text{ (г/моль)}$$

$$M(1/6\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 342 / 6 = 57 \text{ (г/моль)}$$

# Закон эквивалентов

- И. Рихтер, 1791
- Вещества взаимодействуют друг с другом в количествах, пропорциональных их эквивалентам
- Массы реагирующих друг с другом веществ, а также массы продуктов реакции пропорциональны молярным массам эквивалентов этих веществ
- Пример



$$m(A) : m(B) : m(C) : m(D) =$$

$$= M(1/z_A A) : M(1/z_B B) : M(1/z_C C) : M(1/z_D D)$$



Иеремия Беньямин  
Рихтер  
(1762–1807)