# http://www.clker.com/cliparts/0/E/g/0/a/i/openbook-hi.png РАЗДЕЛ I. Основные стехиометрические законы и понятия химии. Строение вещества

 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.

С точки зрения химика, весь окружающий мир – это мир химических веществ, которые условно можно поделить на *неорганические*, образующие главным образом 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 – *неорганической* и *органической* химиях.

Чтобы исследовать вещество, его надо выделить из объекта, получить в чистом виде. Сделать это порой непросто. 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*. Есть и другие разделы, например, *химия высокомолекулярных соединений (ВМС)*, *коллоидная химия*, *биологическая химия (или биохимия)*.

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 общие законы и понятия, а также теоретические законы физики и математики, применяются общие для естественных наук методы анализа и исследования.

# 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*. 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 законы, 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.

Для обозначения характеристик атома (массы, порядкового номера и т.п.) используют запись:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Массовое число | Степень окисления атома | Заряд иона |
|  | **Символ элемента** |  |
| Порядковый номер |  | Число атомов в молекуле |

* **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, 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:

$$N\_{A}=\frac{0,012}{1,993∙10^{-26}}=6,02∙10^{23}(моль^{-1})$$

* **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***.

**Можно обобщить эти соотношения, записав единую формулу:**

****

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

***PV = νRT***, (2)

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 для атомов и молекул.***

***1****.* ***Задача***. Произвести расчёты основных стехиометрических параметров вещества (*M, ν, m, N*), если известно, что оксид азота (IV) занимает объём 1,12 л при н.у.

|  |  |
| --- | --- |
| **Дано**: *V* = 1,12 л при н.у. | **Решение**:1). Вычислим молярную массу NO2:*Mr* (NO2) = *Ar* (N) + 2**·** *Ar* (O) = 14 + 2 **·** 16 = = 46 (Dа),*M* (NO2) = 46 г/моль. |
| *M, ν, m, N* - ? |

2). Используя соотношение (1) найдем количество вещества, учитывая, что молярный объём газа при н.у. составляет 22,4 л/моль:



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

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

**Ответ:** Для 1,12 л NO2при н.у. найдены параметры: *M* = 46 г/моль, *ν* = 0,05 моль, *m* = 2,3 г, *N* = 3,01·1022 частиц.

***2****.* ***Задача***. Произвести расчёты основных стехиометрических параметров вещества (*M, ν, N*), если известно, что масса хлорида натрия составляет 87 г.

|  |  |
| --- | --- |
| **Дано**: *m* = 87 г | **Решение**:1). Вычислим молярную массу NaCl:*Mr* (NaCl) = *Ar* (Na) + *Ar* (Cl) = 23 + 35 = 58 (Dа),*M* (NaCl) = 58 г/моль. |
| *M, ν, N* - ? |

2). Используя соотношение (1) найдем количество вещества:



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

**Ответ:** Для 87 г NaCl найдены параметры: *M* = 58 г/моль, *ν* = 1,5 моль, *N* = 9,03·1023 частиц.

***3****.* ***Задача***. В ёмкость при комнатной температуре налили 250 мл чистой воды и довели до кипения. Какой объём займут все молекулы испарившегося вещества в газообразном состоянии при 100°С и атмосферном давлении?

|  |  |
| --- | --- |
| **Дано**: *Vжидк.*= 250 мл = 250 см3,*Т* = 273+100 = 373 K,*Р* = 101,3 кПа,R = 8,31 Дж/(моль·K) | **Решение**:1). При переходе из жидкого в газообразное состояние количество вещества не изменилось. Используя соотношение (1) найдем *ν* , учитывая, что плотность жидкой воды составляет *ρ* = 1 г/см3:  |
| *Vгаз.* - ? |





2). Подставим известные и полученные данные в выражение (2):



**Ответ**: при 100°С и атмосферном давлении 250 г воды занимают 425,3 л или 0,4253 м3.

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

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

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

3. Дайте определения стехиометрическим параметрам: атомная масса, молекулярная масса, молярная масса, молярный объём газа.

4. Произведите расчёты основных стехиометрических параметров для веществ: а) 25 л СО2 (н.у.), б) 25 г С6Н12О6 , в) 3 л О2 (н.у.), г) 16 г С12Н22О12.

## § 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. 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** .

* **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 стехиометрические расчёты по отношению к 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 = 2Al2O3по 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:

*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* мольNaHCO3 + CH3COOH = CH3COONa + CO2 + H2O 1 моль 1 моль Согласно уравнению из 1 моля уксусной кислоты образуется 1 моль 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 соответствии с уравнением реакции:

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

Находим объём выделившегося углекислого газа в стандартных условиях, учтывая, 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)21 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. Какие законы описывают поведение газообразных веществ? Сформулируйте их.

3. Какая масса углерода при его полном сгорании образует 1м3 углекислого газа при н.у.? Уравнение реакции: С + О2 = СО2 .

4. Какой объём углекислого газа выделится при н.у., если к избытку пищевой соды NaHCO3 добавлено 10 мл 9%-го уксуса? Плотность раствора СН3СООН считать равной 1 г/см3.

5. Вычислите объём кислорода при н.у., необходимый для сгорания 1л метана, если выход продуктов составляет 90%. Все объёмы газов даны для н.у.

Уравнение реакции: СН4 + 2О2 = СО2 + 2Н2О

6\*. Какое количество молочной кислоты (R-COOH) содержится в простокваше, если при определении кислотности продукта в реакцию с одноосновной молочной кислотой вступило: а) 0,02 г NaOH, б) 10 мл 0,4%-ного раствора NaOH с плотностью 1,003 г/см3.

Уравнение реакции: R-COOH + NaOH = R-COONa + Н2О

7\*. При переработке растительных жиров для получения маргаринов и спредов используют водород, который получают электролизом воды. Вычислите выход водорода в реакции разложения воды, если при электролизе 15 г воды получено 16 л водорода при н.у.

Уравнение реакции: 2Н2О = 2Н2 + О2

8\*. Сколько углекислого газа СО2 (в л при н.у.) необходимо переработать растению в ходе фотосинтеза, чтобы получить 1 г глюкозы С6Н12О6, если выход этого продукта составляет 34%?

Уравнение реакции: 6СО2 + 6Н2О = С6Н12О6 + 6О2