

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

§1. Предмет химии. Вещества и их свойства

Химия – это наука о веществах и их превращениях. Она изучает состав и строение веществ, зависимость их свойств от строения, условия и способы превращения одних веществ в другие.

Вещество – это то, из чего состоят физические тела. Сейчас известно более 20 млн. веществ. Каждое из них можно охарактеризовать по определенным свойствам. Свойства веществ – это признаки, по которым вещества сходны или отличаются друг от друга.

Основные физические свойства веществ:

- агрегатное состояние
- растворимость в воде
- цвет
- запах
- вкус
- плотность
- температура кипения
- температура плавления
- электропроводность
- теплопроводность

Химия имеет большое практическое применение. Много тысячелетий тому назад человек использовал химические явления при выплавке металлов из руд, получении сплавов, варке стекла и т. д. Еще в 1751 г. М.В. Ломоносов в своем знаменитом «Слове о пользе химии» писал: «Широко распространяет химия руки свои в дела человеческие. Куда ни посмотрим, куда ни оглянемся – везде обращаются перед очами нашими успехи ее применения». В настоящее время роль химии в жизни общества бесспорна и неизмерима. Химические знания сейчас достигли такого уровня развития, что на их основе коренным образом меняются представления человека о природе и механизме ряда важнейших технологических процессов. Химия помогла открыть и использовать не только ранее неизвестные свойства веществ и материалов, но и создать новые, не существующие в природе вещества и материалы.

§2. Чистые вещества и смеси

Чистыми называются такие вещества, которые состоят из данного его вида и содержат другие только в небольших (определенных) количествах.

Когда в химии применяют названия азот, кислород, медь, вода, серная кислота, метан, глюкоза и другие, следует понимать, что имеются в виду чистые вещества. Если же говорят, например, природная вода, аккумуляторная серная

кислота, техническая сода, природный газ, то речь идет о смесях веществ («неоднородных» веществах).

В промышленности, технике и быту часто применяются природные смеси, например воздух, гранит, древесина, молоко и др. Широко используются также искусственно полученные смеси или материалы: стекло, цемент, металлические сплавы, пластмассы, синтетические волокна, резина.

Понятие «чистое» вещество является условным. Абсолютно чистых веществ нет. Чистоту веществ определяют содержанием примесей в процентах. Поэтому и различают ультрачистые вещества (содержащие примесей $10^{-7}\%$ и ниже), вещества химически чистые, технически чистые. Для очистки веществ используются следующие способы:

- отстаивание
- фильтрование
- действие магнитом
- выпаривание
- дистилляция
- хроматография
- кристаллизация

§3. Атомно-молекулярное учение

Первый определил химию как науку М.В. Ломоносов. Он считал, что химия должна строиться на точных количественных данных – «на мере и весе». М.В. Ломоносов создал учение о строении вещества, заложил основу атомно-молекулярной теории. Это учение сводится к следующим положениям, изложенным в работе «Элементы математической химии»

1. Каждое вещество состоит из мельчайших, далее физически неделимых частиц (М.В. Ломоносов называл их корпускулами, впоследствии они были названы молекулами).
2. Молекулы находятся в постоянном самопроизвольном движении.
3. Молекулы состоят из атомов (М.В. Ломоносов называл их элементами).
4. Атомы характеризуются определенным размером и массой.
5. Молекулы могут состоять как из одинаковых, так и из различных атомов.

Молекула – это наименьшая частица вещества, сохраняющая его состав и химические свойства.

Молекула не может дробиться дальше без изменения химических свойств данного вещества.

Между молекулами вещества существует взаимное притяжение, различное у разных веществ. Молекулы газообразных веществ притягиваются друг к другу очень слабо, в то время как между молекулами жидких и твердых веществ силы притяжения велики. Молекулы любого вещества находятся в непрерывном

движении. Этим объясняются, например, изменения объема веществ при нагревании, а так же явление диффузии.

§4. Атом. Химический элемент

Атомами называются мельчайшие, химически неделимые частицы, из которых состоят вещества.

Атом – это наименьшая частица элемента, сохраняющая его химические свойства. Атомы различаются зарядами ядер, массой и размерами.

При химических реакциях атомы не возникают и не исчезают, а перегруппировываясь в процессе реакции, они образуют молекулы новых веществ. Так как единственной характеристикой атома, определяющей его принадлежность к тому или иному элементу, является заряд ядра, то элемент следует рассматривать как вид атомов, обладающих одинаковым зарядом ядра.

Химические свойства атомов одного и того же элемента одинаковы, такие атомы могут отличаться только массой.

Разновидности атомов одного и того же элемента, имеющие различную массу, называют **изотопами**.

Разновидностей атомов больше чем химических элементов.

В настоящее время известно 117 элементов. В природе они встречаются далеко не в одинаковых количествах. Необходимо различать понятия «химический элемент» и «простое вещество». Химический элемент – **общее понятие об атомах** с одинаковыми химическими свойствами и зарядом ядра. Физических свойств, характерных для простого вещества, химическому элементу приписать нельзя. Простое вещество – это форма существования элемента в свободном состоянии. Один и тот же элемент может образовать несколько различных простых веществ.

§5. Химическая символика

Для обозначения химических элементов введены химические символы. Каждый элемент имеет свой символ. Символы, как правило, состоят из начальных букв латинских названий элементов. Например, кислород – *Oxygenium* – обозначается буквой *O*, углерод – *Carboneum* – буквой *C* и т. д. Если начальные буквы латинских названий различных элементов одинаковы, то к первой букве добавляется вторая. Так, начальная буква латинского названия натрия (*Natrium*) и никеля (*Niccolum*) одна и та же, поэтому символы их соответственно *Na* и *Ni*. Если под символом химического элемента подразумевать его атом, то, пользуясь символами, можно составлять, можно составлять химические формулы веществ.

Химическая формула – это изображение состава вещества посредством химических символов.

Например, формула H_3PO_4 показывает, что в состав молекулы ортофосфорной кислоты входят водород, фосфор и кислород и что эта молекула

содержит 3 атома водорода, 1 атом фосфора и 4 атома кислорода. Цифры справа внизу после символа элемента указывают на количество атомов данного элемента в молекуле вещества.

Химическая формула соединения дает очень важные сведения не только качественного, но и количественного характера. Так, она показывает:

- а) из атомов каких элементов состоит молекула;
- б) в каких количественных соотношениях входят атомы элементов в молекулу;
- в) химическая формула дает возможность производить количественные (стехиометрические) расчеты. Для этого нужно знать, как принято в химии выражать массы атомов и молекул.

§6. Простые и сложные вещества

Аллотропия

Молекулы образуются из атомов. В зависимости от того, состоит ли молекула из атомов одного и того же элемента или из атомов различных элементов, все вещества делятся на простые и сложные.

Простыми называются вещества, образованные атомами одного элемента.

Например, простые вещества могут состоять из одного (*He, Ne, Kr*, и т. д.), двух (*O₂, N₂, Cl₂, H₂* и т. д.) и большего числа атомов (*S₈*) одного элемента.

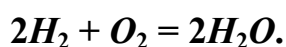
Как уже отмечалось, один и тот же элемент может образовать несколько простых веществ. Способность химического элемента существовать в виде нескольких простых веществ называется **аллотропией**. Простые вещества, образованные одним и тем же элементом, называются **аллотропическими видоизменениями** данного элемента. Эти взаимодействия одного и того же элемента могут отличаться как числом (*O₂* и *O₃*), так и расположением (алмаз, графит) одних и тех же атомов в молекуле. Явление аллотропии – наглядное подтверждение зависимости свойств веществ от пространственной структуры.

Сложными веществами, или химическими соединениями, называются такие вещества, молекулы которых состоят из атомов двух и более элементов.

Например: *H₂O, CO₂, CaCO₃* т. д.

Атомы, вступившие в химическое соединение друг с другом, не остаются неизменными. Они оказывают друг на друга взаимное влияние. Вот почему молекулы сложного вещества обладают присущими только им свойствами и их нельзя рассматривать как простую сумму атомов.

В молекулах сложных веществ нельзя обнаружить свойств, характерных для исходных простых веществ, так как молекулы сложных веществ состоят из атомов химических элементов:



Молекула сложного вещества воды состоит из атомов химических элементов – водорода и кислорода, а не из веществ – водорода и кислорода.

Элементы при химических реакциях не возникают и не исчезают. Вступая в химическое взаимодействие, молекулы простых веществ одновременно с дроблением на отдельные атомы теряют свои свойства.

§7. Моль как единица количества вещества

Молярная масса

При протекании различных химических реакций во взаимодействие вступают атомы и молекулы исходных веществ, и для того, чтобы они прореагировали полностью, их необходимо брать в соответствующих количествах. Например, для полного сгорания определенного количества угля в кислороде по реакции $C + O_2 \rightarrow CO_2$ на один атом углерода расходуется одна молекула кислорода. Но отсчитывать атомы и молекулы практически невозможно, точно так же нельзя отмерить их количество в атомных единицах массы. Для этих целей в химии используется особая физическая величина, которая называется **количеством вещества**.

Количество вещества и масса – две различные независимые величины, являющиеся основными в Международной системе единиц.

Количество вещества ν (ню) представляет собой размерную физическую величину, определяемую числом содержащихся в этом веществе структурных частиц (атомов, молекул, ионов и др.).

В СИ за единицу количества вещества принят **моль**.

Моль равен такому количеству вещества, в котором содержится столько же структурных частиц данного вещества, сколько атомов содержится в количестве углероде массой 12 г.

Из этого вытекает, что 1 моль любого вещества имеет такую массу в граммах, которая равна массе его структурной частицы в атомных единицах массы.

Масса 1 моль вещества в граммах, или отношение массы вещества к его количеству, называется **молярной массой (M)**: $M = \frac{m}{\nu}$, где m – масса вещества, г; ν – количество вещества, моль. Следовательно, единица молярной массы – грамм на моль (г/моль). По этой формуле легко рассчитывать массу вещества, зная его количество, и наоборот.

Объем 1 моль вещества, или отношение объема вещества к его количеству, называется **молярным объемом (V_m)**: $V_m = \frac{V}{\nu}$, где V – объем вещества, л; ν – количество вещества, моль. Значит, молярный объем выражается в литрах на моль (л/моль).

Для всех газообразных веществ, взятых при нормальных условиях (0°C, 760 мм. рт. ст.), молярный объем одинаков и равен 22,4 л/моль.

В уравнениях химических реакций коэффициенты указывают на отношение числа молей реагирующих веществ. Если же эти вещества газообразны, то коэффициенты выражают и отношение объемов. Например, из уравнения реакции $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$ вытекает, что при образовании воды водород и кислород реагируют в отношении молей объемов 2:1. Но это отношение сохранится, если уравнение реакции записать в виде $H_2 + 0,5O_2 \rightarrow H_2O$, т. е. коэффициенты могут быть и дробными.

В 1 г содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ атомных единиц массы. Это является следствием того, что, как установлено экспериментально, 1 моль любых частиц равен $6,02 \cdot 10^{23}$ этих частиц. Данная величина называется **постоянной Авогадро**. Число Авогадро колоссально по величине. Оно, например, неизмеримо больше числа волос всех жителей земного шара.

В заключение обратим внимание на то, что в СИ основная единица массы не грамм, а килограмм и объем выражается не в литрах, а в метрах кубических. Однако в практике допускается использование граммов и литров.

§8. Явления физические и химические

Вещество – это вид материи, обладающей при определенных условиях постоянными физическими и химическими свойствами.

Однако с изменением условий свойства вещества меняются.

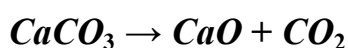
Все изменения, происходящие с веществом, называются **явлениями**. Явления бывают физические и химические.

Физическими называют явления, которые приводят к изменению, например, агрегатного состояния или температуры вещества. Химический состав веществ в результате физического явления не изменяется.

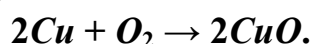
Так, воду можно превратить в лед, в пар, но ее химический состав при этом остается прежним.

Химическими называются такие явления, при которых происходит изменение состава и свойств вещества. Химические явления иначе называются химическими реакциями.

В результате химических реакций одни вещества превращаются в другие, т. е. образуются молекулы новых веществ. Однако атомы при химических реакциях остаются неизменными. Примером может служить разложение известняка



или образование оксида меди (II)



§9. Основные законы химии

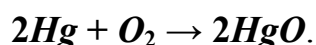
ЗАКОН СОХРАНЕНИЯ МАССЫ ВЕЩЕСТВА

Впервые его высказал М.В. Ломоносов в письме к Эйлеру от 5 июня 1748 г., опубликованном на русском языке в 1760 г.: «Все перемены, в натуре случающиеся, такого суть состояния, что сколько чего у одного тела отнимается, столько присовокупится в другому...» Это определение, за исключением архаичности языка, не устарело.

В настоящее время закон формулируется так:

масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, получившихся в результате реакции.

Из закона сохранения массы следует, что атомы элементов при химических реакциях сохраняются, не возникают из ничего, так же как и не исчезают бесследно, например:



Сколько атомов водорода вступило в реакцию, столько их остается и после реакции, т.е. число атомов элемента в исходных веществах равно числу их в продуктах реакции.

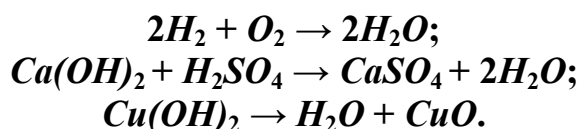
ЗАКОН ПОСТОЯНСТВА СОСТАВА

Был открыт французским химиком Ж. Прустом после тщательного анализа многочисленных химических соединений.

Закон можно сформулировать так:

всякое чистое вещество (химическое соединение), каким бы путем оно ни было получено, имеет строго определенный и постоянный состав (качественный и количественный).

Например, вода может быть получена в результате следующих химических реакций:



Из этих уравнений видно, что молекула полученной различными способами воды всегда состоит из двух атомов водорода и одного атома кислорода. Этот закон строго выполняется только для веществ, структурными частицами которых являются молекулы.

ЗАКОН КРАТНЫХ ОТНОШЕНИЙ

Известны случаи, когда два элемента, соединяясь между собой в разных массовых отношениях, образуют несколько различных химических соединений. Так, углерод и кислород образуют два соединения следующего состава: оксид углерода (II) (угарный газ) CO – 3 массовые части углерода и 4 массовые части кислорода; оксид углерода (IV) CO_2 – 3 массовые части углерода и 8 массовых частей кислорода. Количества массовых частей кислорода, приходящиеся в этих

соединениях на одно и то же массовое количество углерода (3 массовые части), относятся как 4:8 или 1:2.

Принимая во внимание данные о количественном составе различных соединений, образованных двумя элементами, и исходя из атомистических представлений, английский химик Дальтон в 1803 г. сформулировал **закон кратных отношений**.

Если два элемента образуют между собой несколько соединений, то на одно и то же весовое количество одного элемента приходится такие весовые количества другого элемента, которые относятся между собой как небольшие целые числа.

То, что элементы вступают в соединения определенными порциями, явилось еще одним подтверждением плодотворности применения атомистического учения для объяснения природы химических процессов.

ЗАКОН ОБЪЕМНЫХ ОТНОШЕНИЙ

Атомистические представления сами по себе не могли объяснить некоторых факторов, например количественных соотношений, которые соблюдаются во время химических реакций между газами.

Французский ученый Ж. Гей-Люссак, изучая химические реакции между газообразными веществами, обратил внимание на соотношения объемов реагирующих газов и газообразных продуктов реакции. Им было установлено, что 1 л хлора целиком вступает в реакцию с 1 л водорода с образованием 2 л хлороводорода; или 1 л кислорода взаимодействует с 2 л водорода и при этом получается 2 л водяного пара. Эти опытные данные Гей-Люссак обобщил в **законе объемных соотношений**.

Объемы реагирующих газообразных веществ относятся между собой и к объемам образующихся газообразных продуктов как небольшие целые числа.

Для объяснения этого закона было сделано предположение, что в равных объемах простых газов, таких, как кислород, водород, хлор, при одних и тех же условиях содержится одинаковое число атомов. Однако многие экспериментальные данные противоречили этому предположению. Стало ясно, что закон объемных соотношений Гей-Люссака нельзя объяснить только на основе этих мистических представлений.

ЗАКОН АВОГАДРО

Этот закон был высказан в виде гипотезы итальянским ученым Авогадро в 1841 г.:

в равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.

Закон Авогадро распространяется только на газообразные вещества. Это объясняется тем, что в веществе в газообразном состоянии расстояния между молекулами несоизмеримо больше их размеров. Поэтому собственный объем

молекул очень мал в сравнении с объемом, занимаемым газообразным веществом. Общий же объем газа определяется главным образом расстояниями между молекулами, примерно одинаковыми у всех газов (при одинаковых условиях).

В твердом и жидком состояниях объем одинакового количества молекул вещества будет зависеть от размеров самих молекул.

§10. Первоначальное понятие о валентности

Рассматривая формулы различных соединений, нетрудно заметить, что число атомов одного и того же элемента в молекулах разных веществ неодинаково. Например, HCl , H_2O , NH_3 , CH_4 , CaO , Al_2O_3 , CO_2 и т. д. Число атомов водорода и кислорода, приходящихся на один атом различных элементов, различно.

Как же составляется химическая формула вещества? Ответить на этот вопрос можно, зная валентность элементов, входящих в состав молекулы данного вещества.

Валентность – это свойство атома одного элемента присоединять, удерживать или замещать в химических реакциях определенное количество атомов другого элемента.

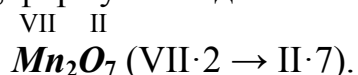
За единицу валентности принята валентность атома водорода. Поэтому приведенное определение иногда формулируют так: валентность – это свойство атома данного элемента присоединять или замещать определенное количество атомов водорода.

Если к атому того или элемента присоединяется один атом водорода (HCl), то элемент одновалентен, если два – двухвалентен и т. д.

Но как поступают в тех случаях, когда не соединяется с водородом? Тогда валентность искомого элемента определяется по элементу, валентность которого известна. Чаще всего ее находят по кислороду, поскольку валентность кислорода в соединениях всегда равна двум. Например, нетрудно найти валентность элементов в соединениях Na_2O , MgO , CO , Al_2O_3 , P_2O_5 , Cl_2O_7 и т. д.

Только зная валентность элементов, можно составить химическую формулу данного вещества. В таких примерах, как CaO , BaO , CO , это делается просто. Здесь число атомов в молекулах одинаково, поскольку валентности элементов равны.

А если валентности неодинаковы? Как тогда составить химическую формулу? В таких случаях всегда надо помнить, что в формуле любого химического соединения произведение валентности одного элемента на число его атомов в молекуле равно произведению валентности на число атомов другого элемента. Например, если валентность Mn в соединении равна VII, а валентность кислорода – II, формула соединения будет:



Валентность обозначается римскими цифрами над химическим знаком элемента. Существуют элементы с постоянной и переменной валентностью. В названии веществ, образованных элементами с переменной валентностью, пишут в скобках цифру, показывающую валентность данного элемента в этом соединении. Например, SnO_2 – оксид олова (IV), $CuCl_2$ – хлорид меди (II). А в названиях веществ, образованных элементами с постоянной валентностью, валентность не указывается. Например, Na_2O – оксид натрия, $AlCl_3$ – хлорид алюминия.

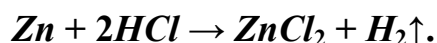
§11. Составление химических уравнений

Любую химическую реакцию можно представить в виде химического уравнения, которое состоит из двух частей, соединенных стрелкой. В левой части уравнения записываются формулы веществ, вступающих в реакцию, а в правой – веществ, полученных в реакции.

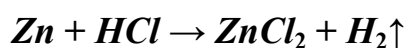
Уравнением химической реакции называется условная запись химической реакции при помощи химических формул и коэффициентов.

Химическое уравнение выражает как качественную, так и количественную сторону реакции и составляется на основе закона сохранения массы и вещества.

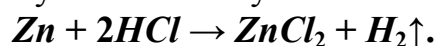
Для составления химического уравнения первоначально записывают формулы веществ, вступивших в реакцию и получающихся в результате реакции, а затем находят коэффициенты к формулам тех и других веществ. После расстановки коэффициентов количество атомов в веществах, вступивших в реакцию, должно быть равно таковому в веществах, полученных после реакции. Например, в окончательном виде уравнение реакции взаимодействия металлического цинка с соляной кислотой может быть записано:



Получено оно следующим образом. При взаимодействии цинка с соляной кислотой образуется хлорид цинка ($ZnCl_2$) и выделяется свободный водород. Но поскольку в левой части уравнения в молекуле соляной кислоты содержится только один атом водорода и один атом хлора, то согласно закону сохранения массы вещества в реакцию должны вступить две молекулы соляной кислоты. Из первоначальной записи



указанным выше способом получаем конечную

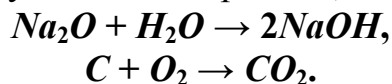


§12. Основные типы химических реакций

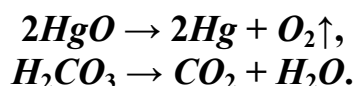
Существует несколько типов классификации химических реакций.

I. Классификация по числу веществ, участвующих в реакции

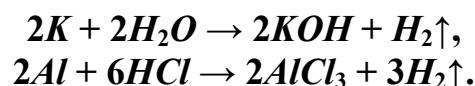
1. Реакции соединения, при которых из двух или большего количества веществ образуется одно. Исходными могут быть как простые, так и сложные вещества:



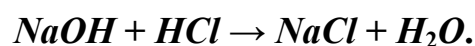
2. Реакции разложения, при которых из одного вещества образуется несколько новых веществ. Конечными продуктами могут быть простые и сложные вещества:



3. Реакции замещения – это реакции между простыми и сложными веществами, при которых атомы простого вещества замещают атомы в молекуле сложного вещества. В результате реакции образуется такое же число новых простых и сложных веществ:



4. Реакции обмена, в ходе которых сложные вещества обмениваются своими составными частями:



II. Классификация реакций по тепловому эффекту

1. Экзотермические реакции – протекающие с выделением теплоты. Количество теплоты, которое поглощается или выделяется при химической реакции, называется тепловым эффектом реакции. Химические реакции, в которых указывается тепловой эффект, называются термохимическими.



2. Эндотермические реакции – протекающие с поглощением энергии.

