**Содержание**

**Введение**

1. Общее понятие о химической реакции

2. Классификация химических реакций

Заключение

Список используемой литературы

**Введение**

Самое интересное в окружающем мире состоит в том, что он постоянно изменяется.

Понятие **«химическая реакция»** - второе главное понятие химии. Каждую секунду в мире происходит неисчислимое множество реакций, в результате которых одни вещества превращаются в другие. Некоторые реакции мы можем наблюдать непосредственно, например ржавление железных предметов, свертывание крови, сгорание автомобильного топлива.

В то же время, подавляющее большинство реакций остаются невидимыми, но именно они определяют свойства окружающего нас мира.

Для того, чтобы осознать свое место в мире и научиться им управлять, человек должен глубоко понять природу этих реакций и те законы, которым они подчиняются. Задача современной химии состоит в изучении функций веществ в сложных химических и биологических системах, анализе связи структуры вещества с его функциями и синтезе веществ с заданными функциями.

Итак, химических реакций протекающих вокруг человека очень много, они протекают постоянно. Что же необходимо сделать, чтобы не запутаться во всём многообразии химических реакций? Научиться их классифицировать и выявлять существенные признаки классов.

Цель данной работы: рассмотреть понятие «химическая реакция» и систематизировать и обобщить знания о классификации химических реакций.

Работа состоит из введения, двух глав, заключения и списка литературы. Общий объем работы 14 страниц.

**1. Общее понятие о химической реакции**

Химическая реакция - это превращение одних веществ в другие. Однако, такое определение нуждается в существенном дополнении.

Так, например, в ядерном реакторе или в ускорителе тоже одни вещества превращаются в другие, но такие превращения химическими не называют. В чем же здесь дело? В ядерном реакторе происходят ядерные реакции. Они заключаются в том, что ядра элементов при столкновении с частицами высокой энергии (ими могут быть нейтроны, протоны и ядра иных элементов) - разбиваются на осколки, представляющие собой ядра других элементов. Возможно и слияние ядер между собой. Эти новые ядра затем получают электроны из окружающей среды и, таким образом, завершается образование двух или нескольких новых веществ. Все эти вещества являются какими-либо элементами Периодической системы. В отличие от ядерных реакций, в химических реакциях *не затрагиваются ядра* атомов. Все изменения происходят только во внешних электронных оболочках. Разрываются одни химические связи и образуются другие.

Таким образом, **химическими реакциями** называются явления, при которых одни вещества, обладающие определенным составом и свойствами, превращаются в другие вещества - с другим составом и другими свойствами. При этом в составе атомных ядер изменений не происходит.

Выделим признаки и условия химических реакций (рис.1, 2).

Рисунок 1 – Признаки химических реакций

Рисунок 2 – Условия проведения химических реакций

Рассмотрим типичную химическую реакцию: сгорание природного газа (метана) в кислороде воздуха (данную реакцию можно наблюдать дома, у кого есть газовая плита) на рисунке 3.

Рисунок 3 - Сгорание природного газа (метана) в кислороде воздуха

Метан СН4 и кислород О2 реагируют между собой с образованием диоксида углерода СО2 и воды Н2О. При этом разрываются связи между атомами С и Н в молекуле метана и между атомами кислорода в молекуле О2. На их месте возникают новые связи между атомами С и О, Н и О.

На рисунке 3 хорошо видно, что для успешного осуществления реакции на *одну* молекулу метана надо взять *две* молекулы кислорода. Однако записывать химическую реакцию с помощью рисунков молекул не слишком удобно, поэтому для записи химических реакций используют сокращенные формулы веществ - такая запись называется **уравнением химической реакции.**

Рисунок 4 – Уравнение реакции

Уравнение химической реакции показанной на рисунке 3 выглядит следующим образом

**CH4 +2O2 = CO2 + 2H2O**

Количество атомов разных элементов в левой и правой частях уравнения одинаково. В левой части *один* атом углерода в составе молекулы метана (СН4), и в правой - *тот же* атом углерода мы находим в составе молекулы СО2. *все четыре* водородных атома из левой части уравнения мы обязательно найдем и в правой - в составе молекул воды.

В уравнении химической реакции для выравнивания количества одинаковых атомов в разных частях уравнения используются *коэффициенты*, которые записываются *перед* формулами веществ.

Рассмотрим другую реакцию - превращение оксида кальция СаО (негашеной извести) в гидроксид кальция Са(ОН)2 (гашеную известь) под действием воды (рис.5).

Рисунок 5 - Оксид кальция СаО присоединяет молекулу воды Н2О

с образованием гидроксида кальция Са(ОН)2

В отличие от математических уравнений, в уравнениях химических реакций нельзя переставлять левую и правую части. Вещества в левой части уравнения химической реакции называются *реагентами*, а в правой - *продуктами реакции*.

Если сделать перестановку левой и правой части в уравнении из рисунка 5, то получим уравнение *совсем другой* химической реакции

**Ca(OH)2 = CaO + H2O**

Если реакция между СаО и Н2О (рис. 4) начинается самопроизвольно и идет с выделением большого количества теплоты, то для проведения последней реакции, где реагентом служит Са(ОН)2, требуется сильное нагревание. Добавим также, что реагентами и продуктами могут быть не обязательно молекулы, но и атомы - если в реакции участвует какой-нибудь элемент или элементы в чистом виде, например

**H2 + CuO = Cu + H2O**

Таким образом, мы подошли к классификации химических реакций, которую рассмотрим в следующей главе.

**2.** **Классификация химических реакций**

В процессе изучения химии приходится встречаться с классификациями химических реакций по различным признакам (табл.1).

Таблица 1 - Классификация химических реакций

|  |  |
| --- | --- |
| **По** **тепловому эффекту** | **Экзотермические** – протекают с выделением энергии 4Р + 5О2 = 2Р2О5 + Q; CH4 + 2О2 → СО2 + 2H2O + Q  |
| **Эндотермические** – протекают с поглощением энергииCu(OH)2 CuO + H2O – Q; C8H18 C8H16 + H2 – Q  |
| **По** **числу и составу исходных и** **образовавшихся веществ** | **Реакции разложения** – из одного сложного вещества образуется несколько более простых: СаСО3  СаО + СО2 C2H5OH → C2H4 + H2O  |
| **Реакции соединения** – из нескольких простых или сложных веществ образуется одно сложное: 2H2 + О2 → 2H2O C2H4 + H2 → C2H6  |
| **Реакции замещения** – атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов в сложном веществе: Zn + 2HCl = ZnCl2 + H2↑ CH4 + Cl2 → CH3Cl + HCl |
| **Реакции обмена** – два сложных вещества обмениваются составными частями: AgNO3 + HCl = AgCl↓ + HNO3 HCOOH + CH3OH → HCOOCH3 + H2O |
| **По** **агрегатному состоянию реагирующих веществ** | **Гетерогенные** – исходные вещества и продукты реакции находятся в разных агрегатных состояниях:Fe(т) + CuCl2(р-р) → Cu(т) + FeCl2(р-р)2Na(т) + 2C2H5OH(ж) → 2C2H5ONa(р-р) + H2(г) ↑ |
| **Гомогенные** – исходные вещества и продукты реакции находятся в одном агрегатном состоянии: H2(г) + Cl2(г) =2HCl(г) C2H5OH(ж) + CH3COOH(ж) → CH3COOC2H5(ж) + H2O(ж)  |
| **По** **наличию катализатора** | **Каталитические** 2H2O2 2H2O + О2↑ C2H4 + H2  C2H4  |
| **Некаталитические** S + О2 SO2 C2H2 + 2Cl2 → C2H2 Cl4  |
| **По** **направлению** | **Необратимые** – протекают в данных условиях только в одном направлении: H2SO4 + BaCl2 → BaSO4+ 2HCl CH4 + 2О2 → СО2 + 2H2O |
| **Обратимые** – протекают в данных условиях одновременно в двух противоположных направлениях:3H2 + N2 ↔ 2NH3 ; C2H4 + H2 ↔ C2H6  |
| **По** **изменению степени окисления атомов элементов** | **Окислительно-восстановительные** – реакции, идущие с изменением степени окисления: Fe0 + 2H+1Cl-1 → Fe2+Cl2-1+ H20 H+1C0O-2 H+1 + H2 → C-2 H3+1 O-2 H+1 |
| **Неокислительно-восстановительные** – реакции, идущие без изменения степени окисления: S+4O4-2 + H2O → H2+ S+4O4-2 CH3NH2 + HCl → (CH3NH3)Cl |

Как видим, существует различные способы классификации химических реакций, из которых более подробно мы рассмотрим следующие.

По **признаку** **изменения числа исходных и конечных веществ.** Здесь можно найти 4 типа химических реакций (рис.6): реакции **соединения**, реакции **разложения**, реакции **обмена**, реакции **замещения**.

Рисунок 6 – Классификация химических реакций по признаку изменения числа исходных и конечных веществ

Приведем примеры таких реакций. Для этого воспользуемся уравнением получения гашеной извести и уравнению получения негашеной извести

**СаО + Н2О = Са(ОН)2**

**Са(ОН)2 = СаО + Н2О**

Эти реакции относятся *к разным* *типам* химических реакций.

Первая реакция является типичной реакцией **соединения**, поскольку при ее протекании две молекулы реагентов СаО и Н2О соединяются в одну, более сложную молекулу Са(ОН)2.

Вторая реакция Са(ОН)2 = СаО + Н2О является типичной реакцией **разложения**: здесь реагент Ca(OH)2 разлагается с образованием двух других, более простых веществ (продуктов реакции).

В реакциях **обмена** количество реагентов и продуктов обычно одинаково. В таких реакциях исходные вещества обмениваются между собой атомами и даже целыми составными частями своих молекул. Например, при сливании раствора CaBr2 с раствором HF выпадает осадок. Происходит реакция, в которой ионы кальция и водорода обмениваются между собой ионами брома и фтора

**CaBr2 + 2HF = CaF2¯ + 2HBr**

При сливании растворов CaCl2 и Na2CO3 тоже выпадает осадок, потому что ионы кальция и натрия обмениваются между собой частицами CO32- и Cl–

**CaCl2 + Na2CO3 = CaCO3¯ + 2NaCl**

Стрелка рядом с продуктом реакции показывает, что это соединение нерастворимо и выпадает в осадок. Таким образом, стрелку можно использовать и для обозначения удаления какого-нибудь продукта из химической реакции в виде осадка (¯ ) или газа ( ), например:

**Zn + 2HCl = H2 + ZnCl2**

Последняя реакция относится к еще одному типу химических реакций - реакциям **замещения**. Цинк *заместил* водород в его соединении с хлором - в HCl. Водород при этом выделяется в виде газа.

Реакции замещения внешне могут быть похожи на реакции обмена. Отличие заключается в том, что в реакциях замещения обязательно участвуют атомы какого-нибудь *простого* вещества, которые замещают атомы одного из элементов в сложном веществе, например

**2NaBr + Cl2 = 2NaCl + Br2** – это реакция замещения;

в левой части уравнения есть простое вещество-молекула хлора Cl2, и в правой части есть простое вещество – молекула брома Br2.

В реакциях *обмена* - и реагенты и продукты являются сложными веществами, например

**CaCl2 + Na2CO3 = CaCO3¯ + 2NaCl** – это реакция обмена;

в этом уравнении реагенты и продукты - *сложные* вещества.

Деление всех химических реакций на реакции соединения, разложения, замещения и обмена - не единственное.

Рассмотрим способ классификации **по признаку изменения (или отсутствия изменения) степеней окисления у реагентов и продуктов.** По этому признаку все реакции делятся на *окислительно-восстановительные* реакции и все прочие (т.е. не окислительно-восстановительные).

Рисунок 7 – Реакции с изменением степени окисления элементов

Так, рассмотренная выше реакция между Zn и HCl является не только реакцией замещения, но и *окислительно-восстановительной реакцией*, потому что в ней изменяются степени окисления реагирующих веществ

**Zn0 + 2H+1Cl = H20 + Zn+2Cl2**

это реакция замещения и одновременно окислительно-восстановительная реакция.

Окислительно-восстановительными являются также:

- реакции метана с кислородом (рис. 1):

меняют степень окисления углерод и кислород;

- реакция оксида меди с водородом:

меняют степень окисления водород и медь;

- реакция бромида натрия с хлором:

меняют степень окисления бром и хлор.

Важно также отметить, что по разным признакам одна и та же реакция может быть отнесена одновременно к нескольким типам, например

- эта реакция относится к реакциям: соединения, экзотермическим, окислительно-восстановительным, каталитическим и обратимым.

К окислительно-восстановительным в неорганической химии относятся все реакции замещения и те реакции разложения и соединения, в которых участвует хотя бы одно простое вещество.

В более обобщенном варианте (уже с учетом и органической химии): все реакции с участием простых веществ, и наоборот, к реакциям, идущим без изменения степеней окисления элементов, образующих реагенты и продукты реакции, относятся все реакции обмена.

К окислительно-восстановительным относятся подавляющее большинство химических реакций, они играют исключительно важную роль.

**Классификация окислительно-восстановительных реакций**

Межмолекулярные (окислитель и восстановитель - разные вещества):

Внутримолекулярные (окислитель и восстановитель входят в состав одного и того же вещества):

Диспропорционирование [дисмутация] (степень окисления одного и того же элемента и повышается и понижается):

Контрпропорционирование [конмутация] (взаимодействие окислителя и восстановителя, в состав которых входит один и тот же элемент в разных степенях окисления):

Продуктом является вещество с элементом в промежуточной степени окисления.

Таким образом, мы узнали, что такое химическая реакция, выявили признаки химических реакций, сформировали представления о причинах и условия протекания химических реакций и систематизировали и обобщили представление о классификации химических реакций.

**Заключение**

Завершая работу, кратко отметим следующее.

Вещества, взаимодействуя друг с другом, подвергаются различным изменениям и превращениям.

**Химическая реакция** — это превращение одного или нескольких исходных веществ (реагентов) в отличающиеся от них по химическому составу или строению вещества (продукты реакции).

В отличие от ядерных реакций, при химических реакциях ядра атомов не меняются, в частности не изменяется их общее число, изотопный состав химических элементов, при этом происходит перераспределение электронов и ядер и образуются новые химические вещества.

Химические реакции **могут сопровождаться** выделением тепла, испусканием света, изменением агрегатного состояния веществ, появлением запаха, образованием газа и т.п.

Для описания химических реакцийиспользуют **химические уравнения**, в левой части которых указывают исходные вещества, в правой - продукты.

Обе части уравнения соединены знаком равенства (в этом случае кол-во атомов хим. элементов справа и слева должно быть уравнено с помощью стехиометрического коэффициента*,* стрелкой (в случае необратимых хим. превращений) или прямой и обратной стрелками (для обратимых реакций).

Химические реакциимогут осуществляться как один элементарный акт (стадия) *(простые реакции*) или через последовательность отдельных стадий *(сложные реакции*)*,* составляющих в совокупности **механизм реакции***.*

Существуют различные системы **классификации** **химических** **реакций.**

Наиболее широко используют следующую классификацию:

а) по числу и составу исходных веществ и продуктов, которые подразделяют на:

* реакции соединения - реакции, при которых из двух или нескольких веществ образуется одно новое вещество:
* реакции разложения - реакции, в результате которых из одного вещества образуется несколько новых веществ:
* реакции замещения - реакции, в результате которых атомы простого вещества замещают в молекулах других веществ:
* реакции обмена - реакции, в результате которых два вещества обмениваются атомами или группировками атомов, образуя два новых вещества:

б) выделение или поглощение теплоты: подразделяются на экзотермические и эндотермические. Выделение или поглощение энергии может быть обозначено в уравнении реакции соответственно знаком +Q или -Q.

Реакции разложения обычно протекают с поглощением энергии, а присоединения — с выделением энергии.

в) изменение степени окисления химических элементов: реакции, в результате которых некоторые элементы, входящие в состав исходных веществ и продуктов, меняют свои степени окисления.

г) наличие или отсутствие катализатора. Реакции, идущие с участием катализаторов, называются каталитическими. Не все реакции нуждаются в катализаторах, но многие без катализаторов практически идти не могут.

д) обратимость реакций: делят на обратимые и необратимые.

* реакции, протекающие в двух противоположных направлениях, называются обратимыми,
* реакции, протекающие только в одном направлении - необратимыми.

Признаками необратимости реакций в растворах является образование малодиссоциирующего вещества (осадка, газа или воды).

Кроме того, одна и та же реакция по разным признакам может быть отнесена одновременно к нескольким типам.

**Список используемой литературы**

1. Габриелян О.С. Химия. 11 класс: Учебник для общеобразовательных учреждений / О.С.Габриелян. - М.: Дрофа.- 304 с.
2. Иванова Р.Г. Химия. Учебник для 10 кл. общеобразовательных учреждений / Р.Г.Иванова, А.А.Каверина. – М.: Просвещение, 2001. – 287 с.
3. Кузнецова Н.Е. Химия. Учебник. 8 класс / Н.Е.Кузнецова, И.М.Титова, Н.Н.Гара, А.Ю.Жегин М.: Вентана-Граф, 2005. – 224 с.
4. Мануйлов А.В. Основы химии. Электронный учебник / А.В.Мануйлов, В.И.Родионов. [Электронный ресурс]. Режим доступа: http://www.hemi.nsu.ru/
5. Химия. 8-9 класс: Поурочные планы / Авт. сост. С.Ю.Дибленко, Е.А.Смирнова, С.М.Колмыкова. – Волгоград: Учитель, 2005. – 169 с.