

Курс «Химия»

- компонент базовой (общепрофессиональной) части учебного плана подготовки бакалавра (ООП бакалавриата) по направлениям «Геология», «География», «Гидрометеорология», «Экология и природопользование».

Общий объем дисциплины **3 зачетных единицы (з. е.), 108 часов** (аудиторная работа 64 часа: 32 часа лекции, 32 часа практические занятия; самостоятельная работа студентов 44 часа)

Форма контроля: **Зачет** в первом семестре.

Лектор *Коротченко Наталья Михайловна*,
к. х. н., доцент кафедры неорган. химии НИ ТГУ

Химия. Предмет и задачи химии

Место химии среди естественных наук

М.В. Ломоносов: *«Химическая наука рассматривает свойства и изменения тел, ... состав тел, ... Объясняет причину того, что с веществами при химических превращениях происходит».*

Д.И. Менделеев: *«... Химия – это учение об элементах и их соединениях...»*

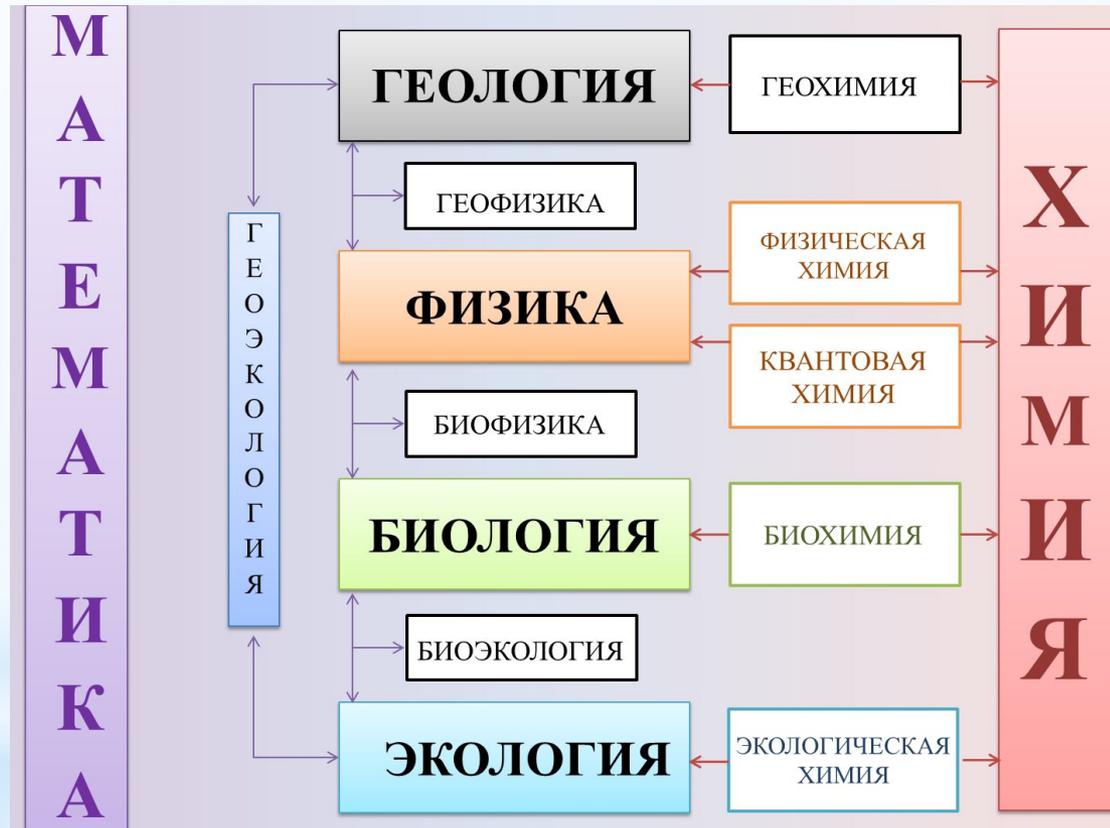
Естественные науки (изучающие окружающий нас мир):

- Химия
- Физика
- Биология
- Геология
- Медицина
- Физиология, др.

Разделы химической науки
на стыке естественных наук:

- физическая химия
- геохимия
- биохимия
- медицинская химия
- химическая экология, др.

Рисунок 1. Структурно-логическая схема связи естественных наук



Материя, весь материальный мир во всем разнообразии его существования и преобразований – предмет изучения физики, химии, биологии, др. естественных наук.

Форма движения материи	Какая наука изучает
✓ Механическое движение и физические процессы	Физика
✓ Химические реакции – превращения веществ, – химические формы движения материи, которые включают в себя и физическую форму движения (например, переход электронов от атомов одних элементов к атомам других элементов); Химические реакции сопровождаются физическими процессами: нагрев, поглощение тепла, света, электроэнергии и т.п.	Химия
✓ Органические формы движения материи – жизнь, которые невозможны без механической и химической форм движения.	Биология

Научная картина мира – это целостная система представлений об общих свойствах и закономерностях природы.

Самостоятельные разделы химической науки:

- * Неорганическая – химия простых и сложных веществ (оксидов, др. бинарных соединений, гидроксидов, солей, благородных газов, др.), образованных всеми известными химическими элементами.
- * Органическая – химия углеводов, спиртов, альдегидов, углеводов, аминов, белков, др.
- * Физическая – термохимия, термодинамика, кинетика, электрохимия, катализ, т.д.
- * Аналитическая – химическая метрология, химическая диагностика.
- * Биохимия, геохимия, медицинская химия, экологическая химия, др.

Роль химии в промышленности и сельском хозяйстве:

- ✓ Древние ремесла: получение металлов, стекла, керамики, красителей.
- ✓ Современная промышленность.
- ✓ Химическая и нефтехимическая промышленность.
- ✓ Производство кислот, щелочей, солей, минеральных удобрений, растворителей, масел, пластмасс, каучука и резины, синтетических волокон и многое другое.
- ✓ Энергетика использует многие продукты переработки нефти (бензин, керосин, мазут), каменный и бурый уголь, сланцы, торф.
- ✓ Вырабатывается синтетическое топливо путем химической переработки различного природного сырья и отходов производства.
- ✓ Развитие металлургии, машиностроения, транспорта, промышленности строительных материалов, электроники, легкой, пищевой промышленности связано с химией.

- ✓ Применение химических методов, например, катализа (ускорение процессов), химической обработки металлов, защиты металлов от коррозии во многих отраслях.
- ✓ Развитие фармацевтической промышленности; получение основной части всех лекарственных препаратов синтетическим путем.
- ✓ Сельское хозяйство; использование минеральных удобрений, средств защиты растений от вредителей, регуляторов роста растений, химических добавок и консервантов к кормам для животных и другие продукты.
- ✓ Появление в с/х смежных наук: агрохимии, биотехнологии, др.
- ✓ Экология

Только разумное знание и использование химии будет способствовать увеличению богатств страны

Формируемые общепрофессиональные компетенции* (ОПК) и планируемые результаты обучения по дисциплине

ОПК-2, ОПК-3

– способность использовать базовые знания фундаментальных разделов физики, химии, биологии, экологии в объеме, необходимом для освоения физических, химических, биологических, экологических основ в общей, физической, социально-экономической географии и в профессиональной деятельности

Знать:

- теоретические основы атомно-молекулярного учения, строения атома и молекулы, периодический закон и периодическую систему химических элементов; природу и образование химической связи в неорганических природных соединениях, химическое и фазовое равновесие, основы химической термодинамики, природу и свойства растворов, окислительно-восстановительных процессов и кислотно-основного взаимодействия веществ;
- распространенность химических элементов в природе; теории и закономерности, объясняющие эту распространенность;
- свойства распространенных элементов и их природных соединений;
- области применения базовых знаний химии и естественных наук в своей профессиональной деятельности

Уметь:

- выполнять стандартные действия по написанию электронных конфигураций атомов химических элементов и по описанию природы химической связи в неорганических природных соединениях.
- решать типовые задачи по приготовлению и свойствам растворов; проводить расчеты по формулам химических соединений и уравнениям химических реакций;
- применять основные законы естественных наук в практической и познавательной деятельности

Владеть навыками:

- работы с периодической системой химических элементов Д.И. Менделеева;
- навыками использования в профессиональной деятельности базовых знаний химии и естественных наук.

* Компетенция – это а) знания, опыт, умения и подготовленность к их использованию; б) круг вопросов, в которых конкретный специалист хорошо осведомлён; в) готовность человека мобилизовать свои знания, умения и внешние ресурсы, чтобы эффективно действовать в определённых жизненных ситуациях.

Основная литература

1. М.И. Гельфман, В.П. Юстратов. Неорганическая химия : Учеб. для вузов / 2-е изд., стер. – СПб. : Лань, 2009. – 527 с.
2. Н.С. Ахметов. Общая и неорганическая химия : Учеб. для вузов / 7-е изд., стер. – М. : Высшая школа, 2014. – 742 с.
3. Неорганическая химия: В 3 т. / Под ред. Ю.Д. Третьякова. – М.: Изд. Центр «Академия», 2004. – Т. 1. – 233 с.; Т. 2. – 365 с.; 2008. – Т. 3. – 348 с.

Дополнительная литература

1. Общая химия / Под. ред. Соколовской Е.М., Гузея Л.С. – М.: Изд-во МГУ, 1989. – 638 с.
2. Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия. – М.: Химия, 1994. – 592 с.
3. Цыро Л.В., Кузнецова С.А., Борило Л.П. Общая и неорганическая химия. – Томск: Изд-во: ТГУ, 2006. – 177 с.
4. Спицын В.И., Мартыненко Л.И. Неорганическая химия: В 2 ч. – М.: Изд-во МГУ, 1991, 1994. – Ч. 1– 476 с.; Ч. 2 – 624 с.
5. Борило Л.П., Козик В.В., Бузник В.М. Химия. Учебное пособие. – Томск: Изд-во: ТГУ, 2006. – 192 с.

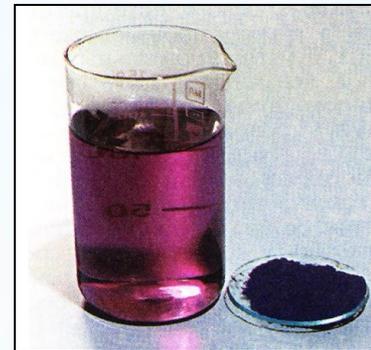
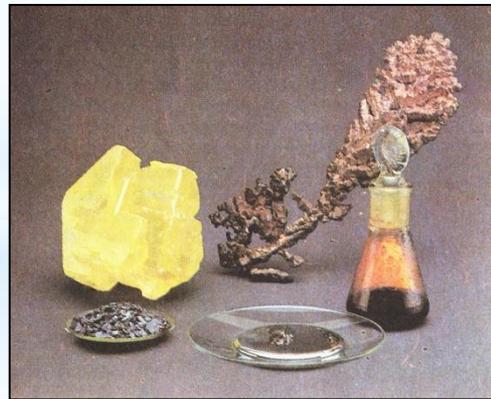
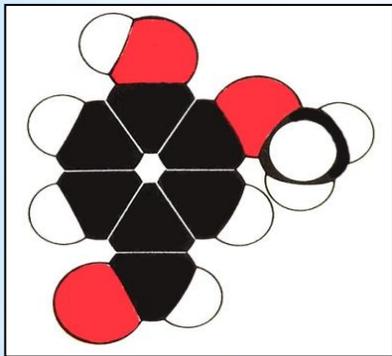
Методические разработки кафедры

1. Цыро Л.В., Кузнецова С.А., Борило Л.П. Общая и неорганическая химия. – Томск: Изд-во: ТГУ, 2006. – 177 с.
2. Мишенина Л.Н. УМК Общая химия. – // Электронно-образовательный ресурс, Изд-во: Томск, 2008, на CD – диске и на сайте ТГУ ido.tsu.ru
3. Борило Л.П., Козик В.В., Бузник В.М. Химия. Учебное пособие. – Томск: Изд-во: ТГУ, 2006. – 192 с.

Электронные ресурсы по дисциплине

1. Мишенина Л.Н. УМК Общая химия // Электронно-образовательный ресурс, Изд-во: Томск, 2008, на CD-диске и на сайте ТГУ: ido.tsu.ru.
2. <http://chembaby.com/obshhaya-i-neorganicheskaya-ximiya/>
3. <http://www.chem.msu.su/rus/teaching/general/praktika/welcome.html>
4. Научная библиотека Томского государственного университета [Электронный ресурс] / НИ ТГУ, Научная библиотека ТГУ. – Электрон. дан. – Томск, 1997. – URL: <http://www.lib.tsu.ru/ru>

Химия – это наука о составе, строении и свойствах веществ, их превращениях и тех явлениях, которыми сопровождаются превращения одних веществ в другие



***АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЕ УЧЕНИЕ
(АМУ)***

***ОСНОВНЫЕ СТЕХИОМЕТРИЧЕСКИЕ ЗАКОНЫ
ХИМИИ***

1. Введение
2. Атомно-молекулярное учение (АМУ) в химии
3. Основные понятия: атом, молекула, атомная и молекулярная масса (абсолютная и относительная), химический элемент, простые и сложные вещества, моль, молярная масса, эквивалент.
4. Основные законы химии: закон сохранения массы (энергии) вещества; закон постоянства состава; закон кратных отношений; закон эквивалентов; закон объемных отношений.



**Михаил Васильевич
Ломоносов
(1711 – 1765)**

Первое определение химии как науки:

«Химическая наука рассматривает свойства и изменение тел, ...объясняет причину того, что с веществами при химических превращениях происходит»

Химия тесно связана с физикой, биологией, геологией, физиологией, медициной и др. естественными науками.

Основные части химии:

- * общая химия
- * неорганическая химия
- * органическая химия
- * физическая химия
- * аналитическая химия
- * химия в. м. с., химия нефти, химия п/п материалов и т. д

ОСНОВНЫЕ ЭТАПЫ РАЗВИТИЯ ХИМИИ

- ❑ **Предалхимический период:** до III в. н.э.
- ❑ **Алхимический период:** III – XVI вв.
- ❑ **Период становления (объединения):** XVII – XVIII вв.
- ❑ **Период количественных законов (атомно-молекулярной теории):** 1789 – 1860 гг.
- ❑ **Период классической химии:** 1860 г. – конец XIX в.
- ❑ **Современный период:** с начала XX века по настоящее время.



**Михаил Васильевич
Ломоносов
(1711 – 1765)**



**Макет химической лаборатории
М. В. Ломоносова**

ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОГО УЧЕНИЯ (АМУ)

- 1) Все вещества состоят из «корпускул» (молекул), между которыми имеются промежутки. Молекулы находятся в непрерывном, самопроизвольном движении.
- 2) При физических явлениях молекулы сохраняются, при химических, как правило, разрушаются.
- 3) Молекулы состоят из «элементов» (атомов). Атомы, как и молекулы, находятся в непрерывном движении.
- 4) Атомы представляют мельчайшие, неделимые в химических процессах составные части молекул.
- 5) Атомы и молекулы характеризуются определенной массой, размерами и свойствами. Масса молекулы определяется суммой масс составляющих её атомов.
- 6) Молекулы простых веществ состоят из одинаковых атомов, молекулы сложных веществ – из различных атомов.

ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОГО УЧЕНИЯ (АМУ)

Ученые, внесшие вклад в развитие АМУ:

А.-Л. Лавуазье (опыты по определению изменения массы веществ при прокаливании, 1770-80-е гг., Франция),

Ж.Л. Пруст (закон постоянства состава, 1801 г., Франция),

Дж. Дальтон (первые попытки определения атомных масс известных элементов, закон кратных отношений, 1803-1808 гг., Англия),

Ж.Л. Гей-Люссак (закон объемных отношений, 1808 г., Франция),

А. Авогадро (основы молекулярной теории, 1811 г., Италия) и др.

7) Существуют вещества с молекулярным и немолекулярным строением.

8) У веществ с молекулярным строением в твёрдом состоянии в узлах кристаллической решётки находятся молекулы.

9) Между молекулами действуют силы притяжения и отталкивания и существуют расстояния, размеры которых зависят от агрегатного состояния вещества и от температуры.

10) У веществ с немолекулярным строением в твёрдом состоянии в узлах кристаллической решётки находятся атомы или ионы.

Атом – наименьшая частица химического элемента, обладающая его химическими свойствами; химически неделима (сохраняется в химических реакциях); обладает массой; электронейтральна.

Химический элемент – это вид атомов с одинаковым положительным зарядом ядра Z , который равен порядковому номеру элемента в периодической системе химических элементов (ПСХЭ) Д. И. Менделеева. Каждый элемент обладает определённой, ему одному присущей совокупностью свойств.



Молекула – наименьшая частица вещества, способная к самостоятельному существованию, обладающая его химическими свойствами и состоящая из одинаковых или разных атомов; разрушается в химических реакциях; как и атом электронейтральна.

Простые вещества образуются при соединении друг с другом атомов одного и того же элемента

Примеры: H_2 , O_2 , O_3 , P_4 , S_8 , $C_{(графит)}$, $C_{(алмаз)}$, чистые металлы

Сложные вещества образованы атомами разных элементов

Примеры: CO_2 , NH_3 , H_2SO_4 , $Ca_3(PO_4)_2$, $K_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3 \cdot H_2O$, др.

Количество вещества – это число структурных элементов в системе.

1 моль – количество вещества, которое содержит столько структурных единиц (атомов, молекул, ионов и др.) сколько атомов содержится в 12 г алмаза, образованного атомами изотопа ^{12}C .

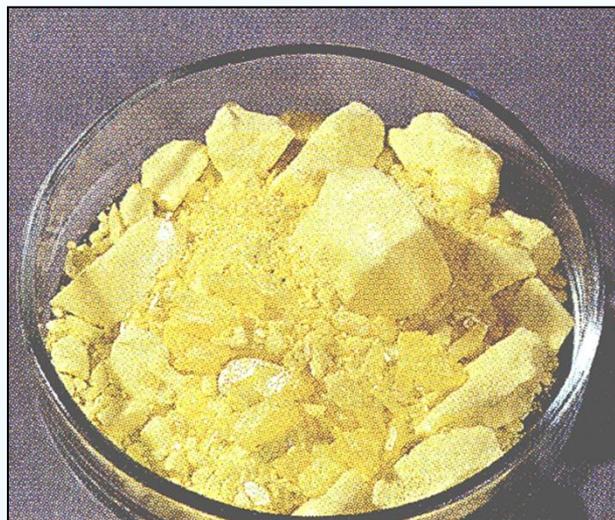
$N_A = 6,023 \times 10^{23}$ – число Авогадро

Массу (в г) одного моля вещества называют **молярной массой вещества, M (г/моль)**.

ЭЛЕМЕНТ, ПРОСТОЕ ВЕЩЕСТВО, СЛОЖНОЕ ВЕЩЕСТВО

S	16
	32,06
Сера	

Элемент,
S

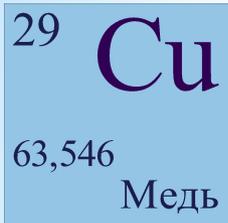


Простое вещество,
сера **S**



Сложное вещество,
пирит **FeS₂**

ЭЛЕМЕНТ, ПРОСТОЕ ВЕЩЕСТВО, СЛОЖНОЕ ВЕЩЕСТВО



Элемент,
Cu



Простое вещество,
медь Cu



Сложное вещество,
куприт Cu_2O

ОСНОВНЫЕ СТЕХИОМЕТРИЧЕСКИЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ

Стехиометрия – раздел химии, в котором рассматриваются количественные (массовые, объемные, мольные) соотношения между реагирующими веществами и продуктами их взаимодействия

ЗАКОН СОХРАНЕНИЯ МАССЫ И ЭНЕРГИИ

Сформулирован 16 июля 1748 года
Михаилом Васильевичем
Ломоносовым:



Михаил Васильевич
Ломоносов
(1711 – 1765)

*«Все перемены, в натуре
случающиеся, такого суть
состояния, что сколько чего у
одного тела отнимается,
столько же присоединяется к
другому. Так, ежели где убудет
несколько материи, то
умножится в другом месте... Сей
всеобщий естественный закон
простирается и в самые правила
движения...»*

ЗАКОН СОХРАНЕНИЯ МАССЫ И ЭНЕРГИИ

Связь между массой и энергией:

$$E = mc^2$$

В изолированной системе суммарная масса веществ и суммарная энергия до химической реакции равны суммарной массе веществ и суммарной энергии после реакции

$$\Sigma m = \text{const}$$

$$\Sigma E = \text{const}$$

ЗАКОН ПОСТОЯНСТВА СОСТАВА

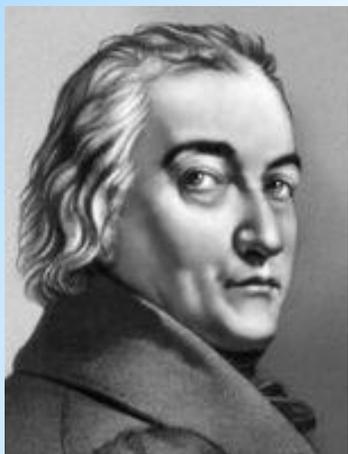
Сформулирован в 1806 году
Жозефом Луи Прустом



Жозеф Луи Пруст
(1754–1826)

«От одного полюса Земли до другого соединения имеют одинаковый состав и одинаковые свойства. Никакой разницы нет между оксидом железа из Южного полушария и Северного. Малахит из Сибири имеет тот же состав, как и малахит из Испании.»

Каждое химически чистое вещество независимо от способа его получения всегда имеет постоянный качественный и количественный состав



Клод Луи
Бертолле
(1748 – 1822)

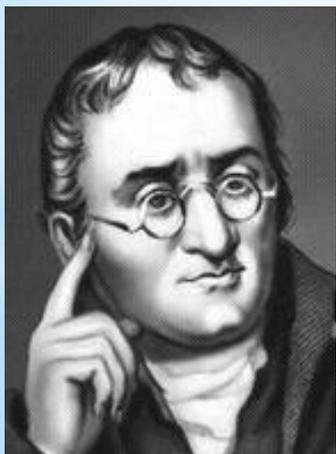
Соединения переменного состава называются
бертоллидами

Оксид урана(VI): $UO_3 - UO_{2,5} - UO_3$

Оксид ванадия(II): $VO_{0,9} - VO_{1,3}$

Нитрид циркония: $ZrN_{0,59}, ZrN_{0,69}, ZrN_{0,74}, ZrN_{0,89}$

Бертоллиды встречаются среди оксидов, гидридов, сульфидов, нитридов, карбидов, силицидов и других неорганических кристаллических веществ.



Джон Дальтон
(1766 – 1844)

Соединения постоянного состава называются
дальтонидами

Соединения дальтонида выражаются *простыми формулами с целочисленными стехиометрическими индексами*: $H_2O, HCl, CCl_4, CO_2, NH_3$ и другие.

ЗАКОН ПОСТОЯНСТВА СОСТАВА

Каждое индивидуальное чистое вещество молекулярного строения имеет постоянный состав молекул независимо от способа и места получения.

Состав соединений с немолекулярной структурой (с атомной, ионной и металлической решеткой) не является постоянным и зависит от условий получения

ЗАКОН КРАТНЫХ ОТНОШЕНИЙ

Сформулирован в 1803 году
Джоном Дальтоном:



Если два элемента образуют между собой несколько химических соединений, то массы одного из элементов, приходящиеся в этих соединениях на одну и ту же массу другого, относятся между собой как небольшие целые числа

Джон Дальтон
(1766 – 1844)

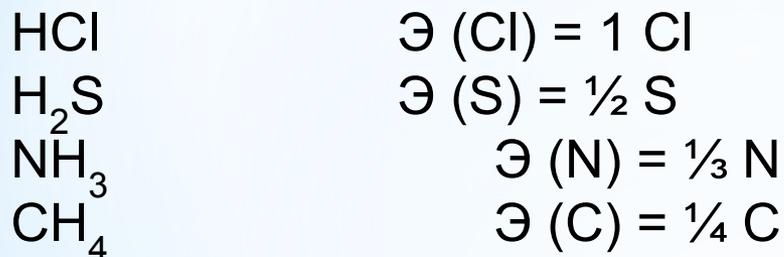
ЗАКОН КРАТНЫХ ОТНОШЕНИЙ

Соединение	Молярная масса, г/моль	Соотношение m(N) : m(O)	
N_2O	44	28:16	1:0,57
NO	30	14:16	1:1,14
N_2O_3	76	28:48	1:1,71
NO_2	46	14:32	1:2,28
N_2O_5	108	28:80	1:2,85

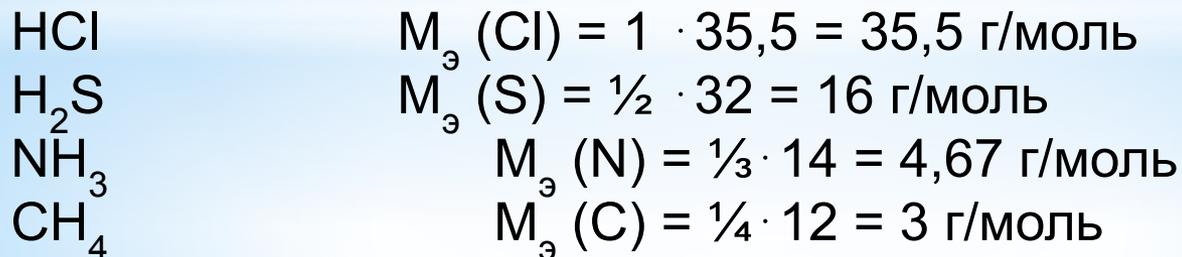
0,57 : 1,14 : 1,71 : 2,28 : 2,85 относятся между собой

как целые числа 1 : 2 : 3 : 4 : 5

Эквивалент (Э) – это реальная (атом, молекула, ион) или условная (доля атома, молекулы, иона) частица элемента или вещества, которая соединяется, замещает, обменивается или как-то иным образом взаимодействует с одним атомом водорода (в т. ч. с протоном H^+) или эквивалентной ему частицей или с одним электроном в окислительно-восстановительных реакциях (ОВР)

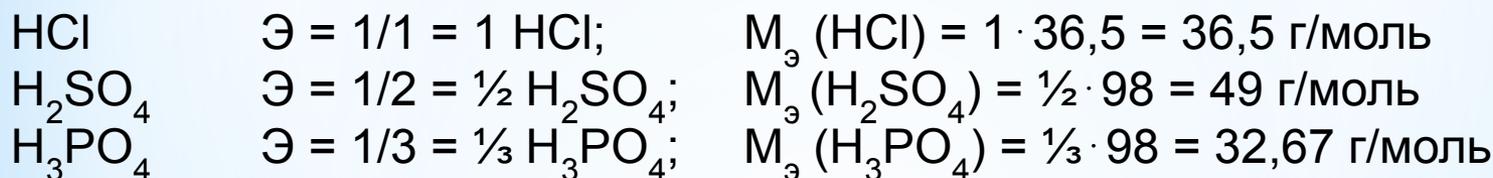


Масса 1 моль эквивалента, выраженная в граммах, называется **эквивалентной молярной массой** или **молярной массой эквивалента, $M_{\text{э}}$** , г/моль

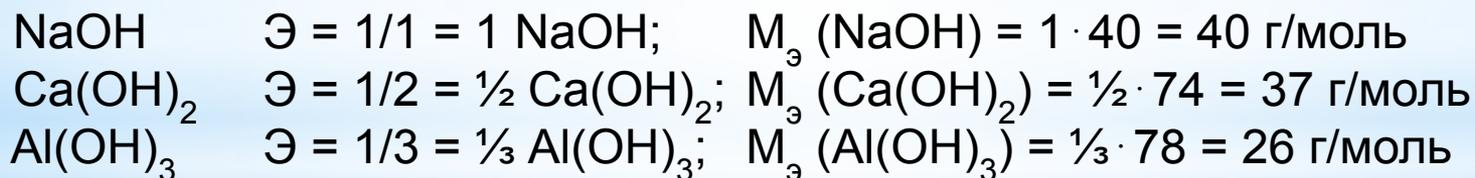


Эквивалент химического соединения – это реальная или условная частица этого сложного вещества, которая полностью взаимодействует с одним эквивалентом водорода или другого вещества

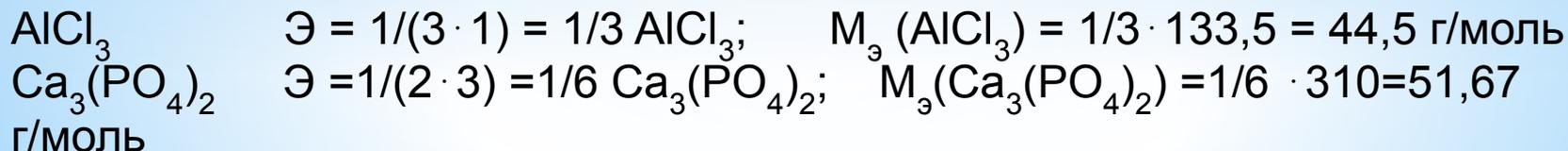
Э_{кислоты} = 1/основность кислоты



Э_{основания} = 1/кислотность основания



Э_{соли} = 1/(валентность металла · число атомов металла)



ЗАКОН ЭКВИВАЛЕНТОВ

Сформулирован Иеремием Вениамином Рихтером
в 1793 году

Массы взаимодействующих друг с другом веществ
пропорциональны их эквивалентным молярным массам

Для реакции: $A + B = AB$

$$\frac{m(A)}{M(B)} = \frac{M_{\text{э}}(A)}{M_{\text{э}}(B)}$$

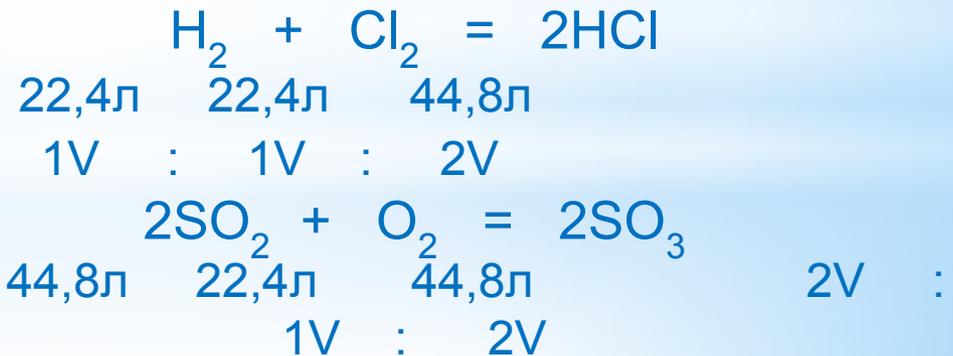
ЗАКОН ОБЪЕМНЫХ ОТНОШЕНИЙ

Сформулирован в 1808 году Жозефом-Луи Гей Люссаком



Жозеф-Луи
Гей Люссак
(1778-1850)

При постоянном давлении P и температуре T объемы вступающих в реакцию газов V относятся друг к другу, а также к объемам образующихся газообразных продуктов как простые целые числа, совпадающие со стехиометрическими коэффициентами в уравнении реакции



ЗАКОН АВОГАДРО

Сформулирован в 1811 году
Амедео Авогадро

В равных объемах различных газов
при одинаковых температуре и
давлении содержится одинаковое
число молекул

$$m/M = \text{const} \text{ при } P, V, T = \text{const}$$



Амедео Авогадро
(1776-1856)

Следствия из закона:

Следствие 1:

При нормальных условиях (н. у.)
1 моль различных газов занимает
объем, равный **22,4 л**. Этот объем
называется **молярным объемом**
газа, V_m

ЗАКОН АВОГАДРО

Следствие 2:

При постоянных давлении и температуре абсолютная плотность газа ρ равна:

$$\rho = \frac{m}{V} = \text{const} \cdot M$$

Следствие 3:

При одинаковых условиях (T, p, V) масса одного газа во столько раз больше массы другого, во сколько раз молярная масса первого газа больше молярной массы второго газа:

$$D = \frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2} \quad D - \text{относительная плотность газа}$$

Следствие 4:

Универсальность свойств газов позволяет ввести понятие средней молярной массы для смеси газов:

$$M_{cp} = \frac{m_{общ}}{n_{общ}} = \frac{m_1 + m_2 + \dots + m_i}{n_1 + n_2 + \dots + n_i} = \frac{n_1 M_1 + n_2 M_2 + \dots + n_i M_i}{n_1 + n_2 + \dots + n_i}$$

$$M_{cp} = \frac{V_1 M_1 + V_2 M_2 + \dots + V_i M_i}{V_1 + V_2 + \dots + V_i}$$

Отношение массы определенного объема (V) одного газа к массе такого же объема (V) другого газа, взятого при тех же условиях (T, P), называется **плотностью первого газа по второму**:

$$D = \frac{M_1}{M_2} \qquad M_1 = DM_2$$

Плотность газа по водороду:

$$M = 2D_{H_2}$$

Плотность газа по воздуху:

$$M = 29D_{\text{возд.}}$$

ЗАКОН БОЙЛЯ - МАРИОТТА



Роберт Бойль
(1627–1691)

Открыт Робертом Бойлем в 1660 году
и независимо
Эдом Мариоттом в 1667 году

Для данной массы газа m при
постоянной температуре T давление
газа p обратно пропорционально
занимаемому им объему V

$$pV = \text{const при } T, m = \text{const}$$

ЗАКОН ГЕЙ ЛЮССАКА



Жозеф-Луи
Гей Люссак
(1778-1850)

Открыт Жозефом-Луи Гей Люссаком
в 1802 году

Для данной массы газа m при
постоянном давлении P изменение
объема газа V прямо
пропорционально изменению
температуры

$$V/T = \text{const} \quad \text{при } P, m = \text{const}$$

ЗАКОН ШАРЛЯ

Сформулирован в 1787 году Ж.А.С. Шарлем
(1746–1823):

Для данной массы газа m при постоянстве
его объема V давление газа изменяется
прямо пропорционально изменению его
температуры

$$P/T = \text{const при } V, m = \text{const}$$

ОБЪЕДИНЕННЫЙ ГАЗОВЫЙ ЗАКОН



Дмитрий Иванович
Менделеев
(1834–1907)

Выведен Д.И. Менделеевым и
независимо Клапейроном

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \text{ или } \frac{PV}{T} = \text{const}$$
$$\frac{PV}{T} = \frac{m}{M} \cdot \text{const}$$

Уравнение состояния идеального газа

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

R – универсальная газовая постоянная, Дж·моль⁻¹·К⁻¹

АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЕ УЧЕНИЕ

**ОСНОВНЫЕ
СТЕХИОМЕТРИЧЕСКИЕ ЗАКОНЫ
ХИМИИ**