

Научно-исследовательская работа

Химия

**ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ В ОРГАНИЧЕСКОЙ И
НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ**

Выполнил:

Гремяков Антон Сергеевич

учащийся 11 класса

МБОУ «Гимназия №13 г. Алексин

Тульской обл.

Руководитель:

Чадалина Надежда Николаевна

учитель химии

МБОУ «Гимназия №13 г. Алексин

Тульской обл.

2024 г.

Содержание

Введение.....	3
Актуальность.....	3
Цель работы.....	4
Задачи.....	4
Объект исследования.....	5
Предмет исследования.....	5
Практическое применение.....	5
Проектный продукт.....	5
Методы исследования.....	5
Глава 1. Обзор литературы.....	6
1.1. Что такое химическая реакция?.....	6
1.2. Условия и признаки реакции.....	6
1.3. Классификация химических реакций в неорганической химии.....	7
1.3.1. Классификация химических реакций по числу и составу реагентов и образующихся веществ.....	7
1.3.2. Классификация химических реакций по тепловому эффекту.....	9
1.3.3. Классификация химических реакций по агрегатному состоянию.....	9
1.3.4. Классификация химических реакций по обратимости.....	9
1.3.5. Классификация химических реакций по использованию катализатора.....	9
1.3.6. Классификация химических реакций по изменению степени окисления элементов.....	10
.....	
1.4. Классификация реакций в органической химии.....	10
1.4.1. Классификация реакций по механизму разрыва связи.....	10
1.4.2. Классификация по характеру химических превращений.....	12
Глава 2. Химическая кинетика.....	17
2.1. Скорость химической реакции.....	17
2.2. Факторы, влияющие на скорость реакции.....	18
2.2.1. Зависимость скорости реакции от природы реагирующих веществ.....	19
2.2.2. Зависимость скорости реакции от концентрации веществ.....	19
2.2.3. Влияние давления.....	21
2.2.4. Степень измельченности реагирующих веществ.....	21
2.2.5. Температура.....	22
2.2.6. Зависимость скорости реакции от катализатора.....	23
Глава 3. Химическое равновесие.....	25
3.1. Обратимые и необратимые реакции.....	25
3.2. Смещение химического равновесия.....	26
3.2.1. Влияние изменения концентрации реагентов или продуктов.....	27
3.2.2. Влияние изменения давления.....	27
3.2.3. Влияние изменения температуры системы.....	28
3.2.4. Влияние катализатора.....	28
Глава 4. Энергетика химических процессов.....	30
4.1. Возможность самопроизвольного протекания химического процесса.....	30
4.2. Термохимия.....	31
Глава 5. Практическая часть.....	33
Выводы.....	40
Заключение.....	40
Список литературы.....	41

Введение

В химии химическая реакция – это процесс, в результате которого происходит превращение одних веществ в другие. Химические реакции играют важную роль в нашей повседневной жизни, от процессов пищеварения в нашем организме до сжигания топлива в автомобилях.

Выделяют восемь основных причин, по которым они важны.

1. Благодаря химическим реакциям растения растут, дают плоды и становятся компостом для новых растений.
2. Благодаря химическим реакциям люди (и все другие животные) размножаются, переваривают пищу, растут, исцеляются и думают.
3. Химические реакции — это способ образования новых форм материи.
4. Химические реакции помогают нам понять свойства вещества.
5. Наблюдая за химическими реакциями, мы можем понять и объяснить, как устроен мир природы.
6. Химические реакции превращают пищу в топливо для вашего организма, заставляют взрываться фейерверки, изменяют цвет пищи при приготовлении, заставляют мыло удалять грязь и многое другое.
7. Захватывающие и занимательные химические реакции пробуждают интерес к науке.
8. Химические реакции помогают нам раскрывать преступления и разгадывать тайны [15].

Актуальность

Знания о химической реакции представляет собой систему, которая постепенно формируется у учащихся в процессе обучения химии.

Первоначальное знакомство с понятием «химическая реакция» начинается в восьмом классе. В начале изучения химии обучающиеся сравнивают физические и химические явления, знакомятся с типами химических реакций. Расширение знаний о химических реакциях происходит при изучении химической связи и строения вещества.

В девятом классе углубляются и расширяются знания о химической реакции. В разделе «Химическая кинетика» изучается скорость реакции, факторы, влияющие на скорость, химическое равновесие, объясняется механизм протекания химической реакции посредством гидролиза и диссоциации.

В десятом классе происходит раскрытие понятия «химическая реакция» с позиции органической химии.

В одиннадцатом классе происходит повторение, систематизация, обобщение полученных знаний о химических реакциях. Итогом формирования понятий на школьном этапе обучения является умение обучающихся всесторонне характеризовать химическую реакцию.

Изучая химию на углубленном уровне, для меня важно было систематизировать теоретические знания, подтвердить теорию практикой.

Существенными признаками и сторонами общего понятия химическая реакция являются следующие блоки знаний:

1. блок знаний об условиях и признаках протекания реакций;
2. блок знаний об энергетике химических реакций;
3. блок знаний о кинетике химических реакций;
4. блок знаний о химическом равновесии;
5. блок знаний о закономерностях протекания реакций [1,2,5,6]

Цель работы: сформировать целую систему знаний о химических реакциях

Основные задачи:

- изучить и проанализировать литературу по теме работы;
- подобрать методический материал для обучающихся в профильных классах естественнонаучного направления по темам: «Условия, признаки и типы химических реакций», «Химическая кинетика», «Химическая термодинамика»;

- экспериментально подтвердить влияние на скорость химической реакции природы реагирующих веществ, концентрации вещества, температуры, площади соприкосновения, катализатора;
- оставить методическое пособие для учителей и учащихся «Проверочные и контрольные работы по химии» 8-11 класс.

Объект исследования: химические реакции в органической и неорганической химии.

Предмет исследования: классификация химических реакций в неорганической и органической химии; механизм реакций, скорость химических реакций и зависимость её от различных факторов, химическое равновесие, энергетика химических реакций.

Практическая значимость работы заключается в том, что собранный теоретический материал может быть использован на уроках химии в 8-11 классах, а также при проведении кружковых и элективных занятий.

Проектный продукт: создание методического пособия для учителей и учащихся

«Проверочные и контрольные работы по химии», 8-11 класс

Методы исследования:

- поисковый (сбор и анализ информации, изучение источников)
- экспериментальный метод
- метод наблюдения
- метод измерения
- метод сравнения
- метод анализа эмпирических данных

Глава 1. Обзор литературы

1.1. Что такое химическая реакция?

Химическая реакция – это процесс превращения одного или нескольких веществ в другие вещества, в результате чего происходит перераспределение электронов и ядер. Сами ядра атомов при этом не меняются: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$

Химические реакции нельзя путать с физическими процессами. В физических процессах вещества сохраняют свой состав, хотя могут образовывать смеси, изменять внешнюю форму либо агрегатное состояние. Так, превращение воды в пар или лед является физическим процессом, а не химической реакцией. Химическое взаимодействие, в результате которого образуется вода, описывается формулой: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$

Отличаются химические реакции и от ядерных реакций, в которых происходят изменения в ядрах атомов и образуются атомы новых элементов. В ходе химических процессов новые вещества получаются в результате изменений, происходящих в электронной оболочке атомов.

1.2. Условия и признаки реакций

Условия возникновения реакций

Чтобы положить начало химических реакций, необходимо для этого создать соответствующие условия:

- приведение веществ в тесное соприкосновение.
- нагревание веществ до определенной температуры (температура химической реакции должна быть подходящей).

Признаки реакций

По признакам протекания химических реакций можно судить прошла ли химическая реакция между реагентами или нет. Приведем примеры признаков химических реакций:

- Изменение цвета. Железо, к примеру, во влажном воздухе покрывается бурым налетом, как результат химической реакции взаимодействия железа и кислорода).
- Выпадение осадка. Если через известковый раствор пропустить углекислый газ, то получим выпадение белого нерастворимого осадка карбоната кальция.
 - Выделение газа. Нейтрализуя пищевую соду лимонной кислотой, мы наблюдаем выделение углекислого газа).
 - Образование слабодиссоциированных веществ (в результате реакции нейтрализации образуется мало диссоциирующее вещество вода).
 - Свечение раствора. Примером тут могут служить реакции, происходящие с раствором люминола, излучающего при химических реакциях свет.
 - Появление запаха. Например, при действии соляной кислоты на раствор сульфида натрия выделяется сероводород, газ с резким неприятным запахом.
 - В ходе реакции тепло может поглощаться и выделяться.
 - В целом, трудно выделить какие признаки химических реакций являются основными, для разных веществ и разных реакций характерны свои признаки.

Определить признак химической реакции можно визуально (при изменении цвета, свечении), или по результатам этой самой реакции [9].

1.3. Классификация химических реакций в неорганической химии

Существует целый ряд признаков, по которым можно классифицировать химические реакции: по числу и составу реагентов, по агрегатному состоянию, по изменению степеней окисления реагентов, по тепловому эффекту реакции, по направлению протекания, по наличию катализаторов.

1.3.1.Классификация химических реакций по числу и составу реагентов и образующихся веществ

Реакция соединения

Реакция соединения — химическая реакция, в результате которой из двух или большего числа исходных веществ образуется только одно новое. В такие реакции могут вступать как простые, так и сложные вещества.

Примером химической реакции соединения может быть нагревание порошков железа и серы, при которой из них образуется сульфид железа – $Fe+S=FeS$.

Другим ярким примером этой реакции является горение простых веществ, таких как сера или фосфор на воздухе.

Реакция разложения

Реакции разложения — реакции, в результате которых из одного сложного вещества образуются два и несколько новых веществ. (реакция протекает при нагревании)

Реакция разложения является противоположностью реакции соединения. Простым примером химической реакции разложения может быть реакция разложение мела, в ходе которой из собственно мела образуется негашеная известь и углекислый газ.



Реакция замещения

Реакции замещения — реакции между простым и сложным веществами, протекающие с образованием двух новых веществ — простого и сложного.

Приведем пример химической реакции замещения: если опустить стальной гвоздь в раствор с медным купоросом, то в ходе этого простого химического опыта мы получим железный купорос (железо вытеснит медь из соли). Уравнение такой химической реакции будет выглядеть так: $Fe+CuSO_4 \rightarrow FeSO_4+Cu$

Реакция обмена

Реакции обмена проходят исключительно между сложными химическими веществами, в ходе которых они меняются своими частями. Очень много таких

реакций имеют место быть в различных растворах. Нейтрализация кислоты щёлочью - пример химической реакции обмена.



1.3.2. Классификация химических реакций по тепловому эффекту

Тепловой эффект химической реакции - количество теплоты, которое выделяется или поглощается при протекании химической реакции.

По тепловому эффекту химические реакции делятся на экзотермические (сопровождающиеся выделением тепла $+Q$) и эндотермические (идущие с поглощением тепла $-Q$).

Яркий пример экзотермических реакций – процесс горения:



К эндотермическим реакциям относятся реакции разложения:



1.3.3. Классификация химических реакций по агрегатному состоянию

По агрегатному состоянию (газообразному, жидкому, твердому) реагирующих веществ химические реакции подразделяются на гомогенные и гетерогенные. **Гомогенные** реакции протекают в одной фазе, между веществами нет поверхности раздела. К ним относятся все реакции между газообразными веществами, а также реакции, протекающие в растворах.

Например: $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

Гетерогенные реакции протекают между веществами, находящимися в разных фазах. Реакция осуществляются на границе раздела двух фаз.

Например, твердое вещество и газ: $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$ [11].

1.3.4. Классификация химических реакций по обратимости

По направлению протекания химические реакции бывают обратимыми и необратимыми. Обратимые реакции одновременно протекают в двух противоположных направлениях: $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$

Необратимые реакции идут только в одном направлении: $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$

1.3.5. Классификация химических реакций по использованию катализатора

По наличию катализаторов (веществ, участвующих в реакции, изменяющих ее скорость, но остающихся неизменными после завершения реакции) химические реакции подразделяются на каталитические (протекающие в присутствии катализаторов) и некаталитические (идущие без катализаторов). В уравнениях каталитических реакций химическая формула катализатора записывается над знаком равенства или обратимости.

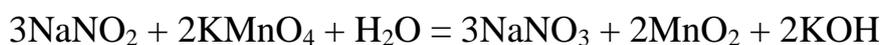
Например,

1.3.6. Классификация химических реакций по изменению степеней окисления элементов

По изменению степеней окисления реагентов выделяют окислительно-восстановительные реакции. Окисление – это процесс отдачи электронов, что приводит к увеличению степени окисления. Восстановление – это присоединение электронов и уменьшение степени окисления. Элемент, отдающий электроны, называется восстановителем, а элемент, принимающий электроны, – окислителем.

К числу ОВР принадлежат все реакции между простыми и сложными веществами, между двумя простыми веществами, а также многие случаи взаимодействия сложных веществ.

Изменение степеней окисления в ходе ОВР обусловлено полным или частичным переходом электронов от атомов одного элемента к атомам другого элемента. Любая окислительно-восстановительная реакция представляет собой совокупность двух процессов: отдачи и присоединения электронов.



1.4 Классификация реакций в органической химии

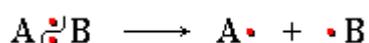
Отличием органических реакций от неорганических является то, что, как правило, в них участвуют молекулы. Скорость таких реакции низка, а выход продукта обычно составляет всего лишь 50-80 %. Для повышения скорости реакции применяют катализаторы, повышают температуру или давление

1.4.1 Классификация реакций по механизму разрыва связей

В зависимости от способа разрыва ковалентной связи в реагирующей молекуле органические реакции подразделяются на *радикальные* и *ионные реакции*.

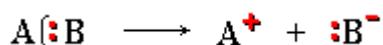
Ионные реакции в свою очередь делятся по характеру реагента, действующего на молекулу, на *электрофильные* и *нуклеофильные*. Разрыв ковалентной связи может происходить двумя способами, обратными механизмам ее образования.

Разрыв связи, при котором каждый атом получает по одному электрону из общей пары, называется *гомолитическим*:



В результате гомолитического разрыва образуются сходные по электронному строению частицы, каждая из которых имеет неспаренный электрон. Такие частицы называются *свободными радикалами*.

Если при разрыве связи общая электронная пара остается у одного атома, то такой разрыв называется *гетеролитическим*:



В результате образуются разноименно заряженные ионы – *катион* и *анион*. Если заряд иона сосредоточен на атоме углерода, то катион называют *карбокатионом*, а анион – *карбанионом*.

Электрофильные реакции

Электрофильной называется реакция, в которой молекула органического вещества подвергается действию электрофильного реагента.

Электрофильные ("любящие электроны") реагенты или электрофилы – это частицы (катионы или молекулы), имеющие свободную орбиталь на внешнем электронном уровне.

Примеры электрофильных частиц: H^+ , CH_3^+ и другие карбокатионы, NO_2^+ , $ZnCl_2$, $AlCl_3$.

Электрофильное присоединение:



Стадии:



Механизм электрофильного присоединения обозначается символом Ad_E (по первым буквам английских терминов: Ad – addition [присоединение], E – electrophile [электрофил]).

Электрофильное замещение:



Катион NO_2^+ образуется в смеси конц. кислот HNO_3 и H_2SO_4 .

Обозначение механизма – S_E (S – substitution [замещение]).

Нуклеофильные реакции

Нуклеофильной называется реакция, в которой молекула органического вещества подвергается действию нуклеофильного реагента.

Нуклеофильные ("любящие ядро") реагенты, или нуклеофилы - это частицы (анионы или молекулы), имеющие неподеленную пару электронов на внешнем электронном уровне. Примеры нуклеофильных частиц:

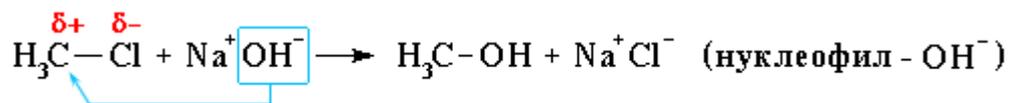


Благодаря подвижности π -электронов, нуклеофильными свойствами обладают также молекулы, содержащие π -связи:



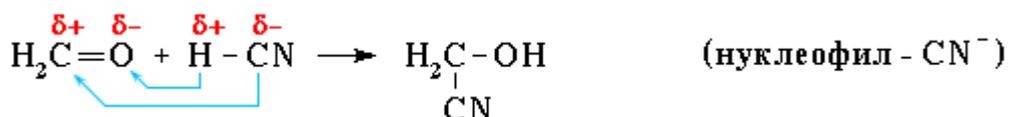
Примеры нуклеофильных реакций

Нуклеофильное замещение:



Механизм нуклеофильного замещения обозначается символом S_N (по первым буквам английских терминов: S – substitution [замещение], N – nucleophile [нуклеофил]).

Нуклеофильное присоединение:



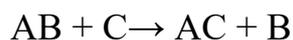
Обозначение механизма – Ad_N (Ad – addition [присоединение]).

1.4.2. Классификация по характеру химических превращений

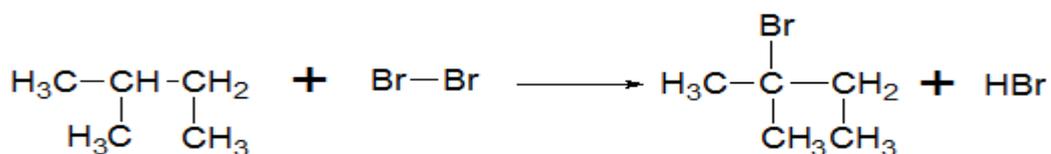
- Реакции замещения
- Реакции присоединения
- Реакция элиминирования (отщепления)
- Реакция изомеризации и перегруппировка
- Реакции окисления
- Реакции конденсации и поликонденсации
- Реакции разложения

Реакции замещения

В ходе реакций замещения один атом или группа атомов в начальной молекуле замещается на иные атомы или группы атомов, образуя новую молекулу.



Как правило, такие реакции характерны для насыщенных и ароматических углеводородов, например:



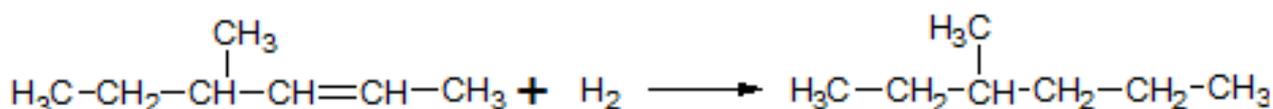
Реакции присоединения

При протекании реакций присоединения из двух или более молекул веществ образуется одна молекула нового соединения.

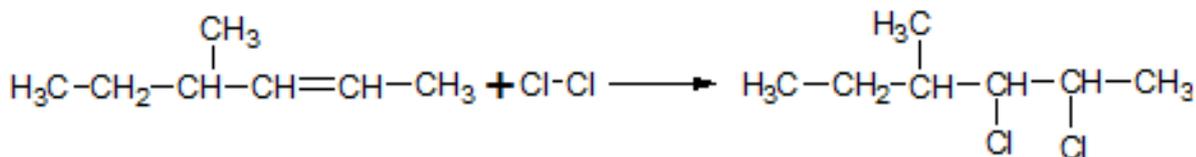


Такие реакции характерны для ненасыщенных соединений. Различают реакции гидрирования (восстановления), галогенирования, гидрогалогенирования, гидратации, полимеризации и т.п:

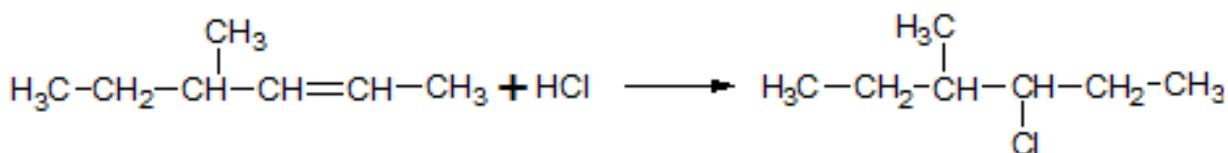
1. **Гидрирование** – присоединение молекулы водорода:



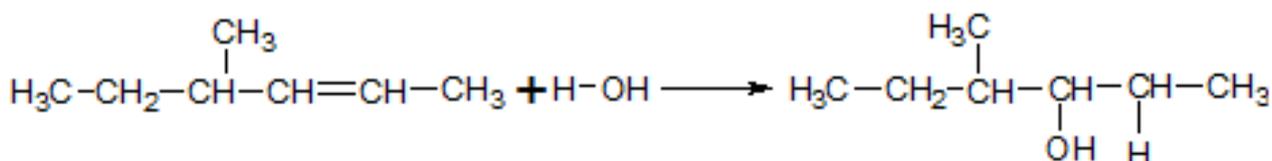
2. **Галогенирование** — присоединение молекулы галогена:



3. **Гидрогалогенирование** — присоединение молекулы галогенводорода:



4. **Гидратация** — присоединение молекулы воды:



5. **Полимеризация** – образование высокомолекулярного соединения

посредством многократного присоединения низкомолекулярного соединения,



например,

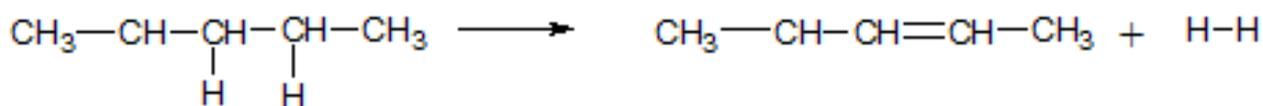
Реакция элиминирования (отщепления)

В результате реакций отщепления органические молекулы теряют атомы или группы атомов, и образуется новое вещество, содержащее одну или несколько кратных связей.

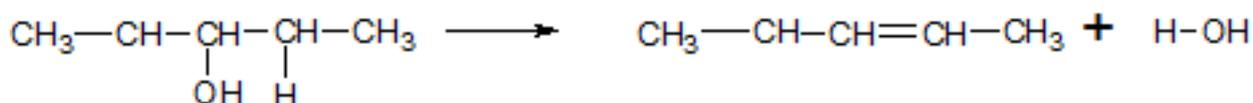


К реакциям элиминирования относятся реакции дегидрирования, дегидратации, дегидрогалогенирования.

1. **Дегидрирование** – отщепления молекулы водорода:



2. **Дегидратация** – отщепление молекулы воды:

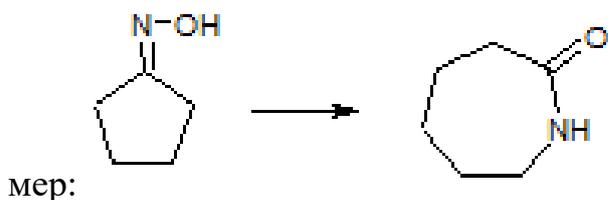


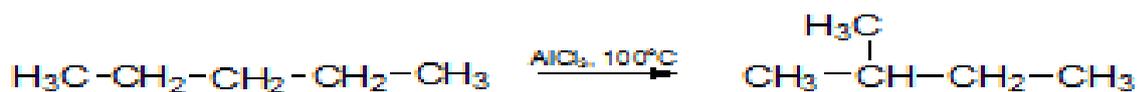
3. **Дегидрогалогенирование** – отщепления молекулы галогеноводородов:



Реакции изомеризации и перегруппировка

В ходе таких реакций происходит внутримолекулярная перестройка, т.е. переход атомов или групп атомов с одного участка молекулы в другое без изменения молекулярной формулы вещества, участвующего в реакции.





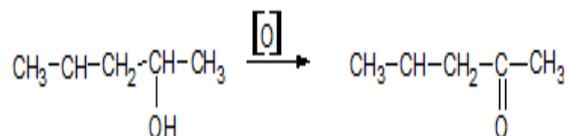
Реакции окисления

Часто в органической химии ограничиваются рассмотрением реакций окисления и восстановления как реакций, связанных с потерей и приобретением атомов водорода и кислорода.

Вещество окисляется, если оно теряет атомы Н и (или) приобретает атомы О. Кислородсодержащий окислитель обозначают символом [O]:

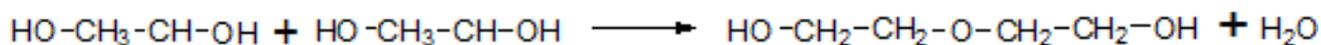
Вещество восстанавливается, если оно приобретает атомы Н и (или) теряет атомы О. Восстановитель обозначают символом [H]:

Степень окисления углерода в его соединениях изменяется в диапазоне от -4 (например, в метане CH_4) до +4 (в CO_2). В органических соединениях атомы углерода в одной и той же молекуле могут иметь разные степени окисления:



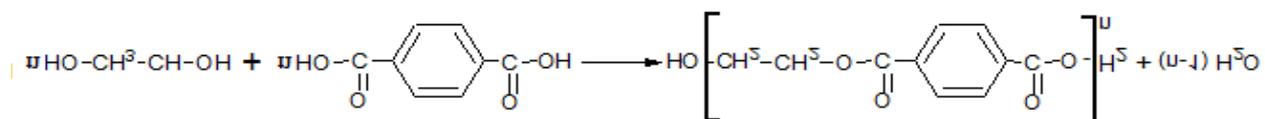
Реакции конденсации и поликонденсации

Заключаются во взаимодействии нескольких (двух и более) органических соединений с образованием новых С-С связей и низкомолекулярного соединения:



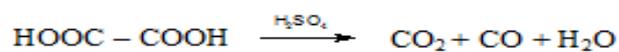
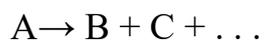
Поликонденсация – образование молекулы полимера из мономеров, содержащих функциональные группы с выделением низкомолекулярного соединения. В отличие от реакции полимеризации, в результате которых образуется полимер, имеющий состав, аналогичный мономеру, в результате

реакций поликонденсации состав образованного полимера отличается от его мономера:



Реакции разложения

Это процесс расщепления сложного органического соединения на менее сложные или простые вещества [4,10].

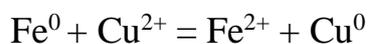
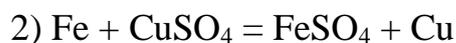
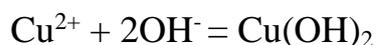
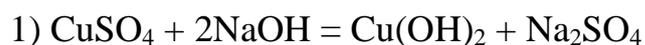


Глава 2. Химическая кинетика

Химическая реакция – вот подлинная душа химии. Ежесекундно во всем мире их протекает бесчисленное множество. В стакан крепкого чая вы кладете кусочек лимона, и цвет напитка бледнеет: произошла химическая реакция. Первобытный человек, который научился разжигать костер, был и химиком. Он провел первую химическую реакцию – реакцию горения. А что такое взрыв, например, взрыв динамита? Самая обыкновенная химическая реакция, сопровождающаяся выделением большого количества газов. Эта реакция – «молния». Есть и реакции «черепахи». В стеклянном сосуде смешаем два газа – H_2 и O_2 . Сосуд может стоять сколько угодно: день, месяц, год. Похоже, что H_2 не соединяется с O_2 . Да нет, соединяется, но только очень медленно.

Для иллюстрации рассмотрим пример. На столе – две пробирки, в одной раствор щелочи (NaOH), в другой – гвоздь; в обе пробирки приливаем раствор $CuSO_4$. Что мы видим?

В первой пробирке реакция произошла мгновенно, во второй – видимых изменений пока нет.



Химическая кинетика – наука о скоростях и закономерностях протекания химических процессов во времени. Изучить кинетику реакции – значит показать, как реально протекает исследуемая реакция, её механизм, получить зависимость, связывающую скорость реакции с факторами, влияющими на неё.

2.1. Скорость химической реакции

Реакции бывают *гомогенные* и *гетерогенные*.

Гомогенные реакции – это реакции, в которых вещества образуют однородную систему, реакции идут во всём объёме. К этим реакциям относятся реакции между газами, между жидкими веществами.

Гетерогенные реакции – это реакции, в которых реагенты находятся в разных фазах, реакции идут на поверхности раздела фаз. Они протекают между твердыми веществами и газами, твердыми веществами и жидкостями.

Скорость химической реакции – это изменение концентрации вступившего в реакцию или образовавшегося вещества в единицу времени. Для оценки скорости необходимо изменение концентрации одного из веществ.

Наибольший интерес представляют реакции, протекающие в однородной (гомогенной) среде.

Математически скорость химической гомогенной реакции можно представить с помощью формулы:

$$V = \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} \quad V = \Delta C / \Delta t$$

Скорость реакции в гомогенной системе

$$v_{\text{ГОМ}} = \pm \frac{\Delta v}{V \cdot \Delta \tau}$$

$$\Delta C_m = \frac{\Delta v}{V}$$

$$v_{\text{ГОМ}} = \pm \frac{\Delta C_m}{\Delta \tau} \quad v_{\text{ГОМ}} = \pm \frac{(C_{\text{кон}} - C_{\text{нач}})}{(t_{\text{кон}} - t_{\text{нач}})}$$

Для гетерогенной реакции, скорость реакции определяется числом молей веществ, вступивших в реакцию или образующихся в результате реакции в единицу времени на единице поверхности:

Скорость реакции в гетерогенной системе

$$v_{\text{ГЕТ}} = \pm \frac{\Delta v}{S \times \Delta \tau}$$

Таким образом, скорость химической реакции показывает изменение количества вещества в единицу времени, в единице объёма или на единице поверхности раздела фаз[11].

2.2. Факторы, влияющие на скорость химической реакции

Что же влияет на скорость химической реакции?

Учеными экспериментально установлено, что скорость реакции зависит от природы реагирующих веществ, их концентрации (или давления для газов), температуры, поверхности соприкосновения реагирующих веществ, катализаторов.

2.2.1. Зависимость скорости реакции от природы реагирующих веществ

Так, чем активнее металл, тем он быстрее окисляется (взаимодействует с кислородом воздуха) и более бурно взаимодействует с водой. Калий может самовоспламениться на воздухе, в то время как цинк при нормальных условиях окисляется чрезвычайно медленно. Калий реагирует с водой бурно даже при нормальных условиях (со взрывом), а цинк необходимо для этого нагреть. Аналогично, с соляной кислотой металлы реагируют с различными скоростями: чем активнее металл, тем выше скорость реакции.

Реакции протекают в направлении разрушения менее прочных связей и образования веществ с более прочными связями. Поэтому знание типа химических связей и строения молекул реагирующих веществ необходимо для того, чтобы предсказать, с какой скоростью будет протекать реакция. Например, для разрыва связей в молекулах с ковалентными неполярными связями и требуются высокие энергии, и скорость взаимодействия между этими веществами мала. Для разрыва связей в сильнополярных молекулах и требуется меньше энергии, и скорость реакции с их участием значительно выше.

В практической части нашей работы проверим данный вывод экспериментально.

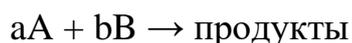
2.2.2. Зависимость скорости реакции от концентрации веществ

Согласно теории столкновений, столкновения молекул реагирующих веществ с увеличением концентрации происходят чаще, поэтому скорость реакции возрастает. Чем выше концентрация реагентов, тем выше скорость реакции. Например, горение веществ в кислороде протекает быстрее, чем на воздухе, так как воздух содержит не 100%, а 21% кислорода по объёму.

Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ описывается законом действующих масс. Эту зависимость сформулировали в 1867 году норвежские ученые Гульдберг и Вааге как основной закон химической кинетики.

Согласно этому закону, **скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ.**

Так, для реакции



скорость будет выражаться уравнением:

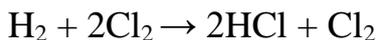
где k - коэффициент, называемый *константой скорости*. Константа реакции зависит от природы реагирующих веществ, температуры и катализатора, но не зависит от концентраций реагентов. Физический смысл константы скорости заключается в том, что она равна скорости реакции при концентрациях реагирующих веществ, равных единице.

Это уравнение справедливо только для так называемых *элементарных* реакций, т. е. реакций, которые протекают в одну стадию, в результате которой образуются новые частицы продуктов или промежуточных соединений. Стоит отметить, что приведённые в кинетическом уравнении показатели степеней и определяют экспериментально и далеко не всегда она численно совпадают со стехиометрическими коэффициентами в уравнении реакции. Только в том случае, когда уравнение реакции соответствует элементарной стадии, значения показателей степеней соответственно равны стехиометрическим коэффициентам.

В зависимости от числа частиц, участвующих в элементарной реакции, различают *моно-, би- и тримолекулярные реакции*.

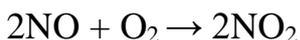
В мономолекулярных реакциях участвует только одна молекула. К мономолекулярным реакциям относятся, например, элементарные реакции распада и изомеризации.

В бимолекулярных реакциях происходит столкновение двух частиц, при этом одна связь разрывается, а другая — образуется, например:



Среди элементарных реакций бимолекулярные реакции распространены наиболее часто.

В тримолекулярных реакциях одновременно сталкиваются три молекулы, например:



Большинство химических реакций состоит из нескольких стадий, т. е. являются сложными. Скорость сложной химической реакции, состоящей из нескольких стадий, определяется скоростью самой медленной из них, которая называется *лимитирующей*. По уравнению химической реакции нельзя определить, является реакция элементарной или сложной. Механизм реакции определяют экспериментально.

Для сложных реакций следует учитывать лимитирующую стадию, общий порядок реакции и порядок по каждому реагенту.

Для гетерогенных реакций концентрация твёрдой фазы в выражение скорости реакции не входит. Важно отметить, что скорость реакции определяется свойствами только исходных веществ.

2.2.3. Влияния давления

На скорость реакций, протекающих в газовой фазе, существенное влияние оказывает также *давление*. Согласно уравнению Клапейрона-Менделеева,

$$pV = nRT$$

где - p давление в системе, атм; v — объем газа, л; n — количество вещества, моль; R — универсальная газовая постоянная 8,314 Дж/мольК; T — температура К.

Проделав несколько математических операций: $p = \frac{nRT}{v}$ $p = CRT$ $C = p/RT$ убедимся, что давление газа прямо пропорционально его концентрации, то есть с увеличением давления растёт и концентрация газа. Следовательно, *скорость реакций с участием газообразных веществ растёт с увеличением давления.*

2.2.4. Степень измельчённости реагирующих веществ

Для *гетерогенных реакций* справедлива зависимость: чем больше степень измельчённости реагирующих веществ, тем скорость реакции выше. Добиться измельчения веществ можно растиранием в порошок твёрдых веществ или распылением жидкостей. Так, реакция соляной кислоты с мраморной крошкой протекает быстрее, чем с кусочком мрамора.

Чем меньше размер поверхности твердых веществ, тем больше площадь соприкосновения реагирующих веществ, тем больше скорость реакции.

Увеличение площади поверхности веществ достигается:

- измельчением вещества;
- растворением вещества;
- подачей веществ противотоком.

В отличие от гетерогенных реакций, гомогенные реакции между ионами в растворах электролитов протекают практически мгновенно.

2.2.5. Температура

Чем выше температура, тем реакция протекает быстрее. Например, оксид меди(II) очень медленно реагирует с разбавленной серной кислотой, а при нагревании скорость реакции заметно увеличивается, о чём свидетельствует растворение оксида меди(II) чёрного цвета в кислоте с образованием раствора голубого цвета.

Увеличение скорости реакции при повышении температуры объясняется тем, что происходит возрастание числа активных молекул, обладающих

повышенной энергией и способных вступать в реакцию с разрывом и образованием химических связей.

Для приближённой оценки влияния изменения температуры реакции на скорость её протекания используют правило Вант-Гоффа. Повышение температуры ускоряет большинство химических реакций. Согласно эмпирическому правилу Вант-Гоффа, **при повышении температуры на каждые 10°C скорость реакции увеличивается в 2-4 раза.**

Правило Вант-Гоффа

$$v=v_0 \cdot \gamma^{\Delta t/10} \quad \Delta t=t_2-t_1$$

v - скорость реакции при t_2

v_0 - начальная скорость реакции при t_1

γ - коэффициент скорости реакции

2.2.6. Зависимость скорости реакций от катализатора

Катализаторы – это вещества, способные увеличивать скорость химической реакции, оставаясь при этом неизменными.

Катализ как средство управления химическими процессами был открыт в 1812 г. академиком Петербургской академии наук К.С. Кирхгофом.

Теория катализа объясняет механизм действия катализаторов их участием в промежуточных стадиях реакции. Катализаторы, направляя реакцию по маршруту с меньшим энергетическим барьером, способны существенно увеличить ее скорость.

Катализ — отдельный раздел химии, которому посвящено очень много работ. Без каталитических процессов невозможно представить себе сегодняшнюю химическую промышленность.

Влияние, оказываемое катализаторами на химические реакции, называется катализом. По агрегатному состоянию, в котором находятся катализатор и реагирующие вещества, следует различать:

гомогенный катализ (катализатор образует с реагирующими веществами гомогенную систему, например, газовую смесь);

гетерогенный катализ (катализатор и реагирующие вещества находятся в разных фазах; катализ идет на поверхности раздела фаз).

Существуют также катализаторы белковой природы, играющие чрезвычайно важную роль в процессах жизнедеятельности всех живых организмов. Такие вещества называются *ферментами*.

В некоторых случаях скорость реакции, наоборот, необходимо уменьшить. Для этих целей используют *ингибиторы*. Механизм действия ингибиторов аналогичен механизму действия катализаторов – участие в промежуточных стадиях процесса. Следствием этого является снижение числа активных молекул реагента, обеспечивающих протекание реакции.

Например, скорость коррозии железа можно замедлить в присутствии уротропина или фосфорной кислоты, выполняющих роль ингибитора.

Для катализаторов характерна избирательность (селективность) действия. Это означает, что определённый катализатор, изменяя скорость одной реакции, совершенно не оказывает влияния на скорость какой-либо другой реакции[12,13].

Глава 3. Химическое равновесие

3.1. Обратимые и необратимые реакции

Химическое равновесие присуще обратимым реакциям и не характерно для необратимых химических реакций.

Часто, при осуществлении химического процесса, исходные реагирующие вещества полностью переходят в продукты реакции. Например:

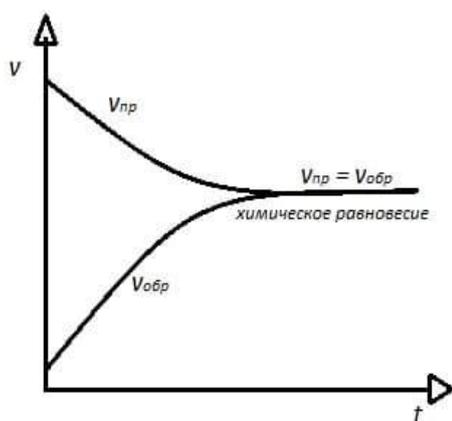


Невозможно получить металлическую медь, проводя реакцию в обратном направлении, т.к. данная реакция необратима. В таких процессах реагенты полностью переходят в продукты, т.е. реакция протекает до конца.

Но основная часть химических реакций обратима, т.е. вероятно параллельное протекание реакции в прямом и обратном направлениях. Иначе говоря, реагенты лишь частично переходят в продукты и реакционная система будет состоять как из реагентов, так и из продуктов. Система в данном случае находится в состоянии химического равновесия.

При обратимых процессах, вначале прямая реакция имеет максимальную скорость, которая постепенно снижается, в связи с уменьшением количества реагентов.

Обратная реакция, наоборот, вначале имеет минимальную скорость, которая увеличивается по мере накапливания продуктов.



В конце концов, наступает момент, когда скорости обеих реакций становятся равными – система приходит в состояние равновесия(рис.1)

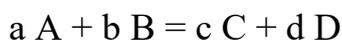
При наступлении состояния равновесия, концентрации компонентов остаются неизменными, но химическая реакция при этом не прекращается.

Химическое равновесие – это динамичное

(подвижное) состояние.

Рис.1. Химическое равновесие

Допустим, протекает некая *обратимая химическая реакция*:



тогда, исходя из закона действующих масс, запишем выражения

для скорости прямой v_1 и обратной v_2 реакций:

$$v_1 = k_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b \qquad v_2 = k_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d$$

В состоянии химического равновесия, скорости прямой и обратной реакции

равны, т.е.: $v_1 = v_2$ $k_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b = k_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d$

Получаем: $K = k_1 / k_2 = [C]^c \cdot [D]^d / [A]^a \cdot [B]^b$

Где $K = k_1/k_2$ – константа равновесия.

Для любого обратимого процесса, при заданных условиях константа равновесия K является величиной постоянной. Она не зависит от концентраций веществ, т.к. при изменении количества одного из веществ, количества других компонентов также меняются.

3.2. Смещение химического равновесия

При изменении условий протекания химического процесса, возможно смещение равновесия. Изменения, которые происходят в обратимой системе в результате внешних воздействий, определяются **принципом Ле Шателье**.

Если на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, оказать внешнее воздействие, то равновесие сместится в сторону той реакции (прямой или обратной) которая ослабит это внешнее воздействие.

Т.е. равновесие стремится к смещению в направлении, приводящему к уменьшению влияния воздействия, которое привело к нарушению состояния равновесия.

Факторы, влияющие на смещение химического равновесия:

- изменение концентраций реагентов или продуктов;
- изменение давления (для газов);
- изменение температуры;
- внесение катализатора в реакционную среду.

Рассмотрим каждый фактор, влияющий на смещение равновесия подробнее.

3.2.1. Влияние изменения концентраций реагентов или продуктов

покажем на примере процесса Габера: $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} = 2NH_{3(g)}$

Если в равновесную систему, состоящую из $N_{2(g)}$, $H_{2(g)}$ и $NH_{3(g)}$, добавить, например, азот, то химическое равновесие должно сместиться в направлении, которое способствовало бы уменьшению количества водорода в сторону его исходного значения, т.е. в направлении образования дополнительного количества

аммиака (вправо). При этом одновременно произойдет и уменьшение количества водорода.

При добавлении в систему водорода, также произойдет смещение равновесия в сторону образования нового количества аммиака (вправо). Тогда как внесение в равновесную систему аммиака, согласно принципу Ле-Шателье, вызовет смещение равновесия в сторону того процесса, который благоприятен для образования исходных веществ (влево), т.е. концентрация аммиака должна уменьшится посредством разложения некоторого его количества на азот и водород.

Уменьшение концентрации одного из компонентов, сместит равновесное состояние системы в сторону образования этого компонента.

3.2.2. Влияние изменения давления

Влияние изменения давления имеет смысл, если в исследуемом процессе принимают участие газообразные компоненты и при этом имеет место изменение общего числа молекул. Если общее число молекул в системе остается постоянным, то изменение давления не влияет на ее равновесие, например: $I_{2(g)} + H_{2(g)} = 2HI_{(g)}$

Если полное давление равновесной системы увеличивать посредством уменьшения ее объема, то равновесие сместится в сторону уменьшения объема. Т.е. в сторону уменьшения числа молей газа в системе. В реакции: $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} = 2NH_{3(g)}$

Из 4 молекул газа (1 $N_{2(g)}$ и 3 $H_{2(g)}$) образуется 2 молекулы газа (2 $NH_{3(g)}$), т.е. давление в системе уменьшается. Вследствие чего, рост давления будет способствовать образованию дополнительного количества аммиака, т.е. химическое равновесие сместится в сторону его образования (вправо).

3.2.3. Влияние изменения температуры системы

Изменение температуры влияет не только на смещение ее равновесия, но также и на константу равновесия K .

Если равновесной системе, при постоянном давлении, сообщить дополнительную теплоту, то химическое равновесие сместится в сторону поглощения теплоты.

Рассмотрим экзотермическую реакцию:



Итак, как видно, прямая реакция протекает с выделением теплоты, а обратная – с поглощением.

При увеличении температуры, равновесие этой реакции смещается в сторону реакции разложения аммиака (влево), т.к. она является эндотермической и ослабляет внешнее воздействие – повышение температуры.

Напротив, охлаждение приводит к смещению равновесия в направлении синтеза аммиака (вправо), т.к. реакция является экзотермической и противодействует охлаждению.

Таким образом, повышение температуры благоприятствует смещению химического равновесия в сторону эндотермической реакции, а падение температуры – в направлении экзотермического процесса.

Константы равновесия всех экзотермических процессов при росте температуры уменьшаются, а эндотермических процессов – увеличиваются.

3.2.4. Влияние катализатора

Внесение катализатора в систему приводит к тому, что скорости как прямой, так и обратной реакций увеличиваются. Изменяется скорость приближения к состоянию равновесия, но k при этом не меняется.

Принцип Ле-Шателье также применим к таким реакциям, в которых компоненты находятся в различных фазовых состояниях, т.е. к гетерогенным реакциям. Тогда речь будет идти о гетерогенном равновесии, например:



В этой реакции газ и два твердых вещества находятся между собой в равновесии, и «концентрации» твердых компонентов остаются неизменными.

Обычно «концентрации» твердых и жидких компонентов включаются в значение K ,

что позволяет не учитывать их при написании выражения для константы равновесия:

$$K = [CO_2]$$

Это выражение показывает нам, что не важно, какое количество $CaCO_{3(ТВ)}$ и $CaO_{(ТВ)}$ содержится в равновесной системе, пока в ней присутствует хотя бы незначительное количество любого из этих веществ [13,14].

Химическая термодинамика — область физической химии, в которой на основе законов общей термодинамики изучаются тепловые балансы химических реакций в различных условиях, устанавливаются возможность и направление химических процессов.

4.1. Возможность самопроизвольного протекания химического процесса

Направление самопроизвольного протекания химического процесса определяется совокупностью двух факторов: стремлением к переходу в состояние с наименьшей внутренней энергией и стремлением к достижению максимального беспорядка (наиболее вероятного состояния).

Энтальпия реакции - это энергетическая характеристика химической системы. Изменение энтальпии системы при протекании реакции равно тепловому эффекту реакции по величине и обратно по знаку.

Если реакция экзотермична $Q > 0$, то изменение энтальпии системы $\Delta H < 0$, и наоборот, если $Q < 0$, то $\Delta H > 0$.

В термохимические уравнения вместо теплового эффекта процесса часто включают величины энтальпий реакций (ΔH). Например,



Стремление химической системы к наиболее вероятному состоянию характеризуется термодинамической величиной, которая называется энтропией. Наименьшую энтропию имеет идеально правильный кристалл при 70 К. С повышением температуры энтропия возрастает. Энтропия имеет размерность Дж/К.

Американский ученый Гиббс показал, что есть такая величина G (энергия Гиббса, изобарно-изотермический потенциал), которая отражает влияние стремления системы к минимуму внутренней энергии и к возрастанию энтропии на направление химического процесса. Для процесса, протекающего при постоянных давлении и температуре, изобарно-изотермический потенциал

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Было показано, что в этих условиях могут самопроизвольно протекать лишь те процессы, которые сопровождаются уменьшением энергии Гиббса $\Delta Q < 0$. ΔH называется энтальпийным фактором, $T\Delta S$ энтропийным фактором процесса.

При низких температурах большую роль играет энтальпийный фактор, поэтому протекают экзотермические реакции. При повышении температуры увеличивается роль энтропийного фактора, поэтому возможно протекание эндотермических реакций. Все термодинамические величины зависят от температуры, природы веществ и концентрации веществ в системах. В справочниках представлены стандартные величины ($T = 25\text{ }^\circ\text{C}$, $C = 1\text{ моль}/1000\text{ гр}$ -ля, $P = 101,3\text{ кПа}$).

Термодинамические величины процессов образования веществ из простых веществ в стандартных условиях имеют обозначения: ΔH , ΔS , ΔG .

4.2. Термохимия

Раздел химии, в котором изучаются энергетические эффекты химических реакций, их зависимость от химического состава, строения, состояния веществ и от условий проведения процессов, называется термохимией.

Химические уравнения, в которых дополнительно указывается величина изменения энтальпии реакции, а также агрегатное состояние веществ и температура, называются термохимическими уравнениями.

В термохимических уравнениях отмечают фазовое состояние и аллотропные модификации реагентов и образующихся веществ.

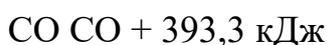
В конце XVIII века было установлено, что тепловой эффект прямой и обратной реакций одинаков по величине и обратен по знаку. Тепловой эффект реакции относят к 1 моль образующегося вещества. Количество тепла, которое выделяется при образовании 1 моль сложного вещества из простых веществ, называют теплотой образования этого вещества. Величина теплового эффекта реакции зависит от природы веществ, их агрегатного состояния и температуры.

Чтобы была возможность сравнивать величины тепловых эффектов реакции, их приводят к стандартным условиям; в термохимии стандартными условиями являются 25 °С и то агрегатное состояние, в котором данное вещество находится при -25 °С. В термохимических уравнениях указывают агрегатное состояние и полиморфную модификацию всех веществ: г- газовое, ж-жидкое, к кристаллическое, р растворенное.

Тепловые эффекты реакций можно определить экспериментально, а также с помощью термохимических расчетов. Основным принцип термохимических расчетов установлен в 1841 году Г. И. Гессом.

Закон Гесса: тепловой эффект реакции зависит только от начального и конечного состояния веществ и не зависит от промежуточных стадий процесса.

Закон Гесса можно проиллюстрировать следующим примером: оксид углерода (IV) может быть получен взаимодействием простых веществ; тепловой эффект этого процесса Q



Оксид углерода (IV) гипотетически может быть получен с помощью двух последовательных реакций с тепловыми эффектами соответственно Q



Алгебраическая сумма второго и третьего уравнений представляет собой первое уравнение, а Q+QQ Термохимические уравнения можно складывать, вычитать и домножать на определенное число, как алгебраические уравнения.

Следствия из закона Гесса

1. Изменение энтальпии реакции равно сумме энтальпий образования продуктов реакции за вычетом суммы энтальпий образования исходных веществ (суммирование проводится с учетом стехиометрических коэффициентов).

2. Изменение энтальпии реакции равно сумме энтальпий сгорания исходных веществ за вычетом суммы энтальпий сгорания продуктов реакции (суммирование проводится с учетом стехиометрических коэффициентов)[3,4,11].

Глава 5. Практическая часть



Рис. 2. Реактивы

«Опыт – единственно верный путь
спрашивать
природу и слышать ответ в ее лаборатории»
Д.И. Менделеев.

Описание эксперимента

Факторы, влияющие на скорость химической реакции [7]

№1. Зависимость скорости химической реакции от природы реагирующих веществ.

Оборудование и реактивы: 10% раствор HCl , 10% раствор CH_3COOH , металлы: Mg , Zn , Al , пробирки.

Цель: сравнить скорость протекания химической реакции при взаимодействии 10% раствора соляной кислоты с металлами разной активности.

Описание опыта: 1) В три пробирки (под номерами) прилить по 1 мл 10 % раствора HCl и внести в каждую из пробирок гранулы металлов одинаковой массы: в первую - Mg , во вторую - Al , в третью – Zn .



Наблюдение: химическая реакция в пробирке №1 идет очень бурно, в пробирке №2с большой

скоростью, в пробирке №3 реакция идёт медленно. Во всех пробирках выделился газ водород (рис.3).

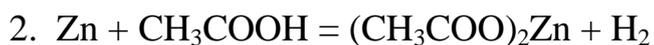
Рис.3. Зависимость скорости реакции от активности металла



2) В две пробирки под номерами внести по грануле Zn (одинаковые по массе), в пробирку №1 прилить 10% раствор соляной кислоты HCl, в пробирку №2 прилить 10% раствор уксусной кислоты CH₃COOH (рис.4). Рис.4. Зависимость скорости реакции от силы кислоты

Наблюдения: химическая реакция в пробирке №1 идёт бурно с интенсивным выделением газа водорода, в пробирке №2 наблюдается слабое выделение газа, химическая реакция идёт медленно.

Уравнения реакций:



Вывод: скорость химической реакции зависит от природы реагирующих веществ: чем активнее металл, чем сильнее кислота, тем больше скорость химической реакции.

№2. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ.

Цель: изучить зависимость скорости взаимодействия растворов соляной кислоты HCl разной концентрации с Zn.

Оборудование и реактивы: растворы HCl (14%, 10%, 5%), Zn.



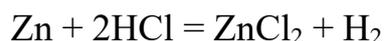
Описание опыта: В три пробирки под номерами прилить по 1 мл растворов HCl: в

первую 14%; во вторую 10% р-р; в третью 5%. В каждую из пробирок опустить по грануле Zn (примерно одинакового размера).

Наблюдения: химическая реакция идет во всех трех пробирках, но с разной скоростью (рис.5).

Рис. 5. Зависимость скорости от концентрации кислоты

Уравнение реакции:



1. 14%-ый раствор HCl - бурно
2. 10%-ый раствор HCl - медленно
3. 5%-ый раствор HCl - очень медленно

Вывод: скорость химической реакции зависит от концентрации кислоты: чем выше концентрация HCl, тем выше скорость химической реакции.

№3. Зависимость скорости химической реакции от площади поверхности соприкосновения реагирующих веществ.

Цель: сравнить скорость взаимодействия раствора соляной кислоты одинаковой концентрации со стружкой, опилками и порошком Fe.

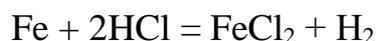
Оборудование и реактивы: раствор 10% HCl, Fe в стружке, опилках и порошке, пробирки.

Описание опыта: В три пробирки (под номерами) прилили по 1 мл раствора HCl, и добавили: в первую – порошок Fe, во вторую – опилки Fe, в третью – стружку Fe (одинаковые по массе).

Наблюдения: реакция идёт во всех трех пробирках, но с разной интенсивностью (рис.6, слева направо).



Уравнение реакции:



1. порошок – очень бурно
2. опилки – бурно

з. стружка – медленно

Рис. 6. Зависимость скорости реакции от степени измельчения твёрдого вещества

Вывод: скорость химической реакции зависит от площади соприкосновения реагирующих веществ: чем больше площадь соприкосновения реагирующих веществ (степень измельчения), тем выше скорость реакции.

№4. Зависимость скорости химической реакции от температуры

Цель: сравнить скорость химической реакции взаимодействия Al и HCl при разной температуре.

Оборудование и реактивы: Al, 10 % раствор HCl, спиртовка, спички, пробирки, держатель для пробирок.

Описание опыта: в две пробирки (под номерами) опускаем по грануле Al. В каждую пробирку добавляем по 1 мл 10% раствора HCl.

Пробирку № 2 нагреваем (рис.7).

Наблюдения: в пробирке №1 реакция идет очень медленно, в пробирке №2 (при нагревании) происходит бурное выделение газа водорода (рис.8).

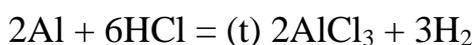


Рис.7. Опыт №4. Нагревание



Рис. 8. Результаты эксперимента

Уравнения реакций:



Вывод: скорость химической реакции зависит от температуры: чем выше

температура, тем больше скорость реакции.

№5. Зависимость скорости химической реакции от катализатора.

Оборудование и реактивы: пероксид водорода, оксид марганца(IV) - MnO_2 , пробирки.

Описание опыта: в две пробирки (под номерами) наливаем по 2мл пероксида водорода, во вторую пробирку добавляем оксид марганца(IV)(рис.9).

Наблюдения: в первой пробирке на свету пероксид водорода разлагается с выделением кислорода. Во второй пробирке происходит бурное выделение газа. Катализатор увеличивает скорость разложение пероксида.



Рис. 9 Зависимость скорости реакции от катализатора

№6. Действие биологических катализаторов – ферментов

Цель: проверить работу фермента каталазы, разлагающей пероксид водорода,

в сыром и вареном мясе; в сыром и вареном картофеле.

Оборудование и реактивы: 3-х % раствор H_2O_2 , сырой картофель, вареный картофель, сырое мясо, вареное мясо, пробирки.

Описание опыта: В пробирки (№1 и №2) добавили сырой и варёный картофель, в пробирки (№3 и №4) добавили сырое и варёное мясо соответственно, в каждую пробирку добавили по 2 мл 3% раствора H_2O_2

Наблюдения: В пробирках №2 и №4 (варёный картофель и варёное мясо) не происходит выделение кислорода. Ферменты каталаза имеют белковую природу и при варке происходит денатурация белка-фермента. Белок теряет

свою третичную и вторичную структуру и перестаёт выполнять роль фермента(рис.10, 11)

В пробирках №1и №3 наблюдается бурное выделение газа O₂.Каталаза расщепляет пероксид водорода с выделением кислорода.

Вывод: скорость химической реакции зависит от наличия катализатора.



Рис. 10 Действие каталазы на сырой и варёный картофель



Рис.11. Действие каталазы на сырое и варёное мясо

Типы химических реакций

№6. Реакция обмена

Оборудование и реактивы: растворы FeCl₃, FeSO₄, CuSO₄, NaOH, пробирки

Описание опыта: В пробирку №1 прилили раствор хлорида железа (III), в пробирку №2 раствор сульфата железа (II), в пробирку №3 раствор сульфата меди (II), после, в каждую пробирку прилили раствор NaOH

Наблюдения: В пробирке №1 наблюдается выпадение бурого осадка гидроксида железа(III), в пробирке №2 выпадения серо-зелёного осадка гидроксида железа(II), в пробирке №3 голубого осадка гидроксида меди(II)(рис. 12,13).

Уравнения реакций:

- $FeCl_3 + 3NaOH = Fe(OH)_3 + 3NaCl$
- $FeSO_4 + 2NaOH = Fe(OH)_2 + Na_2SO_4$
- $CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2 + Na_2SO_4$

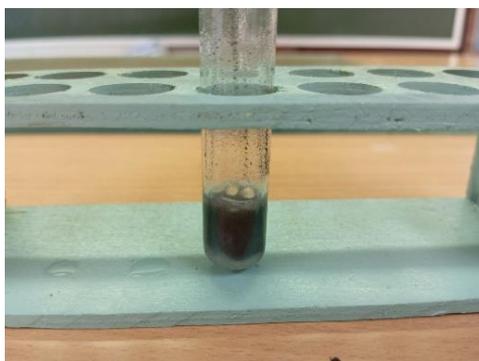


Рис.12. Реактивы и оборудование

Рис.13. Результаты опыта

№7. Реакция разложения

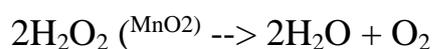
Оборудование и реактивы: раствор пероксида водорода, оксид марганца (IV), пробирки



Описание опыта: В пробирку добавляем катализатор MnO_2 и приливаем раствор пероксида водорода.

Наблюдения: бурное выделение пузырьков газа кислорода (рис.14).

Уравнение реакции:



Вывод: наличие катализатора

Рис 14. Разложение пероксида водорода под действием катализатора

увеличивает скорость реакции.

№8. Реакция замещения

Оборудование и реактивы: пробирка, гранулы цинка, раствор соляной кислоты\

Описание опыта: В пробирку помещаем гранулу Zn и приливаем раствор HCl

Наблюдения: в результате реакции наблюдаем выделение пузырьков газа (рис. 15).

Уравнение реакции:

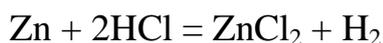


Рис.15. Взаимодействие соляной кислоты с цинком. Реакция замещения.



Рис. 16. Реакция соединения

№9. Реакция соединения

Оборудование и реактивы: медная проволока, спиртовка, тигельные щипцы.

Описание опыта: нагреваем медную проволоку над пламенем спиртовки.

Наблюдения: на поверхности медной проволоки образуется черный налёт - оксид

меди (II) (рис. 17).

Уравнения реакции:



Вывод: все описанные эксперименты можно проводить на лабораторных, практических работах.

Выводы

- Изучили и проанализировали литературу по теме работы.
- Подобрали, систематизировали, обобщили материал по темам: «Условия, признаки и типы химических реакций», «Химическая кинетика», «Химическая термодинамика».
- Экспериментально подтвердили влияние на скорость химической реакции природы реагирующих веществ, концентрации вещества, температуры, площади соприкосновения, катализатора;
- Составили методическое пособие для учителей и учащихся «Проверочные и контрольные работы по химии» 8-11 класс.

Заключение

Работая над данной темой, я убедился в том, что изучение химии не только увлекательно и полезно, но и необходимо, так как роль химии в жизни человека огромна. Химия – одна из важнейших наук, ведь сама жизнь подчинена законам химии, и поэтому мы зависимы от неё. Современная жизнь едва ли возможна без химии. Многие вещи, к которым мы привыкли, которые мы видим повсюду и используем каждый день, сделаны с помощью известных химических реакций. Стекло, бумага, железо... – всё это существует для нас благодаря химии. Человек, который изучает химию, обретает силу – знания, с помощью которых он может влиять на мир, на материю, пользуясь законами химии. Изучение химии, как бы смело это не прозвучало, может быть также дорогой к пониманию законов мироздания.

Список литературы

1. Габриелян О. С., Лысова Г.Г. Химия. Углубленный уровень 10 класс. М.: Дрофа, 2014.
2. Габриелян О. С., Лысова Г.Г. Химия. Углубленный уровень 11 класс. М.: Дрофа, 2014.
3. Габриелян О. С. Химия. 10 класс: учеб. пособие для общеобразоват. организаций: углуб. уровень / О. С. Габриелян, И. Г. Остроумов, С. А. Сладков. — М.: Просвещение, 2019.
4. Габриелян О. С. Методическое пособие к учебнику О. С. Габриеляна и др. «Химия. 10 класс. Углублённый уровень» /О. С. Габриелян, И. Г. Остроумов,
5. Габриелян О.С., Остроумов И.Г., Сладков С.А. Химия. 8 класс. Учебник - М.: Просвещение,2019 г.
6. Габриелян О.С., Остроумов И.Г., Сладков С.А. Химия. 9 класс. Учебник - М.: Просвещение,2019 г.
7. Габриелян О. С., Рунов Н. Н. Химический эксперимент в школе. -М: Дрофа, 2000 г.
8. Городова Н.М. Сборник тестовых заданий по химии для 8-9 классов. -М: Наука, 1998 г
9. Кузнецова Л.М. Химия: учебник для 8 кл. средней общеобразов. шк. – Обнинск: Титул, 2000. – с. 117–118
10. Маршанова Г.Л. 500 задач по химии 8-11 классы. -М: Издат-школа, 2000 г

11. Новошинский И.И., Новошинская Н. С. Химия: учебник для 11 класса, профильный уровень – М.: ООО «Русское слово – учебник», 2013, с. 98 - 103
12. Радецкий А.М., Курьянова Т.Н. Дидактический материал по общей химии для 11 класса./ Пособие для учителя. -М: Просвещение, 2001 г
12. Савич Г.З. Формирование понятий о химической реакции. -М: Просвещение, 1991 г.
13. Уэйт Н. Химическая кинетика, пер. с англ. – М. Просвещение, 1994.
14. Чернышов В.Н., Егоров А.С. Химия. Пособие-репетитор для поступающих в вузы. – Ростов-на-Дону: «Феникс», 1996. – с. 136–144
15. <https://www.bibliofond.ru/view.aspx?id=5631>