Введение 2

Закон Авогадро 3

Закон Бойля-Мариотта 5

Закон Гей-Люссака 5

Закон объемных отношений 5

Закон действующих масс 7

Зависимость скорости реакции 7

Закон Кюри 8

Закон постоянства состава вещества 10

Закон сохранения массы вещества 10

Заключение 12

# **Введение**

Когда впервые обнаруживается, что некоторая идея объясняет или коррелирует многие факты, то такую идею называют  *гипотезой*. Гипотезу можно подвергнуть дальнейшей проверке и экспериментально подтвердить выводы, которые из нее следуют. Если гипотеза при этом согласуется с результатами эксперимента, то ее называют *теорией* или *законом.*

Теория, например атомная теория, обычно включает некоторые представления о строении той или иной части Вселенной, тогда как закон может быть просто обобщением положений, относящихся к экспериментально выявленным фактам. Так, существует закон постоянства углов между гранями в кристаллах. Этот закон утверждает, что при изменении углов между соответствующими гранями нескольких кристаллов одного и того же чистого вещества оказывается, что величины этих углов одинаковы. Закон просто выражает тот факт, что углы между соответствующими гранями кристалла чистого вещества одинаково независимо от того, большой это кристалл или маленький; какого либо объяснения самому этому факту закон не дает. Объяснение дает атомная теория кристаллов теория, которая исходит из того, что атомы кристаллов расположены в определенном порядке.

# **Закон Авогадро**

Амадео Авогадро в 1811г. выдвинул гипотезу, которая в дальнейшем была подтверждена опытными данными и потому стала называться законом Авогадро:4

|  |
| --- |
| Одинаковые объемы различных газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) содержат одинаковое число молекул. |

Таким образом, Авогадро указал, что противоречие между законом объемных отношений Гей-Люссака и учением Дальтона легко устраняется, если ввести представление о молекуле и атоме как о различных формах материи. Закон Гей-Люссака есть закон о числе молекул, а не атомов, находящихся в объеме газа.

Авогадро предположил, что молекулы простых газов состоят из двух одинаковых атомов. Таким образом, при соединени водорода с хлором их молекулы хлористого водорода. Из одной молекулы водорода и одной молекулы хлора образуются две молекулы хлористого водорода.

H2+Cl2=2HCl

Из закона Авогадро вытекает важное следствие: **при одинаковых условиях 1 моль газа занимает одинаковый объем.** Этот объем легко вычислить, если известна масса 1л газа.

Экспериментально установлено, что масса 1л кислорода при нормальных условиях (при температуре 273ºК (0ºС) и давлении 1 атм.) равна 1,429г. Следовательно, объем, занимаемый 1 молем при этих условиях, равен:



|  |
| --- |
| *При нормальных условиях 1 моль любого газа занимает объем, равный 22.4л. Этот объем называется молярным объемом газа.* |

Молярный объем газа – это отношение объема вещества к количеству этого вещества:

, где

**Vm** – молярный объем газа (м³/моль или л/моль);

**V** – объем вещества,

**n** – количество вещества системы.

Точное значение молярного объема газа 22.4135±0.0006 л/моль.

На основе закона Авогадро определяют молекулярные массы газообразных веществ по их плотности.

По закону Авогадро массы m1 и m2 л каждого из двух разных газов равняются произведению молярной массы М1 и М2 на число - постоянная (число) Авогадро: число частиц (атомов, молекул или ионов) в моле вещества.

*=моль* ˜¹

или , где

D-относительная плотность газа.

|  |
| --- |
| Отношение массы определенного объема одного газа к массе такого же другого газа, взятого при тех же условиях (объем, температура, давление), называется плотностью первого газа по второму. |

Обычно плотности газов определяют по отношению к самому легкому газу – водороду (обозначают Dh2). Молярная масса водорода равна 2.016 г/моль или приближенно 2 г/моль, следовательно:

Молекулярная масса вещества в газообразном состоянии равна удвоенной плотности по водороду.

Если плотность определяют по воздуху, то исходят из средней молярной массы, равной 29 г/моль).

Молярную массу газа можно определить, исходя из его молярного объема при нормальных условиях в соответствии с формулами n=m/M, n=V/Vm. Если в этих формулах n для одного и того же газа имеет одинаковое значение, то , и .

При нормальных условиях л/моль, тогда

В условиях, отличных от нормальных, для приведения объема газа к нормальным условиям пользуются газовыми законами.

# **Закон Бойля-Мариотта**

|  |
| --- |
| При постоянной температуре объем данного количества газа обратно пропорционально давлению, под которым он находится. |

**, где**

p-давление;

V-объем газа

Закон Бойля-Мариотта выполняется при очень малых давлениях

# Закон Гей-Люссака

|  |
| --- |
| При постоянном давлении изменение объема газа прямо пропорционально температуре. |

, где

T – абсолютная температура (К)

# **Закон объемных отношений**

Первые количественные исследования реакций между газами принадлежат французскому ученому Ж. Г. Гей-Люссаку (1778-1850). Гей-Люссак, изучая взаимодействие газообразных веществ, вывел закон простых объемных отношений:

|  |
| --- |
| *При одинаковых условиях (при неизменной температуре и давлении) объемы газов, вступающих, в реакцию, относятся друг к другу, а так же к объемам газообразных продуктов, как небольшие целые числа.* |

Так, 1 объем водорода и 1 объем хлора дают 2 объема хлористого водорода. 2 объема водорода и 1 объем кислорода – 2 объема водяного пара, 3 объема водорода и 1 объем азота – 2 объема аммиака.

Одним из первых признал закон кратных отношений Гей-Люссака шведский химик Й. Я. Берцелиус (1779-1848), предположивший, что основное свойство газов заключается в том, что равные объемы газов при одинаковых условиях содержат одинаковое число атомов.

Закономерность, установленную Гей-Люссаком, невозможно было объяснить, руководствуясь учением Дальтона о том, что простые вещества состоят из атомов. В самом деле, если в равных объемах газов, например водорода и хлора, содержится одинаковое число атомов, то при их взаимодействии должен получиться один объем хлористого водорода, а не два, как показывал опыт.

Закон Гей-Люссака был объяснен итальянским физиком А. Авогадро (1776-1856).

# **Закон действующих масс**

|  |
| --- |
| Скорость химической реакции пропорциональна концентрации регулирующих веществ. |

Для реакции

A+B=C+D

Закон действующих масс запишется следующим образом:

, где CA и CB - концентрации вещества А и В (моль/л),

k-коэффициент пропорциональности, *константа скорости реакции,* зависящая от природы реагирующих веществ и от температуры.

k=v, когда концентрации каждого их реагирующих равны 1 моль/л или их произведение равно единице.

Данное уравнение носит название *кинетического уравнения реакции.*

Концентрация твердого вещества в процессе химического превращения не меняется), процесс идет на поверхности), поэтому скорость в реакциях с участием твердого тела определяется только концентрацией газов или растворенных веществ.

В сложных (многостадийных реакциях) скорость всего процесса зависит от скорости наиболее медленной реакции.

# Зависимость скорости реакции

Согласно *правилу Фант-Гоффа,* при повышении температуры на каждые 10°С скорость большинства реакций увеличивается в 2-4 раза. Число, показывающее, во сколько раз увеличивается скорость данной реакции при повышении температуры на 10°С, называется *температурным коэффициентом реакции.* Это правило является приближенным.

В 1889г. шведский ученый С. Аррениус предложил уравнение зависимости константы скорости реакции от температуры:

, где

**k**- константа скорости

**A**- постоянный коэффициент, характерный для каждой реакции,

**R**- универсальная газовая постоянная,

**T**- абсолютная температура,

**Ea**- энергия, названная Аррениусом **энергией активации**. Энергия активации измеряется в кДж/моль.

Реакционно-способными являются не все молекулы, а только активные, энергия которых в момент контакта составляет величину не меньшую Ea. В результате сообщения неактивным частицам вещества необходимой дополнительной энергии они превращаются в активные. Такой процесс носит название активации.

Энергия активации - это энергия, которую необходимо сообщить частицам реагентов для того, чтобы превратить их в активные. Энергия активации – это энергетический барьер реакции.

Затраченная на активацию молекул энергия выделяется полностью или частично при образовании продуктов реакции. Если при образовании продуктов реакции выделяется больше энергии, чем было необходимо для активации выделяется больше энергии, чем было необходимо для активации молекул, то такая реакция называется *экзотермической,* если меньше – то *эндотермической.* Для протекания эндотермических реакций необходимо подводить энергию из вне.

# Закон Кюри

Пьер Кюри в 1895г. показал, что парамагнитная восприимчивость сильно зависит от температуры и для многих веществ обратно пропорциональна абсолютной температуре. Уравнение, выражающее эту зависимость,

,

называют законом Кюри, а входящую в него величину называют *мольной константой Кюри*; D выражает диамагнитный вклад (он обычно отрицателен).

Первый член этого уравнения можно рассчитать на основе принципа Больцмана при допущении, что данное вещество содержит постоянные магнитные дипольные моменты, способные ориентироваться в магнитном поле. Такой теоретический расчет был выполнен французским ученым Полем Ланжевеном в 1905г. Он вывел уравнение

, где

* величина дипольного магнитного момента в расчете на один атом или молекулу.

Это уравнение позволяет рассчитать значения магнитных моментов по экспериментальной магнитной восприимчивости парамагнитных веществ, измеренной в некотором интервале температур. На основании полученных значений можно определить число не спаренных электронов в молекулах веществ.

# **Закон постоянства состава вещества**

Закон постоянства состава был впервые сформулирован французским ученым Ж. Прустом в 1808г.

Современная формулировка закона такова:

|  |
| --- |
| *Всякое чистое вещество независимо от способа его получения имеет постоянный качественный и количественный состав.* |

Закон постоянства состава вещества вытекает из атомно-молекулярного учения. Вещества с молекулярной структурой состоят из одинаковых молекул, потому и состав таких веществ постоянен. При образовании из двух элементов нескольких соединений атомы этих элементов соединяются друг с другом в молекулы различного, но определенного состава. Например, азот с кислородом образует шесть соединений.

В начале ХХ века выяснилось, что соединения переменного состава встречаются не только среди соединений металлов друг с другом, но и среди других твердых тел, например оксидов, сульфидов, нитридов, карбидов и других неорганических веществ, имеющих кристаллическую структуру.

Для многих соединений переменного состава установлены пределы, в которых может изменяться их состав. Например, оксид урана (IV) имеет состав UO2.5 до UO3, оксид ванадия (II) – от VO0.9 до VO1.3

Таким образом, в формулировку закона постоянства состава вносится уточнение:

|  |
| --- |
| *Состав молекулярной структуры, т. е. состоящих из молекул является постоянным независимо от способа получения. Состав соединений с молекулярной структурой (с атомной, ионной и металлической решеткой) не является постоянным и зависит от условий получения.* |

# **Закон сохранения массы вещества**

М. В. Ломоносов впервые сформулировал закон сохранения массы вещества в 1748г., а экспериментально подтвердил его на примере обжига металлов в запаянных сосудах в 1756г. Современная формулировка закона такова:

|  |
| --- |
| *Масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.* |

Независимо от Ломоносова это закон был установлен в 1789г. французским химиком Лавуазье, который показал, что при химических реакциях сохраняется не только общая масса веществ, но и масса каждого из элементов, входящих в состав взаимодействующих веществ.

Закон сохранения массы веществ М. В. Ломоносов связывал с законом сохранения энергии (количества движения). Он рассматривал эти законы в единстве как все общий закон природы. Ломоносов писал:

«Все перемены в натуре случающиеся такого суть состояния, что, сколько чего у одного тела отнимается, столько присовокупится к другому. Так, ежели где убудет несколько материи, то умножится в другом месте. Сей всеобщий естественный закон простирается и в самые правила движения: ибо тело, движущее своей силою другое, столько же оные у себя теряет, сколько сообщает другому, которое от него движение получает».

Взгляды Ломоносова были подтверждены современной наукой. В 1905г. А. Эйнштейн показал, что между массой тела (**m**) и его энергией (**E**) существует связь, выражаемая уравнением:

,где

**с** – скорость света в вакууме.

Закон сохранения массы дает материальную основу для составления уравнений химических реакций.

# ***Заключение***

... В далёком прошлом философы Древней Греции предполагали, что вся материя едина, но приобретает те или иные свойства в зависимости от её «сущности». А сейчас, в наше время, благодаря великим учёным, мы точно знаем, из чего на самом деле она состоит.