

Задания

1. Ознакомиться с материалами лекции
2. Ответить на вопросы:
 1. Какие законы химии считаются основными?
 2. Что такое стехиометрия?
 3. Какова суть закона сохранения массы и энергии?
 4. Как называются вещества постоянного и переменного состава?
 5. К каким растворам не применим закон постоянства состава?
 6. Какие основные следствия из закона Авогадро?
 7. Почему закон Бойля - Мариота и законы Гей – Люссана объединены в один закон?

Готовые работы присылать на почту vitalina2517@mail.ru не позднее 31.01.2023

Если у вас возникли вопросы, обращайтесь по телефону 0721401876

Лекция № 10

Основные законы химии. Стехиометрия. Закон сохранения массы вещества. Закон постоянства состава веществ молекулярной структуры. Закон Авогадро и следствия из него.

Стехиометрия — раздел химии, рассматривающий количественные (массовые, объемные) соотношения между реагирующими веществами.

закон сохранения массы и энергии.

Несмотря на то, что еще в 1760 году Ломоносов по существу сформулировал единый закон массы и энергии, до начала XX века эти законы рассматривались независимо друг от друга. Химия в основном имела дело с законом сохранения массы, а физика — с законом сохранения энергии.

В 1905 году основоположник современной физики Альберт Эйнштейн показал, что между массой и энергией существует взаимосвязь, количественно выражаемая удивительным по простоте уравнением

$$E = m \times c^2$$

где: E — энергия

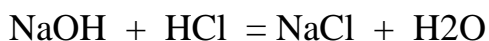
m — масса

c — скорость света в вакууме ($3 \cdot 10^8$ м/сек.)

Каждое химическое уравнение символизирует собой закон сохранения массы и энергии, который в уточненной формулировке гласит:

Суммарные массы и энергии веществ, вступающие в реакцию, всегда равны суммарным массам и энергиям продуктов реакции.

С позиций атомной теории этот закон вполне понятен. При химической реакции количество атомов до и после реакции остается одинаковым. Это видно из следующего примера:



Однако практически все химические реакции сопровождаются тепловыми эффектами. Реакции, которые идут с выделением теплоты, называются экзотермическими, а с поглощением тепла — эндотермическими. При нейтрализации любой сильной кислоты любым сильным основанием на каждый моль образующейся воды выделяется около 57,6 кДж теплоты.

Правильнее эту реакцию записать так



откуда видно противоречие закону сохранения массы. По уравнению Эйнштейна, если при реакции выделяется энергия, то масса продуктов реакции должна быть меньше массы исходных веществ на величину, эквивалентную выделившейся энергии.

Ввиду исключительно большой величины квадрата скорости света в вакууме очень малые изменения массы ведут к колоссальному изменению энергии.

Таким образом, при химических реакциях, поскольку они сопровождаются энергетическими эффектами, в действительности происходит изменение массы.

Однако эти изменения настолько малы, что ими можно пренебречь. Ощутимые же изменения массы наблюдаются в ядерной химии и энергетике, где энергетические эффекты измеряются миллиардами килоджоулей.

закон постоянства состава.

Закон постоянства состава, сформулированный в 1808г. Ж.Прустом, гласит:

Всякое чистое вещество, независимо от способов его получения, всегда имеет постоянный качественный и количественный состав.

В качестве примера рассмотрим состав воды: качественный ее состав-она состоит из кислорода и водорода, количественный состав – 88,89% и 11,11%,соответственно.

Она имеет выше приведенный состав независимо от того, как она получена: синтезом из водорода и кислорода, реакцией нейтрализации или из кристаллогидратов.

Оксид углерода (II) CO содержит — 42,88% (масс) C
57,12% (масс) O

Оксид углерода (IV) CO₂ содержит — 27,29% (масс) C
72,71% (масс) O

Однако постоянный и неизменный химический состав наблюдается только для молекул (NH₃ , SO₂), а также кристаллов с молекулярной структурой.

Состав соединений с немолекулярной структурой (с атомной, ионной и металлической решеткой) не является постоянным и зависит от условий получения. Закон постоянства состава не применим к жидким и твердым растворам.

Вещества постоянного состава называются дальтонидами (в честь Дальтона), а переменного состава – бертоллидами (в память Бертолле).

Состав дальтонидов выражается формулами с целочисленными стехиометрическими индексами (HCl, CH₄, H₂O), а бертоллиды – с дробными стехиометрическими индексами. Оксид ванадия (II) может иметь, в зависимости от условий получения, состав от VO_{0,9} до VO_{1,3}.

Бертоллиды встречаются среди бинарных соединений оксидов, гидридов, сульфидов, нитридов, карбидов, силицидов и других неорганических веществ, имеющих кристаллическую структуру. К бертоллидам относится оксид железа II, состав его изображен формулой

$Fe_{1-x}O$, $x < 1$, т.е. в зависимости от условий можно получить оксиды железа состава $Fe_{0,93}O$ или $Fe_{0,89}O$.

Как вытекает из закона постоянства состава, элементы взаимодействуют между собой в строго определенных количественных соотношениях. В этом случае можно говорить об их эквивалентности (равноценности) при образовании химических соединений.

закон кратных отношений

Закон кратных отношений установлен 1803 году Джоном Дальтоном.

Если два элемента образуют между собой несколько соединений, то массы атома одного элемента, приходящиеся на одну и ту же массу атома другого элемента, относятся между собой как небольшие целые числа.

На примере оксидов серы:

$$Ar(S) = 32 \quad Ar(O) = 16$$

$$1) SO_2 \quad m(S) : m(O) = 32 : 32 = 1 : 1$$

$$2) SO_3 \quad m(S) : m(O) = 32 : 48 = 2 : 3$$

закон эквивалентов

Одновременно с законом кратных отношений был сформулирован закон эквивалентов.

Эквивалент - это реальная или условная частица вещества, которая в данной кислотно-основной реакции эквивалентна одному катиону водорода или в ОВР одному электрону.

закон объемных отношений.

Для реакций веществ, находящихся в газовом состоянии и дающих газообразные продукты, действителен не только закон эквивалентов, определяющий отношение масс, но и закон объемных отношений Гей-Люссака (1808г.).

При постоянных давлении и температуре объемы реагирующих между собой газов, а также объемы газообразных продуктов реакции относятся как небольшие целые числа.



Отношение объемов равно:

$$V(\text{CO}) : V(\text{O}_2) : V(\text{CO}_2) = 2 : 1 : 2$$

закон Авогадро.

В 1811 году Амедео Авогадро сформулировал закон, согласно которому в равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) содержится равное число молекул.

Следствия из закона Авогадро:

1. При одинаковых условиях 1 моль любого газа занимает одинаковый объем.

2. При н.у. (т.е. $P = 101325 \text{ Па}$ и $T = 273,15 \text{ К}$) 1 моль различных газов занимает объем 22,4 л. Такой объем называется молярным объемом газа (V_m) и имеет размерность (л/моль)

3. Отношение масс равных объемов различных газов равно отношению их молярных масс:

объединенный газовый закон:

Термин «объединенный» означает, что данный закон является объединением двух законов;

1) закон Бойля – Мариотта: при постоянной температуре объем данного количества газа обратно пропорционален давлению, под которым он находится

2) закон Гей – Люссака: при постоянном давлении изменение объема газа прямо пропорционально температуре.