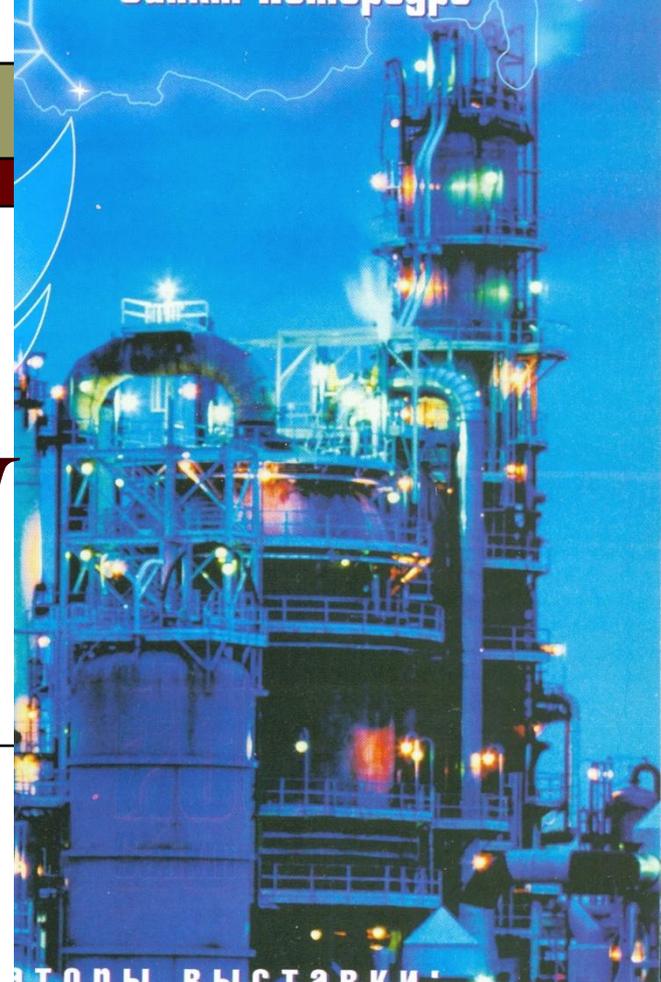


ОБЩАЯ ХИМИЯ



***Проф. Медведева Марина
Львовна (к.705)***



Для получения зачета и успешной сдачи экзамена следует

- Посещать лекции, конспектировать материал лекций и просматривать его после каждой лекции.

- Готовиться к семинарам

- Готовиться к лабораторным работам

- Выполнить все лабораторные работы

- Защитить все лабораторные работы

- Выполнить домашние задания

- Успешно написать все текущие тесты

- Успешно написать рубежные тесты (2)

- (Успешно написать зачетный тест)

- Консультироваться по непонятым вопросам у преподавателя, ведущего практические занятия или у лектора потока





Основные положения рейтинговой системы

- Работа в семестре оценивается 50 баллами:



Наименование работ	Количество работ	Максимальный балл за задание	Итого
Лабораторные работы (подготовка и выполнение)	8	1	8
Лабораторные работы (своевременная защита)	8	2	16
Текущие тесты	10	1	10
Рубежные тесты	2	8	16



Зачет получают студенты, отработавшие все лабораторные работы и набравшие в семестре не менее 30 баллов

Литература

1. Глинка Л.Н. Общая химия, М., Интеграл - пресс, 2000
2. Глинка Л.Н. Задачи и упражнения по общей химии, М., Интеграл - пресс, 1997
3. Лабораторный практикум по общей химии. М., РГУ нефти и газа им. И.М. Губкина, 2002

Предмет химии. Основные задачи курса

- **Химия** - наука о свойствах веществ и их превращениях. Она включает законы и принципы, описывающие эти превращения, а также представления и теории, позволяющие дать им объяснение.
- **Основные задачи курса**
 - 1. Дать представление о современном уровне развития естествознания в том его направлении, которое связано со свойствами веществ и их превращениями.
 - 2. Предоставить студенту комплекс знаний в области химии, необходимых для изучения специальных дисциплин.



Тема 1. Основные понятия химии. Стехиометрические законы





- В 4-ом тысячелетии до н.э. в горах Шумера начали выплавлять медь из медной руды: $\text{Cu}_2\text{S} + \text{O}_2 = \text{Cu} + \text{SO}_2$
- К 3000 г. до в Египте научились добавлять к ней олово и получать более твердый и более прочный металл - бронзу



- Примерно к 1500 г. до н.э. В малой Азии был открыт секрет плавки железа:
- $2C + O_2 = 2CO$
- $Fe_2O_3 + 3CO = 2Fe + 3CO_2$



- **Главной задачей средневековых алхимиков было превращение неблагородных металлов в золото**

Антуан Лоран Лавуазье (1743 -1794)



- 1772 г. -открыл кислород
- 1789 г. - открыл закон сохранения массы вещества
- 1783 г. - открыл состав воды
- 1786-1787 г. - разработал первую рациональную химическую номенклатуру
- 1789 г. - опубликовал первую научную монографию по химии «Элементарный курс химии»
- Лавуазье - основатель термохимии.

**Заряд
ядра**

**Атомная
масса**



**Химическим
элементом**

26

55,847

Fe

**Символ
элемента**

называется вид
атомов с
одинаковым
зарядом ядра

Химическое вещество - ЭТО
однородный материал, имеющий
определенный химический состав

Вещество

простое

*– состоит из атомов
одного элемента*

H_2 , N_2 , Fe

сложное –

*состоит из атомов
разных элементов:*

H_2SO_4 , $NaOH$, H_2O

Михаил Васильевич Ломоносов (1711 - 1765)



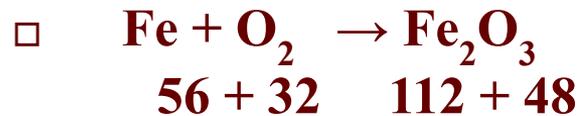
- 1741 г.-сформулировал основные положения корпускулярной теории строения вещества
- 1748 г . - основал химическую лабораторию при Академии Наук России
- 1755 г. - по настоянию и проекту М.В.Ломоносова открыт первый в России Московский университет
- 1756 г. - открыл закон сохранения массы вещества



Закон сохранения массы вещества

(Ломоносов - Лавуазье,
1756 - 1789)

Масса веществ, вступивших в реакцию, равна
массе веществ, образующихся в результате реакции.



Закон постоянства состава

(Жозеф Луи Пруст, 1799)

- Каждое химическое соединение независимо от способа его получения имеет определенный весовой состав.



- *масса водорода относится к массе кислорода в молекуле воды как 1 : 8, независимо от способа получения*



1766-1844

Закон кратных отношений

(Дж. Дальтон, 1803 г.)

- Если два элемента образуют друг с другом несколько химических соединений, то весовые количества одного из элементов, приходящиеся в этих соединениях на одно и то же количество другого, относятся между собой, как небольшие целые числа.



- Масса кислорода, приходящаяся в этих соединениях на 14 весовых единиц азота, соотносится в этих соединениях как 5 : 4 : 3 : 2 : 1

□ **Атом** - мельчайшая частица элемента, являющаяся носителем его химических свойств.

□ **Атомная масса** - масса одного атома.
Абсолютная атомная масса выражается в граммах или килограммах, а *относительная* - в атомных единицах массы

□ **Атомная единица массы (а.е.м.)** - масса 1/12 атома изотопа углерода 12 .

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

□ **Молекула** - мельчайшая частица химического вещества, обладающая его химическими свойствами

□ Молекулы всех газов, кроме инертных, и всех галогенов принято считать двухатомными:

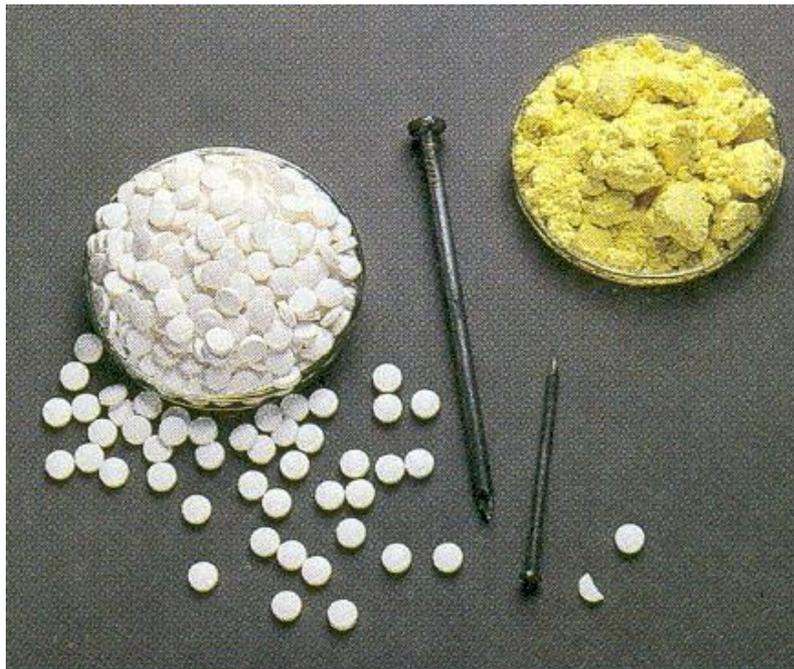


□ **Молекулярная масса** - масса одной молекулы. *Абсолютная* молекулярная масса выражается в граммах или килограммах, а *относительная* - в атомных единицах массы.

□ $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 M_{(\text{H})}^{\text{ат}} + M_{(\text{S})}^{\text{ат}} + 4 M_{(\text{O})}^{\text{ат}}$

□ $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 + 32 + 64 = 98$

Моль - количество вещества, которое содержит столько молекул (атомов), сколько атомов содержится в 12 г изотопа углерода 12. **Моль** - $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц (молекул, атомов). **Молярная (мольная) масса** - масса 1 моля вещества. Молярная масса вещества измеряется в г/моль и численно равна его молекулярной массе, выраженной в а.е.м.



- Один моль железа, серы и аспирина. Железные гвозди весят 56 г и содержат $6,02 \times 10^{23}$ атомов Fe. Кучка желтой серы весит 32 г и содержит $6,02 \times 10^{23}$ атомов S. Таблетки аспирина весят 180 г и содержат $6,02 \times 10^{23}$ молекул $C_9H_8O_4$.

- **Эквивалент** - количество вещества, которое химически равноценно 1 молю атомов или ионов водорода, то есть которое в химических реакциях замещает 1 моль ионов водорода или соединяется с 1 молем ионов (атомов) водорода.
- **Эквивалентная масса** - масса 1 эквивалента, г/моль эквивалентов.
- H_2O : на 1 моль атомов водорода приходится $\frac{1}{2}$ моля атомов кислорода. Эквивалент элемента кислорода - $\frac{1}{2}$

Закон эквивалентов

(В. Рихтер, 1783 г)

- Вещества взаимодействуют друг с другом и образуются в результате реакций в эквивалентных количествах.



- $v_A^э = v_B^э = v_C^э = v_D^э$



- $v_{Al}^э = v_S^э = v_O^э$

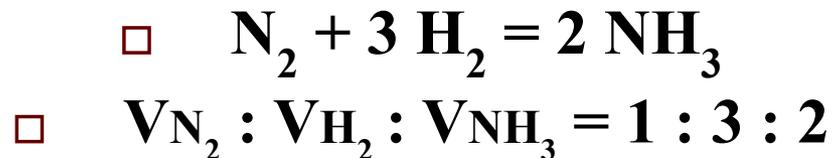


1778-1850

Закон объемных отношений

(Ж.Гей-Люссак, 1805 г)

При одинаковых условиях объемы вступающих в реакцию газов, относятся друг к другу и к объемам образующихся газообразных продуктов как небольшие целые числа.





1776-1856

Закон Авогадро

(А.Авогадро, 1811 г.)

В равных объемах любых газов , взятых при одной и той же температуре и одинаковом давлении, содержится одинаковое число молекул.

- ***Выводы:***
- ***1. Один моль любого газа при нормальных условиях занимает объем 22,4 л.***
- ***2. Плотности газов относятся друг к другу как их молярные массы.***
- **Нормальные условия: $P = 101,3 \text{ кПа}$, $T = 273 \text{ К}$**