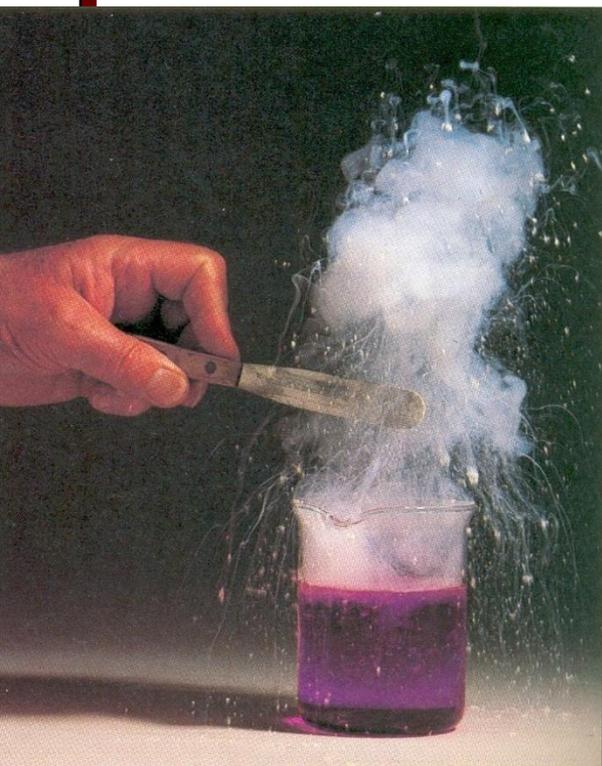


ОБЩАЯ ХИМИЯ



Лектор – доцент кафедры
общей и неорганической
химии Тюменова Светлана
Ивановна

РЕЙТИНГОВЫЕ ОЦЕНКИ В СЕМЕСТРЕ

ФПСиЭСТТ, РБ-1-3,13, РТ,РС 100 баллов

№	Мероприятия	Количество	Макс. балл за одно меропр	Макс
1.	Лабораторная работа (опрос, выполнение, отчет, инд задание)	5	6	30
2.	Контрольная работа	2	20 25	45
3.	Итоговая контрольная работа	1	20	20
4.	Инд. дом. задание	1	5	5
	Итого			100
	Бонусные баллы за конспект лекций	1	5	5

РЕЙТИНГОВЫЕ ОЦЕНКИ В СЕМЕСТРЕ

РФ-21-10

№	Мероприятия	Количество	Макс. балл за одно меропр	Итого
				Макс
1.	Лабораторная работа (подготовка, выполнение, оформление, защита)	5	4	20
2.	Контрольные работы	2	20	40
3.	Экзамен			40
	Всего			100

**- дифференцированный зачёт (ФПСиЭСТТ,
РБ-21-1-3,13, РТ, РС),**

- экзамен (РФ)

- 50 – 69 баллов ***удовлетворительно***
- 70 – 84 балла ***хорошо***
- 85 – 100 баллов ***отлично***

1. Старостам групп написать письмо

доценту Тюменовой С.И.

sv.tyumenova@gmail.com

2. Материалы по учебному процессу будут
выложены на портале и личном сайте.

Зайти в Google,

набрать **tyumenova.sv - google sites**

Можно перейти по ссылке:

<https://sites.google.com/site/tyumenovagubkin/>

2. Приобрести халаты для работы в
практикуме.

3. Взять в библиотеке или приобрести в
«Аргументе» **Лабораторный практикум
по общей и неорганической химии:
Учебное пособие для специалистов и
бакалавров нехимических
специальностей технических вузов / Под
ред проф. Дедова А.Г. и.: М.: «ЭкОУнис-
ЭЧТ», 2015. – 124с. (серия «Актуальная
химия»).**

Список литературы

Основная литература:

- 1. Глинка Н.Л. Общая химия: Учеб. для студентов нехим. спец. вузов / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл-пресс, 2010. – 728 с.**
- 2. Коровин Н.В. Общая химия: Учеб. для технических направ. и спец. вузов / Н.В. Коровин. – М.: Высш. шк., 2009. – 557 с.: ил.**
- 3. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: Учебное пособие для вузов / Под ред. В.А. Рабиновича и Х.М. Рубиной. При участии Т.Е. Алексеевой, Н.Б. Платуновой, В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной, Т.Е. Хрипуновой. – М.: Интеграл-пресс, 2007. – 240 с.**

□ **Дополнительная литература:**

- 1. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии: Учебное пособие для специалистов и бакалавров нехимических специальностей технических вузов / Под ред проф. Дедова А.Г. и.: М.: «ЭкООнис-ЭЧТ», 2015. – 124с. (серия «Актуальная химия»).**
- 2. Дедов А.Г., Тюменова С.И., Зайцева Ю.Н., Локтев А.С. Избранные главы общей химии: Учебное пособие для студентов вузов нефтегазового профиля. – 2 изд. – М., ЭкООнис-ЭЧТ, 2015. – 88с. (серия «Актуальная химия»).**
- 3. Дедов А.Г., Тюменова С.И., Зайцева Ю.Н., Зрелова Л.В. Избранные главы общей химии. Химическая связь: Учебное пособие для студентов технических специальностей вузов. – М.: «ЭкООнис», 2014. – 68с. (серия «Актуальная химия»).**

Дополнительная литература:

4. Солодова Е.В., Зайцева Ю.Н., Дедов А.Г. Избранные главы общей химии. Основные закономерности протекания химических реакций: Учебное пособие для студентов химико-технологических факультетов вузов нефтегазового профиля. – М.: «ЭкООнис-ЭЧТ», 2014. – 78с. (серия «Актуальная химия»).
5. Дедов А.Г., Тюменова С.И., Рогалева Е.В., Карташева М.Н., Санджиева Д.А., Зрелова Л.В.
Избранные главы общей химии. Окислительно-восстановительные процессы. Учебное пособие для студентов технических специальностей вузов. – М.: «ЭкООнис», 2017. – 88 с. (серия «Актуальная химия»).

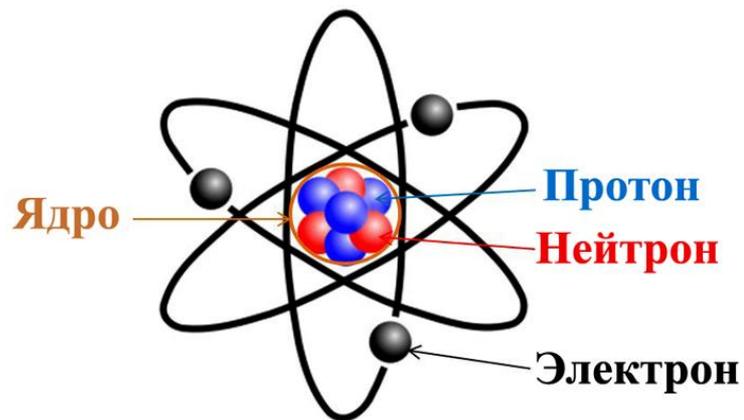
Предмет химии. Основные задачи курса

- ***Химия*** - это наука, изучающая процессы превращения веществ, сопровождающиеся изменением состава и структуры, а также взаимные переходы между этими процессами и другими формами движения материи.
- ***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.

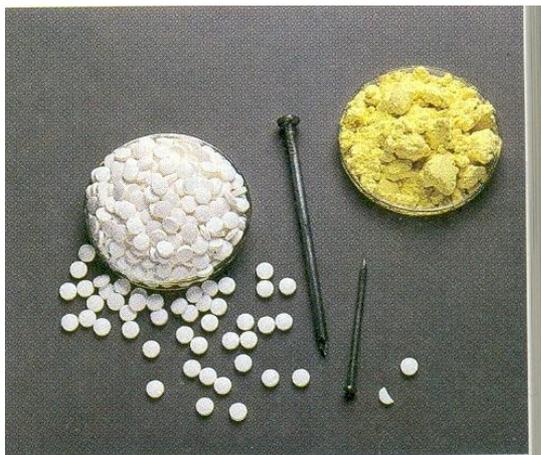


План лекции

1. Основные понятия химии
2. Основные законы химии
3. Закон эквивалентов

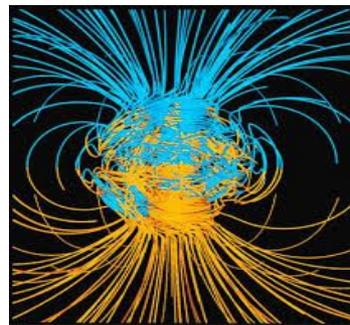


□ Тема 1. Основные
понятия
химии



- Окружающий нас мир представлен *материей*, которая имеет две формы существования: *вещество и поле*.

-
- *Вещество* – это материальное образование, состоящее из элементарных частиц, имеющих собственную массу или массу покоя.
 - *Поле* – это материальная среда, в которой осуществляется взаимодействие материальных частиц. Оно не является непосредственным объектом химии и проявляется прежде всего энергетическими характеристиками.



Химическое вещество – ЭТО ГОМОГЕННЫЙ материал, имеющий определенный химический состав и физические свойства

Соединения

простые

– состоят из атомов
одного элемента



сложные –

состоят из атомов
разных элементов:



Порядковый номер
соответствует
заряду ядра

Относительная
атомная масса



Символ
элемента

Химический элемент -
совокупность атомов с
одинаковым зарядом
ядра.

□ ***Изотопы*** – разновидности атомов какого-либо химического элемента, которые имеют одинаковый атомный (порядковый) номер, но при этом разные массовые числа.

□ ^{35}Cl , ^{37}Cl

□ **Атом** – наименьшая частица химического элемента, сохраняющая все его химические свойства.

□ **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}C .

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

Молекула – мельчайшая частица химического вещества, обладающая его химическими свойствами.

Молекулярная масса – масса одной молекулы.

Абсолютная молекулярная масса m_M выражается в граммах или килограммах, а **относительная Mr** – в атомных единицах массы (а.е.м.).

$$Mr(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \text{ Ar}(\text{H}) + \text{Ar}(\text{S}) + 4 \text{ Ar}(\text{O})$$

$$Mr(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 + 32 + 64 = 98 \text{ а.е.м.}$$



Количество вещества определяется числом структурных единиц (атомов, молекул, ионов или других частиц) этого вещества, оно обозначается обычно **n** и выражается в молях (моль).

Моль – количество вещества, которое содержит столько структурных единиц (атомов, молекул, ионов, электронов), сколько атомов содержится в 12 г изотопа углерода ^{12}C .

1 моль содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ структурных единиц.

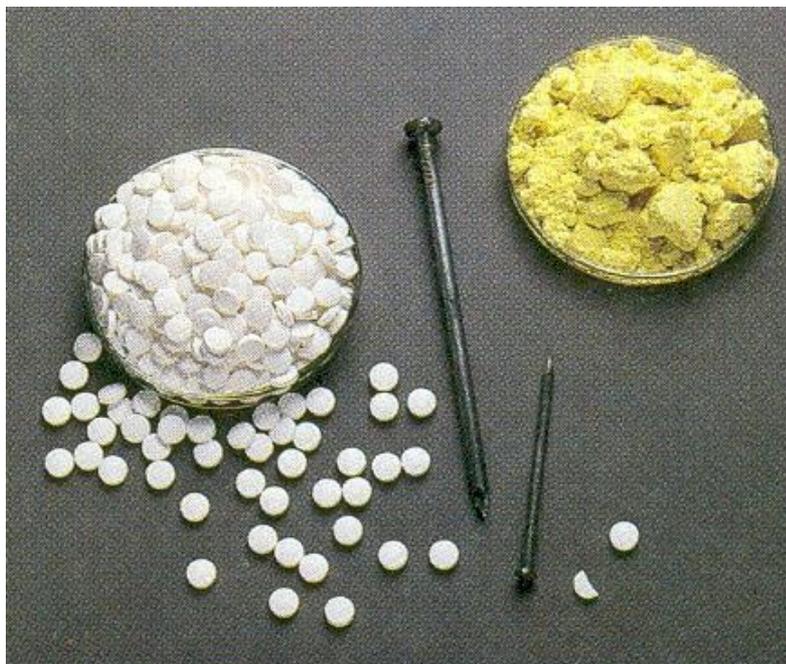
Число Авогадро (N_A) - число структурных единиц, содержащееся в 1 моль вещества

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

Молярная масса – масса 1 моля вещества. Молярная масса вещества измеряется в г/моль и численно равна его относительной атомной или молекулярной массе, выраженной в а.е.м.

$$M(\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4) = Mr(\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4) = 180 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{Fe}) = Ar(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль}$$



Один моль железа и
аспирина.

Железные гвозди весят 56 г и
содержат $6,02 \times 10^{23}$ атомов Fe.

Таблетки аспирина весят 180 г и
содержат $6,02 \times 10^{23}$ молекул

$C_9H_8O_4$.

Пример 1.

Найти массу атома натрия Na

Решение:

Молярная масса натрия $M(\text{Na}) = 23$ г/моль.

$6,02 \cdot 10^{23}$ атомов Na (1 моль Na) - 23 г

1 атом Na - x г

$$m_a(\text{Na}) = 23 \text{ г} \cdot 1 / 6,02 \cdot 10^{23} = 3,82 \cdot 10^{-23} \text{ г}$$

Пример 2.

Сколько молекул содержится в 6,4 г оксида серы (IV)?

Решение:

1. Молярная масса оксида серы (IV) $M(\text{SO}_2) = 64$ г/моль.

Определим количество моль вещества в 6,4 г оксида серы (IV):

$$n(\text{SO}_2) = m(\text{SO}_2) / M(\text{SO}_2) = 6,4\text{г} / 64\text{г/моль} = 0,1 \text{ моль}$$

2. Определим число структурных единиц (молекул), используя постоянную Авогадро N_A :

$$N(\text{SO}_2) = n(\text{SO}_2) \cdot N_A = 0,1 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 6,02 \cdot 10^{22}$$

Ответ: В 6,4 г оксида серы (IV) содержится $6,02 \cdot 10^{22}$ молекул.

Индивидуальные вещества и смеси

- **Индивидуальное вещество** – это вещество, состоящее из химических частиц, одинаковых по составу и строению, связанных друг с другом химической связью.
- **Смеси** – системы, состоящие из нескольких веществ, каждое из которых сохраняет свои индивидуальные свойства и может быть выделено в чистом виде



Физические и химические явления

- Физические явления – явления, при которых внутреннее строение, состав и свойства не изменяются. Например: переход воды из одного агрегатного состояния в другое (вода, лед, пар), деформация металла, измельчение, конденсация, парообразование, испарение.
- Химические явления (химическая реакция) – явления в результате, которых одно или несколько исходных веществ превращаются в другие, отличающиеся от первоначальных составом, структурой и свойствами.



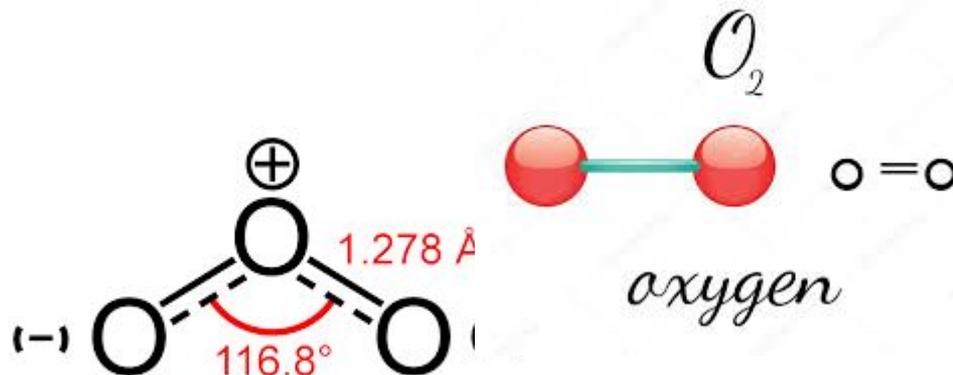
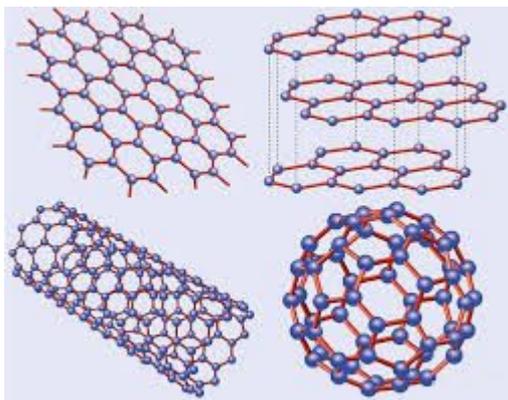
Аллотропия - способность химического элемента существовать в виде различных простых веществ, отличающихся по свойствам.

Вещества называются аллотропными видоизменениями или модификациями. Так, **элемент углерод** образует алмаз, графит, карбин, кумулен, фуллерен;

элемент кислород образует две аллотропные модификации – кислород и озон.

Явление аллотропии вызывается двумя причинами:

различным числом атомов в молекуле (например, кислород O_2 и озон O_3) или образованием **различных кристаллических форм**.



Молярный объем

- **Молярный объем V_m** - объём одного моля газообразного вещества
- **$V_m = V / n$**
- **$V_m = 22,4$ л/моль** при н.у. ($p = 101,3$ КПа или 760 мм рт. ст. или 1 атм. и температура $273,15$ К или 0 °С)



2. Основные законы химии

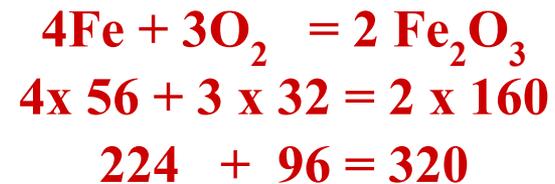


Закон сохранения массы

вещества

(Ломоносов - Лавуазье, 1756 - 1789)

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



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.

Михаил Васильевич Ломоносов

(1711 - 1765)

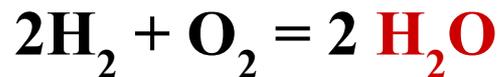


- 1741 г. - сформулировал основные положения корпускулярной теории строения вещества.
- 1748 г. - основал химическую лабораторию при Академии Наук России.
- 1755 г. - по настоянию и проекту М.В.Ломоносова открыт первый в России Московский университет
- 1756 г. - открыл закон сохранения массы вещества.

Закон постоянства состава

(Жозеф Луи Пруст, 1801 -1808)

- Все индивидуальные вещества имеют постоянный качественный и количественный состав независимо от способа их получения



- *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 химических элемента дают несколько соединений, то весовые доли одного и того же элемента в этих соединениях, приходящиеся на одну и ту же весовую долю второго элемента, относятся между собой как небольшие целые числа.



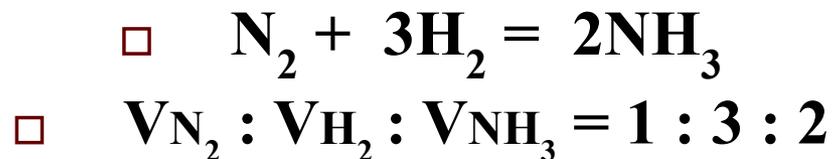
□ Число атомов кислорода в молекулах этих соединений, приходящиеся на два атома азота, относятся между собой как 1 : 3 : 4 : 5.



1778-1850

Закон объемных отношений (Ж.Гей-Люссак, 1808 г)

При одинаковых условиях (t , p) 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

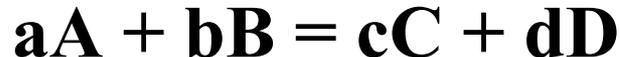
- **Следствия:**
- *1. Один моль любого газа при нормальных условиях занимает объем 22,4 л.*
- *2. Плотности газов относятся друг к другу как их молярные массы.*
- **Нормальные условия: $P = 101,3$ кПа, $T = 273$ К**

3. Закон эквивалентов

(В. Рихтер, 1791 - 1798 г)

Вещества взаимодействуют друг с другом и образуются в результате реакций

в эквивалентных количествах.



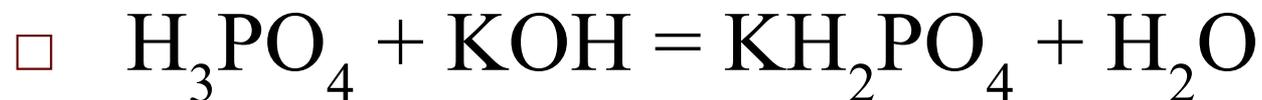
$$n_{\text{экв}} A = n_{\text{экв}} B = n_{\text{экв}} C = n_{\text{экв}} D$$



$$n_{\text{экв}} Al = n_{\text{экв}} \text{кислоты} = n_{\text{экв}} \text{водорода} = n_{\text{экв}} \text{соли}$$

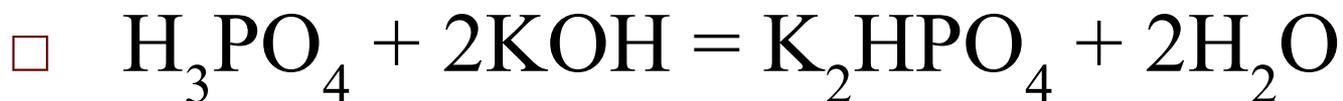
- ***Химический эквивалент*** – реальная или условная частица вещества, которая в кислотно-основной реакции эквивалентна (т.е. химически равноценна) одному иону H^+ , а в окислительно-восстановительной реакции – одному электрону.
- **Мера количества – *моль эквивалентов $n_{эkv}$***
- ***Молярная масса эквивалента $M_{эkv}$*** – масса 1 моля эквивалента (г/моль-ЭКВ).
- ***Молярный объем эквивалента $V_{т\ эkv}$*** – объем 1 моля эквивалента газообразного вещества (л/моль-ЭКВ).

□ Рассмотрим реакцию:



- по определению эквивалентом H_3PO_4 будет являться молекула H_3PO_4 , т.к. одна молекула H_3PO_4 предоставляет один ион H^+ .
- эквивалентом щелочи будет являться частица KOH .

- Рассмотрим реакцию:



- по определению эквивалентом H_3PO_4 будет являться условная частица $1/2\text{H}_3\text{PO}_4$, т.к. если одна молекула H_3PO_4 предоставляет два иона H^+ , то половина молекулы H_3PO_4 дает один ион H^+ .
- эквивалентом щелочи будет являться частица KOH .

- Рассмотрим реакцию:



- по определению эквивалентом H_3PO_4 будет являться условная частица $1/3\text{H}_3\text{PO}_4$, т.к. если одна молекула H_3PO_4 предоставляет три иона H^+ , то $1/3$ молекулы H_3PO_4 дает один ион H^+ .
- эквивалентом щелочи будет являться частица KOH .

□ **Фактор эквивалентности ($f_{\text{ЭКВ}}$) –**
число, показывающее, какая часть

молекулы или другой частицы
вещества соответствует эквиваленту

□ $f_{\text{ЭКВ}} = \underline{M_{\text{ЭКВ}}/M}$

□ Фактор эквивалентности – это
безразмерная величина, которая
меньше, либо равна 1. Формулы
расчета фактора эквивалентности
приведены в *таблице*

Число эквивалентности Z

- Число эквивалентности (*эквивалентное число*) Z показывает, какое число эквивалентов вещества условно «содержится» в одной формульной единице этого вещества.
- $Z \geq 1$
- Фактор эквивалентности связан с числом эквивалентности следующим соотношением: $f_{\text{Э}} = 1/Z$

Частица	Фактор эквивалентности	Примеры
Элемент	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{B(\text{Э})}$ <p>где $B(\text{Э})$ – валентность элемента</p>	$f_{\text{Э}}(\text{Cr})_{\text{Cr}_2\text{O}_3} = 1/3; \quad f_{\text{Э}}(\text{Cr})_{\text{H}_2\text{CrO}_4} = 1/6$
Простое вещество	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{Э}) \cdot B(\text{Э})}$ <p>где $n(\text{Э})$ – число атомов элемента (индекс в химической формуле), $B(\text{Э})$ – валентность элемента</p>	$f_{\text{Э}}(\text{H}_2) = 1/(2 \cdot 1) = 1/2;$ $f_{\text{Э}}(\text{O}_2) = 1/(2 \cdot 2) = 1/4;$ $f_{\text{Э}}(\text{Cl}_2) = 1/(2 \cdot 1) = 1/2;$ $f_{\text{Э}}(\text{O}_3) = 1/(3 \cdot 2) = 1/6$
Оксид	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{Э}) \cdot B(\text{Э})}$ <p>где $n(\text{Э})$ – число атомов элемента (индекс в химической формуле оксида), $B(\text{Э})$ – валентность элемента</p>	$f_{\text{Э}}(\text{Cr}_2\text{O}_3) = 1/(2 \cdot 3) = 1/6;$ $f_{\text{Э}}(\text{CrO}) = 1/(1 \cdot 2) = 1/2;$ $f_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{O}) = 1/(2 \cdot 1) = 1/2;$ $f_{\text{Э}}(\text{P}_2\text{O}_5) = 1/(2 \cdot 5) = 1/10$

Частица	Фактор эквивалентности	Примеры
Кислота	где $n(\text{H}^+)$ – число отданных в ходе реакции ионов водорода (основность кислоты)	$f_{\text{э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/1 = 1$ (основность равна 1)
	$f_{\text{э}} = \frac{1}{n(\text{H}^+)}$	или $f_{\text{э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2$ (основность равна 2)
Основание	где $n(\text{OH}^-)$ – число отданных в ходе реакции гидроксид-ионов (кислотность основания) $f_{\text{э}} = \frac{1}{n(\text{OH}^-)}$	$f_{\text{э}}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 1/1 = 1$ (кислотность равна 1) или $f_{\text{э}}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 1/2$ (кислотность равна 2)
Соль	где $n(\text{Me})$ – число атомов металла (индекс в химической формуле соли), $B(\text{Me})$ – валентность металла; $n(\text{A})$ – число кислотных остатков, $B(\text{A})$ – валентность кислотного остатка $f_{\text{э}} = \frac{1}{n(\text{Me}) \cdot B(\text{Me})} = \frac{1}{n(\text{A}) \cdot B(\text{A})}$	$f_{\text{э}}(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = 1/(2 \cdot 3) = 1/6$ (расчет по металлу) или $f_{\text{э}}(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = 1/(3 \cdot 2) = 1/6$ (расчет по кислотному остатку)

Частица	Фактор эквивалентности	Примеры
<p>Частица в окислительно-восстановительных реакциях</p>	<p>где n_e – число электронов, участвующих в процессе окисления или восстановления</p> $f_{\text{э}} = \frac{1}{n_e}$	<p>$\text{Fe}^{2+} + 2 \rightarrow \text{Fe}^0$ $f_{\text{э}}(\text{Fe}^{2+}) = 1/2;$</p> <p>$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5 \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ $f_{\text{э}}(\text{MnO}_4^-) = 1/5$</p>
<p>Ион</p>	<p>где z – заряд иона</p> $f_{\text{э}} = \frac{1}{ z }$	<p>$f_{\text{э}}(\text{SO}_4^{2-}) = 1/2$</p>

Вопросы к лекции

1. Дайте определения понятиям химическое вещество, смесь, материал. Чем отличаются индивидуальные вещества от смесей? Приведите по одному примеру индивидуального вещества и смеси.
2. Дайте определение понятий: химический элемент, атом, молекула.
3. Чем отличаются физические явления от химических? Приведите примеры.
4. Дайте определение физико-химической величине «количество вещества». В каких единицах она измеряется?
5. Сформулируйте закон объемных отношений. Подтвердите закон на примере реакции взаимодействия водорода с азотом.
6. Дайте формулировку закона Авогадро. Определите, одинаковое ли число молекул содержится в а) 10 л азота и 10 литрах метана? Б) 10 кг азота и 10 кг метана?
7. Приведите формулировку закона сохранения массы веществ. Проиллюстрируйте его на примере реакции взаимодействия оксида меди (II) с азотной кислотой.
8. Дайте определения понятиям молярная масса и молярный объем, относительная молекулярная масса, абсолютная? Чему равно V_M для газов при н.у.?
9. Дайте определения понятиям эквивалент, фактор эквивалентности. Как рассчитывается фактор эквивалентности для оксидов, солей, кислот, оснований? Сформулируйте закон эквивалентов. Проиллюстрируйте его на примере реакции взаимодействия магния с серной кислотой.



Спасибо за внимание!