# http://www.clker.com/cliparts/0/E/g/0/a/i/openbook-hi.png РАЗДЕЛ I. Неорганическая химия

Предметом изучения химии являются *состав*, *строение*, *свойства* и *превращения веществ*, а также явления, сопровождающие эти превращения. Являясь областью естествознания, химия исследует вещества на уровне атомов и молекул, ограничиваясь превращениями, которым сопутствуют трансформации только валентных электронных уровней.

С точки зрения химика, весь окружающий мир – это мир химических веществ и их превращений. Условно можно поделить все вещества на *неорганические*, образующие неживую природу, и *органические* – формирующие живую материю и продукты её разложения. Выделенные группы веществ отличаются по составу и реакционной способности, поэтому их изучают в разных разделах химии. Чтобы исследовать вещество, его надо для начала выделить из объекта, получить в чистом виде. Сделать это порой не просто. Проблемами анализа (от греч. *analysis* - разложение) веществ занимается *аналитическая химия*. Практически все химические процессы в природе реализуются при соблюдении физических законов. Поэтому исследовать особенности протекания химических превращений, следить за явлениями их сопровождающими невозможно без учёта физических закономерностей. Этими проблемами занимается *физическая химия*. Таким образом, в химии можно выделить разделы: *неорганическая*, *органическая*, *физическая* и *аналитическая химии*.

**Неорганическая химия** – это раздел химии, занимающийся изучением химических элементов, а также образуемых ими простых и сложных неорганических веществ.

Чётких границ между разделами химии нет. Так, неорганические вещества принимают активное участие в жизнедеятельности растительных и животных организмов. Органические вещества могут проявлять свойства, характерные для неорганических соединений. Во всех разделах химии используются теоретические законы физики и математики, применяются общие для естественных наук методы анализа и исследования. Например, теоретические основы неорганической химии включают учение о строении атомов и молекул, сформулированные физиками и математиками.

# 1 ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ СТЕХИОМЕТРИИ

Становление химии как науки, позволяющей предвидеть протекание химических взаимодействий и производить математические вычисления на основании уравнений химических реакций, происходило в конце XVIII в. – начале XIX в. Благодаря трудам Роберта Бойля, Михаила Васильевича Ломоносова и Антуана Лавуазье (1756-1778 гг.) был установлен основной закон естествознания – *закон сохранения массы веществ* при протекании химических реакций. Джон Дальтон сформулировал основы *атомно-молекулярного учения*, ставшего фундаментом естественнонаучных представлений об окружающем мире.

В 1799 г. и 1803 г. Жозефом Прустом и Джоном Дальтоном были сформулированы *закон постоянства состава* и *закон простых кратных отношений*, лежащие в основе стехиометрических правил составления формул веществ и уравнений химических реакций. Работы Иеремии Вильямина Рихтера (1792 г.) и Уильяма Хайда Волластона (1807 г.) позволили сформулировать понятие химического *эквивалента* и *закон эквивалентов*, которые надолго закрепились в химии и легли в основу стехиометрических расчётов по уравнениям реакций.

Исследования поведения веществ в газообразном состоянии Жозефа Луи Гей-Люссака (1808 г.) и Амедео Авогадро (1810 г.) позволили сформулировать *закон простых объёмных отношений* и *закон Авогадро*, позволили распространить основные стехиометрические понятия и законы на газы.

Таким образом, на рубеже XVIII-XIX веков химия превратилась из метафизической дисциплины в науку, использующую математические расчёты для предсказания результатов протекания химических превращений.

**Стехиометрия** (от греч. *stoicheion* - основа, элемент и *metred* - измеряю), раздел химической науки о массовых или объёмных соотношениях веществ-*реагентов*, вступающих в реакцию, и образующихся в результате взаимодействия *продуктов* реакции.

## § 1.1 Основные стехиометрические понятия

* **Химический элемент**– вид атомов с одинаковым зарядом ядра.
* **Атом** – наименьшая частица химического элемента, сохраняющая все его химические свойства. Химические свойства атома определяются его строением.
* **Молекула**– наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами, которые определяются её составом и химическим строением.
* **Ион** – одно- или многоатомная частица, обладающая зарядом. Положительно заряженные ионы называют катионы, отрицательно заряженные – анионы.
* **Атомная масса (*Аr*)** – относительная масса атома элемента[[1]](#footnote-1), показывающая во сколько раз данный атом тяжелее 1/12 атома углерода, т.е. выраженная в дальтонах (Dа) или атомных единицах массы (а.е.м.).
* **Молекулярная масса (*Mr*)** – относительная масса молекулы вещества, выраженная в дальтонах или атомных единицах массы. Молекулярная масса вещества равна сумме масс всех атомов, образующих молекулу или частицу. Например, молекулярная масса воды:

*Мr* (Н2О) = 2·1 + 16 = 18 (Da).

Атомная и молекулярная масса являются основными характеристиками вещества. Однако, в естественных науках часто приходится сравнивать не массу веществ, а количество структурных единиц – молекул, атомов или ионов. **Величиной, характеризующей число структурных единиц, является количество вещества**. За единицу измерения количества вещества принят ***моль***.

* **Моль** – количество вещества ***ν*** (гр. буква «ню»), содержащее столько структурных единиц, сколько содержится в 12 г изотопа 12С.Зная массу 1 атома углерода (1,993·10-26 кг), легко вычислить число атомов в 0,012 кг углерода:
* **NА** – **число Авогадро***,* которое соответствует числу структурных единиц в одном моле любого вещества. Знание количества вещества и числа Авогадро позволяет найти число структурных единиц (N) – атомов, молекул, ионов, образующих вещество, по формуле: ***N*** = ***ν · NA***.
* **Молярная масса (*М*)** – масса 1 моль вещества, выраженная в граммах и численно равная молекулярной массе. [M]= 1 г/моль**.**Масса вещества (*m*), его количество и молярная масса между собой связаны соотношением: ***m = ν · M*** .
* **Молярный объём газа (*Vm*)** – объём, который занимает 1 моль газообразного вещества при данных условиях. Знание количества вещества и молярного объёма газа для данных условий позволяет найти число структурных единиц, по формуле: ***V*** = ***ν · Vm***.

**При нормальных условиях** (н.у.), т.е. при температуре 0ºС и давлении 1 атм. (101,3 кПа), **молярный объём газа составляет** **22,4 л**. При вычислении молярного объёма газа в других условиях используют уравнение состояния идеального газа:

***PV = νRT***,

где *P* – давление, *V* – объём, *ν* – количество газа, *Т* – абсолютная температура, *R* – универсальная газовая постоянная, значение которой 8,31 Дж/моль·K.

Вычислим молярный объём газа в стандартных условиях, т.е. при комнатной температуре 20 ºС и атмосферном давлении 101,3 кПа.

|  |  |
| --- | --- |
| **Дано**:  *P* = 101,3 кПа,  *Т* = 273+20 = 293K,  *ν* = 1 моль,  *R* = 8,31 Дж/моль·K | **Решение**:  Выразим величину V из уравнения состояния идеального газа и подставим известные значения: |
| *V* - ? |
| **Ответ**: В стандартных условиях молярный объём газа составляет 24 л. | |

***Примеры стехиометрических расчётов.***

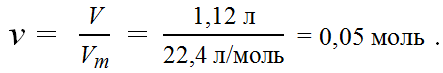
***1****.* ***Задание***: Произвести расчёты основных стехиометрических параметров вещества, если известно, что оксид азота (IV) занимает объём 1,12 л при н.у.

*Ответ*: 1) Вычислим молярную массу оксида азота (IV):

*Mr* (NO2) = *Ar* (N) + 2 **·** *Ar* (O) = 14 + 2 **·** 16 = 46 (Dа),

*M* (NO2) = 46 г/моль.

2) Найдем количество вещества, зная молярный объём газа при н.у.:



3) Масса вещества: *m* = *ν* **·** *М* = 0,05 моль **·** 46 г/моль = 2,3 г.

4) Число молекул: *N* = *ν* **·** *NA* = 0,05 моль **·** 6,02 **·** 1023 = 3,01 **·** 1022.

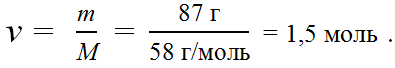
***2****.* ***Задание***: Произвести расчёты основных стехиометрических параметров вещества, если известно, что масса хлорида натрия составляет 87 г.

*Ответ*: 1) Вычислим молярную массу хлорида натрия:

*Mr* (NaCl) = *Ar* (Na) + *Ar* (Cl) = 23 + 35 = 58 (Dа),

*M* (NaCl) = 58 г/моль.

2) Найдем количество вещества:



3) Число молекул: *N* = *ν* **·** *NA* = 1,5 моль **·** 6,02 **·** 1023 = 9,03 **·** 1023.

В начале XIX века было введено понятие химического ***эквивалента***. Под химическим эквивалентом понималось весовое количество элемента, соединяющееся с одной весовой частью водорода или замещающее её в соединениях.

* **Эквивалент**– реальная или условная часть формульной единицы (атома, молекулы или иона), которая в данной кислотно-основной реакции эквивалентна одному катиону водорода или в данной окислительно-восстановительной реакции – одному электрону.

***Числo эквивалентности Z*** показывает, сколько эквивалентов вещества содержится в одной формульной единице. Значение *Z* зависит от химической реакции, в которой вещество принимает участие. Наряду с числом эквивалентности часто используют понятие ***фактора эквивалентности* *f***, представляющего собой долю формульной единицы, соответствующую эквиваленту *f =1/Z*.

*В химических реакциях обменного типа* число эквивалентности *Z* считают равным количеству моль Н+ или ОН¯ ионов, которые отщепляются или присоединяются 1 молем вещества.

*В окислительно-восстановительных реакциях* число эквивалентности *Z* рассчитывается по отношению к количеству отданных или принятых частицей электронов.

* **Количество эквивалентов вещества *νЭ***прямо пропорционально произведению количества моль вещества и числа эквивалентности:***νЭ = Z · ν***
* **Молярная масса эквивалента** (эквивалентная масса) ***МЭ*** равна массе одного моль эквивалента вещества. [MЭ] = 1 г/моль.

Поскольку водород в соединениях может занимать только одно валентное место, то эквивалентная масса соединения, вступающего в реакции, протекающие без изменения степени окисления, равна молярной массе делённой на число атомов водорода, которое данный атом может присоединить.

**Эквивалентная масса кислот, оснований и солей*,*** участвующих в обменных реакцияхвычисляется по формуле:



где *М* – молярная масса вещества, а *Z* совпадает с оснóвностью кислоты или кислотностью основания – числом катионов водорода или гидроксид анионов, образующихся при диссоциации молекулы. В случае солей число эквивалентности находят по основному остатку – атому металла, умножив его валентность на число атомов в формуле.

***Пример вычисление эквивалентной массы вещества, вступающего в реакцию обмена:***

*МЭ*(H2SO4) = ½ M(H2SO4) = ½(2·1 + 32 + 16·4) = 49 (г/моль),

*МЭ*(NaOH) = M(NaOH) = 23 + 16 + 1 = 40 (г/моль),

*МЭ*(AlCl3) = ⅓ M(AlCl3) = ⅓ (27 + 35·3) = 44 (г/моль).

**Эквивалентная масса вещества**, **участвующего в окислительно-восстановительной реакции**вычисляется также как и для веществ, участвующих в кислотно-основном взаимодействии, но число эквивалентности для окислительно-восстановительного взаимодействия равно числу электронов, отданных или принятых данной частицей *Z = nē*.

***Пример вычисление эквивалентной массы вещества, вступающего в окислительно-восстановительную реакцию:***

В реакции:2Ca + O2 → 2CaO происходит обмен электронами:

Са -2ē → Са+2, *f* (Ca) = ½, *МЭ*(Са) = ½ Аr(Са) = ½·40 = 20 (г/моль),

O2 + 4ē → 2О-2, *f* (О2) = ¼, *МЭ*(О2) = ¼ Мr(О2) = ¼·16·2 = 8(г/моль).

|  |  |
| --- | --- |
|  | КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ К § 1.1 |

1. Дайте определения понятиям: химический элемент, атом, молекула, эквивалент.

2. Что характеризует количество вещества, в каких единицах оно измеряется? Приведите значение числа Авогадро.

3. Дайте определения стехиометрическим параметрам: молярная масса, молярный объём газа, молярная масса эквивалента (эквивалентная масса).

4. Вычислите молярную массу веществ: а) CaCO3, б) CH3COOH, в) H2C2O4·2H2O. Последняя формула соответствует кристаллогидрату щавелевой кислоты, в котором на одну молекулу кислоты приходится две молекулы воды.

5. Как масса вещества связана с его количеством? Сколько моль вещества содержится в: а) 53 г Na2CO3, б) 180 г H2O, в) 56 л N2 при н.у.?

6. Вспомните формулы для расчёта молярной массы эквивалента. Вычислите эквивалентные массы веществ, участвующих в реакциях обмена для соединений: а) борная кислота H3ВO3, б) гидроксид бария Ba(OH)2, в) сульфат меди (II) CuSO4.

## § 1.2 Основные стехиометрические законы

* **Закон сохранения массы**: масса исходных веществ, вступивших в реакцию, равна массе получившихся веществ.

На основании закона сохранения массы в уравнениях химических реакций расставляют стехиометрические коэффициенты перед формулами участников взаимодействия. Главным условием является равенство количества атомов элемента до и после реакции.

*Стехиометрические коэффициенты* – это числа, стоящие в уравнении химической реакции перед молекулами реагентов или продуктов. Они показывают количество вступающих или образующихся в реакции молекул[[2]](#footnote-2)\*. Например, в уравнении реакции:

2Fe + O2 = 2FeO

стехиометрические коэффициенты означают, что при взаимодействии 2 моль атомов железа с 1 молем молекул кислорода образуется 2 моля оксида железа (II). При такой расстановке коэффициентов количества атомов железа и кислорода до и после реакции совпадают.

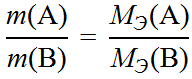
* **Законпостоянства состава**:  состав индивидуального химического соединения постоянен и не зависит от способа получения этого соединения.
* **Закон простых кратных отношений**: если два элемента образуют между собой несколько соединений, то на одну и ту же массу одного элемента приходятся такие массы другого, которые относятся друг к другу, как небольшие целые числа.

Закон постоянства состава и закон простых кратных отношений позволяют записывать формулы веществ с помощью символов элементов и целочисленных стехиометрических индексов.

*Стехиометрические индексы* – это числа, стоящие рядом с символом элемента справа и внизу, показывающие количество атомов этого элемента в составе молекулы\*. Например, в составе молекулы серной кислоты H**2**SO**4** стехиометрические индексы означают наличие 2 молей атомов водорода, 1 моля атомов серы и 4 молей кислорода. Если в составе молекулы несколько одинаковых групп атомов, то такую группу заключают в скобки и ставят индекс за скобкой справа и внизу: Al(OH)**3** .

* **Законэквивалентов**:отношение масс веществ (*m*), вступающих в химическое взаимодействие, равно отношению масс их эквивалентов (эквивалентных масс, *МЭ*).

Представим, что вещества А и В реагируют друг с другом с образованием продукта реакции D: А + В → D. Тогда, в соответствии с законом эквивалентов, имеем соотношение:



После преобразования это выражение имеет вид: ***ν****Э* (А) = ***ν****Э* (В). На основании последнего равенства закон эквивалентов можно сформулировать так: *реакция между веществами-реагентами заканчивается тогда, когда количества их эквивалентов (****ν****Э) будут равны*. То есть, зная количество одного вещества-реагента, можно найти количество другого реагента или продукта в момент окончания реакции.

Оба математических выражения закона эквивалентов используются на практике при стехиометрических вычислениях по уравнениям реакций.

* **Закон простых объёмных отношений**: объёмы реагирующих газов относятся друг к другу и к объёмам газообразных продуктов как небольшие целые числа.
* **Закон Авогадро**:  в равных объёмах газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.

Формулировка законов, описывающих поведение веществ в газообразном состоянии, позволила применять закон эквивалентов по отношению газам. Особенностью этого агрегатного состояния является способность газа занимать весь предоставленный объём. Это значит, что в случае газообразных веществ в стехиометрических расчётах, на основании закона простых объёмных отношений и закона Авогадро, можно использовать не только массу, но и объём вещества.

***Примеры стехиометрических расчётов по химическим уравнениям:***

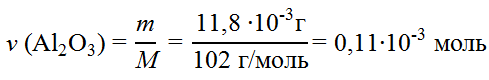
***1. Задача.*** В результате окисления металла кислородом воздуха на поверхности 3-х литровой алюминиевой кастрюли образовалось 11,8 мг оксида алюминия. **а**) Сколько граммов металла вступило в реакцию? **б**) Какой объём кислорода для этого потребуется в стандартных условиях?

|  |  |
| --- | --- |
| **Дано**:  *m* (Al2O3) = 11,8 мг  В единицах СИ:  11,8 ·10-3 г | **Решение**:  Составляем уравнение реакции:  по условию: *x* моль *y* моль *ν*= ?  4Al + 3O2 = 2Al2O3  по уравнению: 4 моль 3 моль 2 моль |
| **Найти**:  *m* (Al) - ? , *V* (О2) - ? |

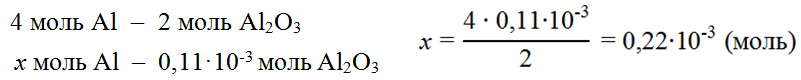
**а)**. Данное уравнение показывает, что 2 моль Al2O3 образуется при окислении 4 моль Al. Находим массу окисленного металла по Al2O3.

По условию нам дана масса Al2O3, находим его количество:

*M* (Al2O3) = 2·27 + 3·16 = 102 (г/моль),

.

Для определения количества Al, необходимого для образования 0,11·10-3 моль оксида Al2O3, составляем и решаем пропорцию:



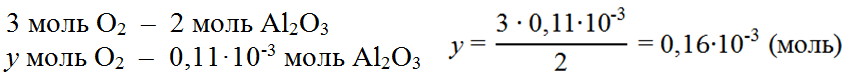
*ν* (Al) = *x* = 0,22 ∙ 10-3 моль

Находим массу Al, вступившего в реакцию окисления:

*А* (Al) = 27 г/моль;

*m* (Al) = *ν* (Al) ∙ *А* (Al) = 0,22 ∙ 10-3 ∙ 27 = 5,94 ∙ 10-3 (г)

**б)**.Согласно уравнению реакции 2 моль Al2O3 образуется при участии 3 молей О2. Зная количество оксида алюминия, найденное ранее, составляем пропорцию и находим количество О2:



*ν* (O2) = *y* = 0,16 ∙ 10-3 моль

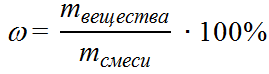
Находим объём вступившего в реакцию кислорода для стандартных условий. При 20°С молярный объём газа составляет 24л.

*V* (О2) = *ν* (О2) ∙ *Vm* = 0,16 ∙ 10-3 ∙ 24 = 3,84 ∙ 10-3 (л)

**Ответ**: **а)**. В реакцию окисления вступает 5,94 ∙ 10-3 г = 5,94 мг Al.

**б)**. На реакцию, протекающую в стандартных условиях, израсходуется 3,84∙ 10-3 л = 3,84 мл О2.

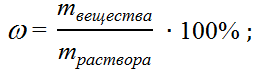
В реальных условиях реагенты часто содержат примеси или находятся в составе раствора. Содержание вещества в смеси принято выражать с помощью *массовой доли* (*ω*):

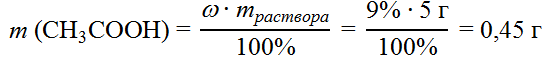


***2. Задача.*** Гидрокарбонат натрия используют в кулинарии как разрыхлитель теста.Какой объём углекислого газа выделится в стандартных условиях, если к избытку пищевой соды NaHCO3 добавлено 5 мл 9%-го уксуса? Плотность раствора уксусной кислоты считать равной 1 г/см3.

|  |  |
| --- | --- |
| **Дано**:  СН3СООН:  *V* *раствора* = 5 мл  *ω* *раствора* = 9%  *ρ* = 1 г/см3 | **Решение**:  Составляем уравнение реакции:  *ν*= ? *x* моль  NaHCO3 + CH3COOH = CH3COONa + CO2 + H2O  1 моль 1 моль  Согласно уравнению 1 моль уксусной кислоты вызывает образование 1 моля углекислого газа. |
| **Найти**:  *V* (СО2) - ? |

Учитывая плотность и объём раствора найдем массу уксусной кислоты в растворе:



Вычислив молярную массу уксусной кислоты, определим количество СН3СООН, вступившее во взаимодействие с NaHCO3 по условию задачи:

*М* (СН3СООН) = 2·12 + 2·16 + 4 = 60 (г/моль),

*ν* **(**СН3СООН**)** = *m* / *М* = 0,45 / 60 = 0,0075 (моль).

В соотвествии с уравнением реакции:

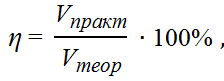
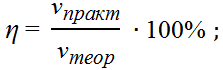
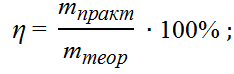
*ν* **(**СН3СООН**)** = *ν* **(**СО2**)** = 0,0075 моль.

Находим объём выделившегося углекислого газа при стандартных условиях, учитывая, что *Vm* = 24 л:

*V* (СО2) = *ν* (СО2) ∙ *Vm* = 0,0075 ∙ 24 = 0,18 (л).

**Ответ**: Выделится 0,18 л = 180 мл СО2.

Количество, масса или объём полученного в реакции продукта часто отличаются от значения, теоретически рассчитанного по уравнению. Происходит это по объективным причинам. Например, часть осадка, полученного в реакции, может раствориться, остаться на фильтре, рассыпаться при взвешивании и т.д. Поэтому в химии используют такое понятие как «*выход продукта реакции*», который находят по отношению к теоретически рассчитанному по уравнению реакции значению. Формулы для расчёта выхода продукта *η* :



где индекс «*практ*» относится к величинам, измеренным на практике, а обозначение «*теор*» − к значениям, рассчитанным по уравнению реакции.

***3. Задача.*** Гашеную известь используют при покраске и дезинфекции стен помещений для содержания сельскохозяйственных животных. При взаимодействии 25 г негашеной извести СаО с водой образовалось 26,6 г осадка гашеной извести Са(ОН)2. Определите выход осадка в процентах от теоретически возможного.

|  |  |
| --- | --- |
| **Дано**:  *m* (CаО) = 25 г  *mпракт* (Са(ОН)2) = 26,6 г | **Решение**:  Составляем уравнение реакции:  *ν*= ? *x* моль  СаО+ Н2О = Са(ОН)2  1 моль 1 моль  Согласно уравнению из 1 моля оксида кальция при гидратации образуется 1 моль гидроксида кальция. |
| **Найти**:  *η* (Са(ОН)2) - ? |

Вычислив молярную массу, находим количество оксида кальция:

*М* (СаO) = 40 + 16 = 56 (г/моль),



В соответствии с уравнением реакции составляем и решаем пропорцию:

1 моль СаО – 1 моль Са(ОН)2

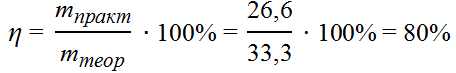
0,45 моль СаО – *x* моль Са(ОН)2 *x* = 0,45 моль = *ν* (Са(ОН)2)

Вычисляем массу теоретически полученного осадка Са(ОН)2

*М*(Са(OН)2) = 40 + 2∙16 + 2 = 74 (г/моль)

*m*теор (Са(ОН)2) = *ν* ∙ *М* = 0,45 ∙ 74 = 33,3 (г)

Находим выход осадка, полученный при гидратации оксида кальция:

****

**Ответ:** Выход реакции 80%.

|  |  |
| --- | --- |
|  | КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ К § 1.2 |

1. Сформулируйте законы, на основании которых составляют стехиометрические формулы веществ, составляют уравнения реакций.

2. Какой закон позволяет проводить стехиометрические расчёты по уравнениям реакций?

1. \* Атомные массы атомов элементов представлены в приложении (табл. 1). [↑](#footnote-ref-1)
2. \* Если стехиометрический коэффициент или индекс равны 1, то их не записывают. [↑](#footnote-ref-2)