**Содержание**

Введение

1. Химический элемент
2. Химическая связь и типы химической связи
3. Закон постоянства состава вещества Пруста
4. Закон кратных отношений Дж.Дальтона
5. Валентность химических элементов

Заключение

Список литературы

**Ведение**

Мир химии существует миллиарды лет. Химические явления сопровождают всю нашу жизнь и даже определяют саму возможность ее существования.

Вторая половина XX века ознаменовала новый виток развития химии. Быстрое развитие математики, электроники и появления в арсенале химиков точных измерительных приборов и компьютеров позволили вести расчеты, которые раньше были весьма затруднительны, а порой и невозможны. Моделирование химических процессов, обработка больших объемов данных, расчеты структур сложных веществ позволили ученым значительно расширить значимость химии. Удешевление исследований и экспериментов, а также повышение их точности позволило применить их и для менее наукоемких отраслей.

Все вышеприведенные факторы обуславливают актуальность и значимость тематики работы.

Целью данной работы является систематизация, накопление и закрепление знаний о химии как науке о веществах и их превращениях.

В соответствии с поставленной целью в работе предполагается решить следующие задачи:

- изучить понятия: химический элемент, химическая связь, а так же типы химических связей;

- рассмотреть законы Пруста и Дальтона;

- научится определять валентность химических элементов.

**1. Химический элемент**

Каждый химический элемент - это совокупность атомов с одинаковым зарядом атомных ядер и одинаковым числом электронов в атомной оболочке. Ядро атома состоит из протонов, число которых равно атомному номеру элемента, и нейтронов, число которых может быть различным. Разновидности атомов одного и того же химического Элемента, имеющие различные массовые числа (равные сумме масс протонов и нейтронов, образующих ядро), называется изотопами. В природе многие химические Элементы представлены двумя или большим числом изотопов. Известно 276 стабильных изотопов, принадлежащих 81 природному химическому Элементу, и около 2000 радиоактивных изотопов. Изотопный состав природных элементов на Земле, как правило, постоянен; поэтому каждый элемент имеет практически постоянную атомную массу, являющуюся одной из важнейших характеристик элемента. Известно более 110 химических Элементов, они, преимущественно нерадиоактивные, создают все многообразие простых и сложных веществ. Простое вещество - форма существования элемента в свободном виде. Некоторые химические Элементы существуют в двух или более аллотропных модификациях (например, углерод в виде графита и алмаза), различающихся по физическим и химическим свойствам; число простых веществ достигает 400. Иногда понятия "элемент" и - "простое вещество" отождествляются, поскольку в подавляющем большинстве случаев нет различия в названиях химических Элементов и образуемых ими простых веществ; "...тем не менее в понятиях такое различие должно всегда существовать", - писал в 1869 году Д. И. Менделеев.[[1]](#footnote-1) Сложное вещество - химическое соединение - состоит из химически связанных атомов двух или нескольких различных элементов; известно более 100 тыс. неорганических и миллионы органических соединений. Для обозначения химических элементов служат химические знаки, состоящие из первой или первой и одной из последующих букв латинского названия элемента (С одним исключением, вторая буква химического Элемента Кюрия, названного в честь Марии Складовской-Кюри, "m" означает Мария). В химических формулах и химических уравнениях каждый такой знак (символ) выражает, кроме названия элемента, относительную массу химического Элемента, равную его атомной массе. Изучение химических Элементов составляет предмет химии, в частности неорганической химии.[[2]](#footnote-2)

Историческая справка. В донаучный период химии как нечто непреложное принималось учение Эмпедокла о том, что основу всего сущего составляют четыре стихии: огонь, воздух, вода, земля. Это учение, развитое Аристотелем, полностью восприняли алхимики. В 8-9 веках они дополнили его представлением о сере (начале горючести) и ртути (начале металличности) как составных частях всех металлов. В 16 веке возникло представление о соли как начале нелетучести, огнепостоянства. Против учения о 4 стихиях и 3 началах выступил Р. Бойль, который в 1661 году дал первое научное определение химических элементов как простых веществ, которые не состоят из каких-либо других веществ или друг из друга и образуют все смешанные (сложные) тела. В 18 веке почти всеобщее признание получила гипотеза И. И. Бехера и Г. Э. Шталя, согласно которой тела природы состоят из воды, земли и начала горючести - флогистона. В конце 18 века эта гипотеза была опровергнута работами А. Л. Лавуазье. Он определил химические Элементы как вещества, которые не удалось разложить на более простые и из которых состоят другие (сложные) вещества, то есть по существу повторил формулировку Бойля. Но, в отличие от него, Лавуазье дал первый в истории науки перечень реальных химических Элементов. В него вошли все известные тогда (1789) неметаллы (О, N, H, S, Р, С), металлы (Ag, As, Bi, Co, Ca, Sn, Fe, Mn, Hg, Mo, Ni, Au, Pt, Pb, W, Zn), а также "радикалы" [муриевый (Cl), плавиковый (F) и борный (В)] и "земли" - еще не разложенные известь СаО, магнезия MgO, барит ВаО, глинозем Аl2О2 и кремнезем SiO2 (Лавуазье полагал, что "земли" - вещества сложные, но пока это не было доказано на опыте, считал их химическими Элементами). Как дань времени он включил в список химических Элементов невесомые "флюиды" - свет и теплород. Едкие щелочи NaOH и KOH он считал веществами сложными, хотя разложить их электролизом удалось позже - только в 1807 году (Г. Дэви). Разработка Дж. Дальтоном атомной теории имела одним из следствий уточнение понятия элемента как вида атомов с одинаковой относительной массой (атомным весом). Дальтон в 1803 составил первую таблицу атомных масс (отнесенных к массе атома водорода, принятой за единицу) пяти химических Элементов (О, N, С, S, P). Тем самым Дальтон положил начало признанию атомной массы как главной характеристики элемента. Дальтон, следуя Лавуазье, считал химические Элементы веществами не разложимыми на более простые[[3]](#footnote-3).

Последующее быстрое развитие химии привело, в частности, к открытию большого числа химических Элементов. В списке Лавуазье было всего 25 химических Элементов, включая "радикалы", но не считая "флюидов" и "земель". Ко времени открытия периодического закона Менделеева (1869) было известно уже 63 элемента. Открытие Д. И. Менделеева позволило предвидеть существование и свойства ряда неизвестных тогда химических Элементов и явилось основой для установления их взаимосвязи и классификации. Открытие радиоактивности в конце 19 века поколебало более чем столетнее убеждение в том, что атомы нельзя разложить. В связи с этим почти до середины 20 века продолжалась дискуссия о том, что такое химические Элементы. Конец ей положила современное теория строения атома, которая позволила дать строго объективную дефиницию химических Элементов, приведенную в начале статьи.

Распространенность в природе. Распространенность химических Элементов в космосе определяется нуклеогенезом внутри звезд. Образование ядер химических Элементов связано с различными ядерными процессами в звездах. Поэтому на разных этапах своей эволюции различные звезды и звездные системы имеют неодинаковый химические состав. Распространенность и распределение химических Элементов во Вселенной, процессы сочетания и миграции атомов при образовании космического вещества, химические состав космических тел изучает космохимия. Основную массу космического вещества составляют H и He (99,9%). Наиболее разработанной частью космохимии является геохимия[[4]](#footnote-4).

Из 111 химических Элементов только 89 обнаружены в природе, остальные, а именно технеций (атомный номер Z = 43), прометий (Z = 61), астат (Z = 85), франций (Z = 87) и трансурановые элементы, получены искусственно посредством ядерных реакций (ничтожные количества Тс, Pm, Np, Fr образуются при спонтанном делении урана и присутствуют в урановых рудах). В доступной части Земли наиболее распространены 10 элементов с атомными номерами в интервале от 8 до 26. В земной коре они содержатся в следующих относительных количествах:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Элемент | Атомный номер | Содержание, % по массе |
| O | 8 | 47,00 |
| Si | 14 | 29,50 |
| Al | 13 | 8,05 |
| Fe | 26 | 4,65 |
| Ca | 20 | 3,30 |
| Na | 11 | 2,50 |
| K | 19 | 2,50 |
| Mg | 12 | 1,87 |
| Ti | 22 | 0,45 |
| Mn | 25 | 0,10 |

Классификация и свойства[[5]](#footnote-5). Наиболее совершенную естественную классификацию химических элементов, раскрывающую их взаимосвязь и показывающую изменение их свойств в зависимости от атомных номеров, дает периодическая система элементов Д. И. Менделеева. По свойствам химические Элементы делятся на металлы и неметаллы, причем периодическая система позволяет провести границу между ними. Для химических свойств металлов наиболее характерна проявляемая при химических реакциях способность отдавать внешние электроны и образовывать катионы, для неметаллов - способность присоединять электроны и образовывать анионы. Неметаллы характеризуются высокой электроотрицателъностью. Различают химические элементы главных подгрупп, или непереходные элементы, в которых идет последовательное заполнение электронных подоболочек s и р, и химические элементы побочных подгрупп, или переходные, в которых идет достраивание d- и f-подоболочек. При комнатной температуре два химических элемента существуют в жидком состоянии (Hg и Вг), одиннадцать - в газообразном (Н, N, О, F, Cl, He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn), остальные - в виде твердых тел, причем температура плавления их колеблется в очень широких пределах - от около 30 °С (Cs 28,5 °С; Ga 29,8 °С) до 3000 °С и выше (Та 2996 °С; W 3410 °С; графит около 3800 °С)[[6]](#footnote-6).

**2. Химическая связь и типы химической связи**

Химическая связь — это взаимодействие частиц (атомов, ионов), осуществляемое путем обмена электронами. Различают несколько видов связи.

Ковалентная связь образуется в результате обобществления электронов (с образованием общих электронных пар), которое происходит в ходе перекрывания электронных облаков. В образовании ковалентной связи участвуют электронные облака двух атомов[[7]](#footnote-7).

Различают две основные разновидности ковалентной связи:

1. неполярную;

2. полярную.

1. Ковалентная неполярная связь образуется между атомами неметалла одного и того лее химического элемента. Такую связь имеют простые вещества, например О2; N2; C12. Можно привести схему образования молекулы водорода: (на схеме электроны обозначены точками).

2. Ковалентная полярная связь образуется между атомами различных неметаллов.

Ионной называется связь между ионами, т. е. заряженными частицами, образовавшимися из атома или группы атомов в результате присоединения или отдачи электронов. Ионная связь характерна для солей и щелочей. Сущность ионной связи лучше рассмотреть на примере образования хлорида натрия. Натрий, как щелочной металл, склонен отдавать электрон, находящийся на внешнем электронном слое. Хлор же, наоборот, стремится присоединить к себе один электрон. В результате натрий отдает свой электрон хлору.

В итоге образуются противоположно заряженные частицы — ионы Na+ и Сl-, которые притягиваются друг к другу. При ответе следует обратить внимание, что вещества, состоящие из ионов, образованы типичными металлами и неметаллами. Они представляют собой ионные кристаллические вещества, т. е. вещества, кристаллы которых образованы ионами, а не молекулами[[8]](#footnote-8).

После рассмотрения каждого вида связи следует перейти к их сравнительной характеристике.

Для ковалентной неполярной, полярной и ионной связи общим является участие в образовании связи внешних электронов, которые еще называют валентными. Различие же состоит в том, насколько электроны, участвующие в образовании связи, становятся общими. Если эти электроны в одинаковой мере принадлежат обоим атомам, то связь ковалентная неполярная; если эти электроны смещены к одному атому больше, чем другому, то связь ковалентная полярная. В случае, если электроны, участвующие в образовании связи, принадлежат одному атому, то связь ионная.

Металлическая связь — связь между ион-атомами в кристаллической решетке металлов и сплавах, осуществляемая за счет притяжения свободно перемещающихся (по кристаллу) электронов (Mg, Fe).

Все вышеперечисленные отличия в механизме образования связи объясняют различие в свойствах веществ с разными видами связей.

**3. Закон постоянства состава вещества Пруста**

К основным законам химии относится закон постоянства состава:

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

Атомно-молекулярное учение позволяет объяснить закон постоянства состава. Поскольку атомы имеют постоянную массу, то и массовый состав вещества в целом постоянен.

Закон постоянства состава впервые сформулировал французский ученый-химик Ж.Пруст в 1808 г. Он писал: "От одного полюса Земли до другого соединения имеют одинаковый состав и одинаковые свойства. Никакой разницы нет между оксидом железа из Южного полушария и Северного. Малахит из Сибири имеет тот же состав, как и малахит из Испании. Во всем мире есть лишь одна киноварь".

В этой формулировке закона, как и в приведенной выше, подчеркивается постоянство состава соединения независимо от способа получения и места нахождения[[9]](#footnote-9).

Развитие химии показало, что наряду с соединениями постоянного состава существуют соединения переменного состава. По предложению Н.С. Курнакова первые названы дальтонидами (в память английского химика и физика Дальтона), вторые - бертоллидами (в память французского химика Бертолле, предвидевшего такие соединения). Состав дальтонидов выражается простыми формулами с целочисленными стехиометрическими индексами, например Н2О, НCl, ССl4, СO2. Состав бертоллидов изменяется и не отвечает стехиометрическим отношениям.

В связи с наличием соединений переменного состава в современную формулировку закона постоянства состава следует внести уточнение.

Состав соединений молекулярной структуры, т.е. состоящих из молекул, - является постоянным независимо от способа получения. Состав же соединений с немолекулярной структурой (с атомной, ионной и металлической решеткой) не является постоянным и зависит от условий получения[[10]](#footnote-10).

**4. Закон кратных отношений Дж.Дальтона**

Кратных отношений закон, закон Дальтона, один из основных законов химии: если два вещества (простых или сложных) образуют друг с другом более одного соединения, то массы одного вещества, приходящиеся на одну и ту же массу другого вещества, относятся как целые числа, обычно небольшие. К. о. з. открыт в 1803 Дж. Дальтоном и истолкован им с позиций атомизма.

Примеры:

1) Cостав окислов азота (в процентах по массе) выражается следующими числами:

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Закись азота N2O | Окись азота NO | Азотистый ангидрид H2O3 | Двуокись азота NO2 | Азотный ангидрид N2O5 |
| N…63,7 | 46,7 | 36,8 | 30,4 | 25,9 |
| O…36,3 | 53,3 | 63,2 | 69,6 | 74,1 |
| Частное O\ N…0,57 | 1,14 | 1,71 | 2,28 | 2,85 |

Разделив числа нижней строки на 0,57, видим, что они относятся как 1: 2: 3: 4: 5.

2) Хлористый кальций образует с водой 4 гидрата, состав которых выражается формулами: CaCl2×H2O, CaCl2×2H2O, CaCl2×4H2O, CaCl2×6H2O, т. е. во всех этих соединениях массы воды, приходящиеся на одну молекулу CaCl2, относятся как 1: 2: 4: 6[[11]](#footnote-11).

химический атомная валентность электрон

**5. Валентность химических элементов**

Способность атомов присоединять определенное число атомов других элементов называется валентностью элемента.

С одним атомом одновалентного элемента соединяется один атом другого одновалентного элемента, с атомом двухвалентного – два атома одновалентного или один атом двухвалентного, с двумя атомами трехвалентного элемента – три атома двухвалентного и т.д.

Таким образом, валентность элемента можно представить как число, которое показывает, со сколькими атомами одновалентного элемента может соединяться атом этого элемента. Это число записывается римскими цифрами.

Существуют два правила, которые помогают определять валентность элементов в их соединениях.

1. Валентность водорода принимают за 1. Тогда в соответствии с формулой воды Н2О валентность кислорода равна 2.
2. Кислород всегда проявляет в своих соединениях валентность 2.

У металлических элементов, находящихся в группах А, валентность равна номеру группы.

У неметаллических элементов проявляются в основном две валентности: высшая, равная номеру группы, и низшая, равная разности между числом 8 и номером группы, в которой находится данный элемент.

При соединении металлов с неметаллами последние проявляют низшую валентность.

Зная валентности элементов, можно составить формулу их соединения[[12]](#footnote-12).

**Заключение**

Английскому ученому Р.Бойлю принадлежит заслуга введения в науку понятия о химическом элементе как составной части вещества. Он называл химическим элементом вещество, которое нельзя разложить на более простые вещества.

Свойство атомов притягивать к себе электроны называется электроотрицательностью. При химических реакциях электроны переходят или смещаются к атомам элементов, обладающих большей электроотрицательностью. Поэтому сведения о ней особенно важны при характеристике химической связи.

Существует три случая химического взаимодействия между атомами:

1. Химические реакции происходят между атомами элементов, электроотрицательности которых резко отличаются.

2. Химические реакции происходят между атомами элементов, электроотрицательности которых одинаковы.

3. Вступать в химические реакции могут атомы элементов, электроотрицательности которых отличаются, но не очень сильно.

Закон постоянства вещества Пруста заключается в том, что в каких бы относительных количествах мы ни взяли исходные вещества, соотношение атомов соответствующих элементов в соединении, которое получается в результате химической реакции, будет одним и тем же, другими словами – состав образующегося вещества будет один и тот же[[13]](#footnote-13).

А закон кратных отношений Дальтона - что существование двух (или нескольких) соединений, образующихся при взаимодействии любой пары химических элементов, возможно лишь в том случае, когда состав соединений будет отличаться один от другого на целые атомы.

И наконец, использование закона постоянства вещества и закона кратных отношений позволило Д. Дальтону установить значения относительных атомных масс элементов, принимая за единичную — массу атома водорода.

Валентность элемента характеризует способность его атомов присоединять определенное число атомов других элементов.

За единицу валентности принимают единицу водорода.

Валентность элемента можно определить на основании его положения в таблице Д.И.Менделеева: у металлов А-групп она, как правило, равна номеру группы, в которой он находится; у неметаллов – высшая валентность равна номеру группы, а низшая – разности между числом 8 и номером группы[[14]](#footnote-14).

**Список литературы**

1. Тейлор Г. Основы органической химии для студентов нехимических специальностей.- М.:1989.
2. Вольхин В.В. Общая химия. Основной курс. - СПб. М.: 2008.
3. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия.- М., 2003
4. Артеменко А.И. Органическая химия.- М., 2007
5. Глинка Н.Л. Общая химия. - М., 2008
6. Ким А.М. Органическая химия. - Новосибирск, 2007
7. Коровин И.В. Общая химия. - М., 2010

1. Тейлор Г. Основы органической химии для студентов нехимических специальностей.- М.:1989. [↑](#footnote-ref-1)
2. Артеменко А.И. Органическая химия.- М., 2007 [↑](#footnote-ref-2)
3. Артеменко А.И. Органическая химия.- М., 2007 [↑](#footnote-ref-3)
4. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия.- М., 2003 [↑](#footnote-ref-4)
5. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия.- М., 2003 [↑](#footnote-ref-5)
6. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия.- М., 2003 [↑](#footnote-ref-6)
7. Ким А.М. Органическая химия. - Новосибирск, 2007 [↑](#footnote-ref-7)
8. Ким А.М. Органическая химия. - Новосибирск, 2007 [↑](#footnote-ref-8)
9. Глинка Н.Л. Общая химия. - М., 2008 [↑](#footnote-ref-9)
10. Глинка Н.Л. Общая химия. - М., 2008 [↑](#footnote-ref-10)
11. Коровин И.В. Общая химия. - М., 2010 [↑](#footnote-ref-11)
12. Вольхин В.В. Общая химия. Основной курс. - СПб. М.: 2008. [↑](#footnote-ref-12)
13. Тейлор Г. Основы органической химии для студентов нехимических специальностей.- М.:1989. [↑](#footnote-ref-13)
14. Тейлор Г. Основы органической химии для студентов нехимических специальностей.- М.:1989. [↑](#footnote-ref-14)