

**муниципальное бюджетное общеобразовательное учреждение города
Новосибирска "Средняя общеобразовательная школа № 142"**

**Исследование зависимости скорости химической реакции
от разных факторов**

Автор:

Горбат Лизавета Николаевна,
11 класс МБОУ СОШ № 142
Первомайского района
города Новосибирска

Научный руководитель:
Доронина Алла Николаевна,
учитель химии и биологии в.к.к.
МБОУ СОШ № 142
конт. тел. 337-19-73

Новосибирск, 2023

Содержание

Введение.....	3
1. Литературный обзор	5
1.1. Историческая справка	5
1.2. Понятие скорости химической реакции.....	6
1.3. Факторы, влияющие на скорость реакции	7
1.3.1. Природа реагирующих веществ.....	7
1.3.2. Наличие катализатора	7
1.3.3. Температура	8
1.3.4. Концентрация реагирующих веществ.....	8
1.3.5. Давление	9
1.3.6. Площадь поверхности реагирующих веществ в гетерогенной реакции	9
2. Исследование зависимости скорости химической реакции от разных факторов	10
Заключение	18
Список использованных источников информации	19

Введение

Возможно, вы и не задумывались, но химические реакции окружает нас везде и всюду. Готовите ли вы пищу, делаете уборку или спасаетесь от комаров и мошек. Но, одни из этих реакций протекают мгновенно, например, гашение соды уксусом, другие идут медленно, например, скисание молока.

Знание скоростей химических реакций имеет очень большое практическое и научное значение. Например, в химической промышленности от скорости химической реакции зависят размеры, производительность аппаратов, качество вырабатываемого продукта и в конечном итоге зарплата работников и себестоимость продукции.

Рассмотрим, к примеру, пищевую промышленность. Есть такое понятие, как ингибитор. Говоря простыми словами, ингибитор – вещество, которое замедляет/тормозит реакцию. Они могут быть, как природного, так и синтетического происхождения. Так вот, примерами таких ингибиторов являются известные с глубокой древности пряности — тимьян, шалфей, тмин и т. п., которые придают продуктам приятный запах и ингибируют их окисление (прогоркание). Если рассматривать другую область, ту же медицину, то ингибиторами будут служить препараты, снижающие действие других элементов у нас в организме. Можно выделить препарат Эналаприл, применяемый при сердечной недостаточности.

Если есть вещества, замедляющие ход реакции, то мы можем смело предположить, что существует и обратная ситуация. В действительности так и есть. Катализатор – вещество, ускоряющее химическую реакцию, но не участвующее в ней, в отличие от ингибитора. 75% химической промышленности использует каталитические процессы. Среди них – как крупнотоннажные производства: синтез аммиака и его окисление, производство серной кислоты, так и тонкие многостадийные синтезы, например, лекарственных средств. Из этого можно сделать вывод, что скорость химической реакции зависит от наличия катализатора и ингибитора, но если они не участвуют в реакции, значит ли это, что она будет идти? Если да, то от чего тогда еще она будет зависима? Такие вопросы я ставлю перед собой в этой работе.

Цель работы:

Исследовать зависимость скорости химической реакции от разных факторов.

Задачи работы:

1. Изучить литературные источники по теме «Скорость химической реакции».
2. Провести эксперимент по влиянию разных факторов на скорость протекания реакций.

3. Использовать полученные знания в решении 18 задач ЕГЭ по химии.

Гипотеза: Скорость химической реакции зависит от наличия катализатора, природы реагирующих веществ, повышения/понижения температуры, площади соприкосновения и давления.

1. Литературный обзор

1.1. Историческая справка

Граница между химией и физикой уже в момент появления научной химии была весьма условной. На протяжении XVII – XVIII веков ещё можно было говорить о более или менее явных различиях в предметах этих наук; к предмету химии относились процессы, сопровождавшиеся изменением состава вещества. Однако начало XIX века ознаменовалось стремительным взаимным проникновением физики и химии. Изучение тепловых эффектов, сопровождающих химические реакции, нельзя считать предметом одной только химии. Создание гальванического элемента, электролиз, открытие оптической активности веществ, установление связи между теплоёмкостью и атомной массой существенно размывли границу между этими науками. К середине XIX века окончательно оформилась и начала стремительно развиваться пограничная область науки – физическая химия. Предметом изучения новой науки можно считать химический процесс – его скорость, направление, сопровождающие его тепловые явления и зависимость этих характеристик от внешних условий. Законы, описывающие химический процесс, могут иметь одинаковый вид для совершенно различных процессов. Учение о скоростях химических реакций, о влиянии на скорость различных факторов и о механизме реакций называется химической кинетикой. Основной величиной в химической кинетике является скорость химической реакции. [1]

Скорость химической реакции – понятие, выражающее отношения количества прореагировавшего вещества (в молях) к отрезку времени, за которое произошло взаимодействие. Скорость реакции отражает изменение концентраций реагирующих веществ за единицу времени. Единицы измерения для гомогенной реакции: моль/л * сек. Физический смысл в том, что каждую секунду какое-то количество одного вещества превращается в другое в единице объема.

Важнейшую роль в развитии термохимии сыграл русский химик Герман Иванович Гесс. В период с 1830 по 1850 гг. им был проведён ряд систематических исследований в области термохимии. В 1840 г. Гесс сформулировал фундаментальный закон термохимии – закон постоянства количества теплоты: "Каким бы путём не совершалось соединение, – имело ли оно место непосредственно или происходило косвенным путём в несколько приёмов, – количество выделившейся при его образовании теплоты всегда постоянно". Гесс не только открыл основной закон термохимии, доказав его экспериментально, но и широко применял этот закон для расчётов теплот различных процессов, которые невозможно определить непосредственно. Закон Гесса выражает принцип сохранения энергии применительно к химическим процессам, являясь следствием первого начала термодинамики. Гесс одним из первых высказал предположение,

что определение теплоты реакции может дать возможность измерить химическое сродство; впоследствии эта идея легла в основу принципа максимальной работы Берто-Томсена.

1.2. Понятие скорости химической реакции

Скорость химической реакции показывает, как быстро происходит та или иная реакция. Взаимодействие происходит при столкновении частиц в пространстве. При этом реакция происходит не при каждом столкновении, а только когда частица обладают соответствующей энергией. **Скорость реакции** – количество элементарных соударений взаимодействующих частиц, заканчивающихся химическим превращением, за единицу времени. [2]

Определение скорости химической реакции связано с условиями ее проведения. Если реакция **гомогенная** – т.е. продукты и реагенты находятся в одной фазе – то скорость химической реакции определяется, как изменение **концентрации** вещества в единицу времени:

$$v = \Delta C / \Delta t$$

Если реагенты, или продукты находятся в разных фазах, и столкновение частиц происходит только на границе раздела фаз, то реакция называется **гетерогенной**, и скорость ее определяется изменением количества вещества в единицу времени на единицу реакционной поверхности:

$$v = \Delta v / (S \cdot \Delta t)$$

1.3. Факторы, влияющие на скорость реакции

А в 1865 году Н. Н. Бекетовым и в 1867 году Гульдбергом и Вааге был сформулирован закон действующих масс: Скорость химической реакции в каждый момент времени пропорциональна концентрациям реагентов, возведенным в некоторые степени. [3] Для элементарных реакций показатель степени при значении концентрации каждого вещества часто равен его стехиометрическому коэффициенту, для сложных реакций это правило не соблюдается. Кроме концентрации на скорость химической реакции оказывают влияние следующие факторы:

- природа реагирующих веществ;
- наличие катализатора;
- температура (правило Вант-Гоффа);
- концентрация реагирующих веществ;
- давление;
- площадь поверхности реагирующих веществ.

1.3.1. Природа реагирующих веществ

Так как в процессе взаимодействия разрушаются химические связи реагирующих веществ и образуются новые связи продуктов реакции, то большую роль будет играть характер связей, участвующих в реакции соединений и строение молекул реагирующих веществ. Реакции протекают в направлении разрушения менее прочных связей и образования веществ с более прочными связями. Так, для разрыва связей в молекулах H_2 и N_2 требуются высокие энергии; такие молекулы мало реакционноспособны. Для разрыва связей в сильнополярных молекулах (HCl , H_2O) требуется меньше энергии, и скорость реакции значительно выше. Реакции между ионами в растворах электролитов протекают практически мгновенно. [4]

1.3.2. Наличие катализатора

Катализатором называют вещество, способное ускорять процесс, но не входящее в состав его продуктов. Катализ (ускорение протекания химического превращения) разделяют на гомогенный и гетерогенный. Если реагенты и катализатор находятся в одинаковых агрегатных состояниях, то катализ называют гомогенным, если в различных, то гетерогенным. В большинстве случаев действие катализатора объясняется тем, что он снижает энергию активации реакции. В присутствии катализатора реакция проходит через другие промежуточные стадии, чем без него, причем эти стадии энергетически более доступны. Иначе говоря, в присутствии катализатора возникают другие активированные комплексы, причем для их образования требуется меньше энергии, чем для образования

активированных комплексов, возникающих без катализатора. Таким образом, энергия активации резко понижается: некоторые молекулы, энергия которых была недостаточна для активных столкновений, теперь оказываются активными. В химической промышленности катализаторы применяются весьма широко. Под влиянием катализаторов реакции могут ускоряться в миллионы раз и более. В некоторых случаях под действием катализаторов могут возбуждаться такие реакции, которые без них в данных условиях практически не протекают/

1.3.3. Температура

Для того чтобы произошла реакция, т. е. чтобы образовались новые молекулы, необходимо сначала разорвать или ослабить связи между атомами в молекулах исходных веществ. На это надо затратить определенную энергию. Если сталкивающиеся молекулы не обладают такой энергией, то столкновение будет неэффективным — не приведет к образованию новой молекулы. Если же кинетическая энергия сталкивающихся молекул достаточна для ослабления или разрыва связей, то столкновение может привести к перестройке атомов и к образованию молекулы нового вещества. Избыточная энергия, которой должны обладать молекулы для того, чтобы их столкновение могло привести к образованию нового вещества, называется энергией активации E_a данной реакции. Энергию активации выражают в кДж/моль. Молекулы, обладающие такой энергией, называются активными молекулами.

С ростом температуры число активных молекул возрастает. Отсюда следует, что и скорость химической реакции должна увеличиваться с повышением температуры. Поэтому при возрастании температуры химические реакции протекают быстрее. Для количественного описания того, как температура может влиять на скорость взаимодействия веществ используют правило Вант-Гоффа. Правило Вант-Гоффа состоит в том, что при повышении температуры на 10 градусов, происходит ускорение в 2–4 раза.

1.3.4. Концентрация реагирующих веществ

Для того чтобы вступить в реакцию, две химические частицы должны сблизиться, поэтому скорость реакции зависит от числа столкновений между ними. Увеличение числа частиц в данном объеме приводит к более частым столкновениям и к возрастанию скорости реакции. Число соударений, в свою очередь, тем больше, чем выше концентрация каждого из исходных веществ или, что то же самое, чем больше произведение концентраций реагирующих веществ.

1.3.5. Давление

Если в превращении участвуют газообразные вещества, то на скорость протекания процесса будет влиять изменение давления в системе. Это происходит потому, что для газообразных реагентов изменение давления приводит к изменению концентрации, но это будет действовать лишь в системе с разным соотношением молекул.

1.3.6. Площадь поверхности реагирующих веществ в гетерогенной реакции

Такая характеристика, как площадь поверхности соприкосновения твёрдых реагентов, на протекание реакции влияет, порой, довольно значительно. Измельчение твёрдого вещества позволяет увеличить площадь поверхности соприкосновения реагентов, а значит, и ускорить протекание процесса. Площадь соприкосновения растворимых веществ легко увеличивается растворением вещества.

2. Исследование зависимости скорости химической реакции от разных факторов

Материалами данного исследования являются набор химических веществ, включающих в себя: гранулы цинка, гранулы и порошок алюминия, растворы соляной и серной кислот, гидроксид натрия, раствор фенолфталеина, перекись водорода, оксид марганца IV, карбонат кальция, магний, железо, оксид меди.

Опыт 1. Возьмем две пробирки, порошок и гранулы алюминия Al, а также соляную кислоту HCl. В обе пробирки нальем 3 мл кислоты. В первую насыпем 2 грамма алюминиевого порошка, тщательно перемешаем. (рис. 1-2) Во вторую пробирку добавим гранулу алюминия весом в 2 грамма, взболтаем. (рис. 3-4) Спустя 1 минуту мы можем наблюдать как протекают реакции в пробирках. В первой идет бурное выделение газа H₂ (рис. 5), во второй заметны лишь пару пузырьков выделяющегося газа (рис. 6).

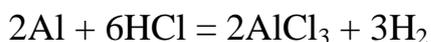


рис. 1

рис. 2

рис. 3

рис. 4

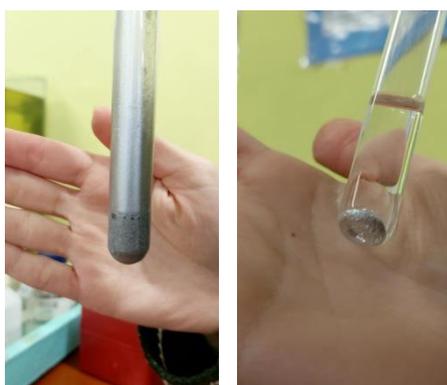


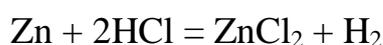
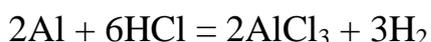
рис. 5

рис. 6

Номер пробирки	Поверхность реагирующего вещества	Время начала реакции (с)
1	Порошок Al	10
2	Гранулы Al	21

Можем сделать вывод, что скорость химической реакции зависит от площади соприкосновения двух веществ. Чем больше площадь соприкосновения, тем быстрее протекает реакция.

Опыт 2. Возьмем две пробирки, гранулы алюминия Al и гранулы цинка Zn, а также соляную кислоту HCl. В обе пробирки нальем 3 мл кислоты. В первую пробирку добавим гранулу алюминия весом в 2 грамма, взболтаем. (рис. 7) Во вторую добавим гранулу цинка весом 2 грамма, взболтаем. (рис. 3-4) Через 1 минуту в 1 пробирке начинает выделяться водород (рис. 6), а спустя еще 20 секунд во второй пробирке с цинком, также начинает выделяться водород (рис. 8).



Согласно электрохимическому ряду[5], который предложил русский ученый Н. Н. Бекетов алюминий и цинк относят к металлам средней активности, но стандартный электрохимический потенциал Al меньше (-2,35 В), чем у Zn (-1,05 В) [6,7], поэтому 1 реакция идет быстрее.



рис. 7

рис. 8

Номер пробирки	Природа реагирующего вещества	Время начала реакции (с)
1	Al	18
2	Zn	25

Можем сделать вывод, что скорость химической реакции зависит от природы реагирующих веществ.

Опыт 3. Возьмем две пробирки, соляную кислоту, гранулы цинка и горелку. Наливаем в пробирки одинаковое количество соляной кислоты – 3 мл. Предварительно прогреваем первую пробирку (рис. 9). Одновременно добавляем гранулы по 2 грамма в пробирки. В первой пробирке наблюдается бурная реакция,

выделяется газ H_2 . (рис. 10). Во второй пробирке реакция также протекает, но не с такой интенсивностью. (рис. 11).



рис. 9

рис. 10

рис. 11

Номер пробирки	Температура	Время начала реакции (с)
1	Высокая (после нагревания)	12
2	Низкая (без нагревания)	24

Можем сделать вывод, что температура влияет на скорость химической реакции.

Опыт 4. Заранее готовим стеклянную палочку, на одном конце которой нанесён тонкий слой оксида марганца (IV). Для этого обмазываем конец (2-3 см) палочки клеем «Момент». Затем насыпаем на лист бумаги оксид марганца (IV) и, вращая конец палочки с клеем вокруг оси, наносим на её поверхность приблизительно однородный по толщине слой этого вещества. Даем палочке обсохнуть. Потом промываем её в воде от плохо приклеенных кусочков катализатора, подвергаем испытанию на прочность в растворе пероксида водорода и снова промываем в воде. Снова сушим и взвешиваем на весах определяя массу катализатора до реакции, масса палочки равна 10,7 г. С такой палочкой можно проводить опыты многократно.

Наливаем в одну пробирку несколько миллилитров воды, во вторую 3%-го раствора пероксида водорода. Вносим в пробирки поочерёдно тлеющую лучинку и убеждаемся в том, что кислород над поверхностью воды и пероксида отсутствует, т.к. лучинка не вспыхивает (рис. 12). Помещаем палочку с оксидом марганца (IV) в первую пробирку и видим, что никаких признаков реакции нет. Тлеющая лучинка не вспыхивает.

Далее берем палочку с катализатором и погружаем во вторую пробирку. Наблюдаем, что на поверхности диоксида марганца моментально появляются

многочисленные пузырьки газа и количество их растет в зависимости от длительности контакта.



Тлеющая лучинка (рис. 13), введенная в отверстие пробирки, вспыхивает, что свидетельствует об образовании кислорода (рис. 14). Прекращение контакта пероксида водорода с катализатором ведет к прекращению выделения кислорода. Далее палочку с диоксидом марганца промываем в воде, высушиваем и взвешиваем. Масса палочки остается неизменной, т.е. равна 10,7 г. принимая участие в реакции, оксид марганца (IV) не изменяет своей массы, т.е. не расходуется и обладает свойством избирательности: определенное вещество является катализатором только для ограниченного круга реакций.



рис. 12



рис. 13



рис. 14

Опыт 5. Возьмем две пробирки, пероксид водорода и оксид марганца (IV). Нальем в пробирки одинаковое количество пероксида. В первую пробирку добавим 2 грамма оксида марганца (IV). (рис. 15). Во вторую добавим 4 грамма оксида марганца (IV). (рис. 16). Проверим получение кислорода тлеющей лучинкой. В обеих пробирках кислород выделился. В первой пробирке лучинка вспыхнула в «середине колбы», во второй в самом начале. Это говорит нам о том, что во второй кислорода выделялось больше, а значит быстрее разлагался пероксид водорода.



рис. 15



рис. 16

Номер пробирки	Масса катализатора (г)	Время возгорания лучинки (с)
1	2	7
2	4	3

Можем сделать вывод, что количество катализатора влияет на скорость химической реакции. Чем больше участвует катализатора, тем быстрее протекает реакция.

Опыт 6. Возьмем две пробирки, пероксид водорода и оксид марганца (IV). Нальем в пробирки разное количество пероксида. В первую пробирку 2 мл пероксида. (рис. 17). Во вторую 3 мл. (рис. 18). Добавим одинаковое количество оксид марганца (IV). Проверим получение кислорода тлеющей лучинкой. В обеих пробирках кислород выделился. В первой пробирке лучинка вспыхнула в «середине колбы», во второй вблизи раствора. Это говорит нам о том, что в первой кислород выделялось больше, а значит быстрее разлагался пероксид водорода.



рис. 17



рис. 18

Номер пробирки	Объём вещества (мл)	Время возгорания лучинки (с)
1	2	7
2	3	10

Можем сделать вывод, что скорость реакции так же зависит от концентрации реагирующего вещества. В 1 пробирке объём перекиси водорода меньше, чем во 2, но масса катализатора оставалась неизменной. Из опыта следует, что чем меньше объём, тем быстрее протекает реакция, при условии, что добавляется равное количество катализатора.

Опыт 7. Возьмем две пробирки, пероксид водорода, оксид марганца (IV) и оксид железа (III). Нальем в пробирки одинаковое количество пероксида водорода. В первую пробирку добавим 2 грамма оксид марганца (IV). (рис. 19). Во вторую пробирку добавим 2 грамма оксида железа (III). (рис. 20). В первой пробирке реакция протекает быстро с выделением кислорода. Во второй пробирке такой активности не наблюдается, кислород почти не выделяется.



рис. 19



рис. 20

Номер пробирки	Природа катализатора	Время начала реакции (с)
1	MnO_2	8
2	Fe_2O_3	32

Можно сделать вывод, что природа катализатора влияет на скорость химической реакции. Чем активнее катализатор, тем быстрее протекает реакция.

Опыт 8. В три сухие пробирки помещаем одинаковое количество порошка оксида меди, а затем приливаем 2 мл раствора серной кислоты в каждую пробирку. Первую пробирку ставим в стакан с водой 45 градусов, вторую ставим в стакан с водой 60 градусов, третью пробирку также ставим в стакан с водой, но 70 градусов. Каждый раз засекаем время, за которое оксид превратится в соль и окрасит раствор в синий цвет. По диаграмме можно заметить, что в третьей пробирке реакция прошла быстрее всего, а в первой медленнее. Если сопоставить температуры пробирок, то зависимость скорости станет очевидной. Чем выше температура в пробирке, тем быстрее протекает реакция.

Номер пробирки	Температура (°C)	Время растворения CuO (с)
1	45	673
2	60	515
3	70	252

Задание № 18 ЕГЭ по химии

1. Из предложенного перечня внешних воздействий выберите все воздействия, которые приводят к уменьшению скорости реакции между железом и раствором соляной кислоты.

- 1) понижение температуры
- 2) повышение температуры
- 3) разбавление кислоты
- 4) увеличение концентрации кислоты
- 5) размельчение железа

Решение:

Скорость химической реакции зависит от природы реагирующих веществ.

Скорость реакции увеличивается при увеличении температуры, увеличении концентрации исходных веществ (для газообразных и растворенных реагентов), увеличении площади соприкосновения реагентов (для гетерогенных реагентов – тех, которые находятся в разных фазах, например, жидкие и твердые, твердые и газообразные), при увеличении давления (для газообразных реагентов). Также скорость реакции увеличивается под влиянием катализаторов – веществ, ускоряющих реакцию, но не входящих в состав продуктов реакции.

Для указанных агрегатных состояний реагентов уменьшение температуры и концентрации реагентов (соляной кислоты) способствует уменьшению скорости реакции.

Ответ: 13

2. Из предложенного перечня внешних воздействий выберите все воздействия, которые приводят к увеличению скорости реакции азота с водородом.

- 1) пропускание смеси над нагретым железом
- 2) добавление аммиака
- 3) увеличение давления в реакционном сосуде
- 4) охлаждение смеси
- 5) увеличение объема реакционного сосуда

Решение:

Рассуждения аналогичные предыдущему заданию.

Ответ: 13

3. Из предложенного перечня выберите все воздействия, которые приводят к уменьшению скорости реакции между цинком и соляной кислотой.

- 1) измельчение цинка
- 2) охлаждение
- 3) добавление HCl
- 4) нагревание
- 5) уменьшение количества реагентов с течением времени

Решение:

Рассуждения аналогичные предыдущему заданию.

Ответ: 25

Заключение

В ходе работы над проектом были изучены различные источники информации, знакомящие с основными понятиями скорости химической реакции и факторов от которых она зависит: температура, поверхность реагирующего вещества, катализатор, концентрация.

Во время проведения лабораторных опытов наглядно подтвердила зависимость скорости реакции от разных факторов. Следовательно, скорость химических реакций можно контролировать.

Все проведенные реакции были гетерогенные.

Мне удалось обобщить собранную информацию в единый проект, которым может пользоваться каждый, для лучшего понимания скорости химической реакции. Опыты и рисунки к ним являются наглядным отображением зависимостей, что облегчит понимание. Данный материал пригодится мне и ребятам, что готовятся к ЕГЭ по химии (задание 18), или тем, кому хочется больше узнать о скорости химической реакции. Таким образом, я достигла поставленной цели. Я могу утверждать, что скорость химической реакции зависит от наличия катализатора, природы реагирующих веществ, повышения/понижения температуры и площади соприкосновения. Я убедилась в этом, проведя химические эксперименты, а также, прочитав дополнительную литературу по данной теме. Моя гипотеза подтвердилась.

Список использованных источников информации

1. Ахметов М.А. Конспект лекций по общей химии. Журнал «Химия в школе» № 7, 2006
2. Габриелян О.С., Остроумов И.Г., Пономарев С.Ю. Химия, 11 класс. Москва: Дрофа, Вертикаль, 2019 г.
3. Кубасов А. А. Химическая кинетика и катализ. СтудИзба, 2019
4. Пригожин И., Дефей Р. Химическая термодинамика. Новосибирск: Наука, 1966. 510 с.
5. Справочник стандартных электродных потенциалов полуреакций <https://www.chem-astu.ru/science/reference/potentials/>
6. Химическая кинетика. Скорость химических реакций. [Электронный ресурс]. <https://chemege.ru/kinetika/>
7. Электрохимический ряд активности металлов. [Электронный ресурс]. https://ru.wikipedia.org/wiki/Электрохимический_ряд_активности_металлов
8. Яблонский Г. С., Быков В. И., Горбань А. Н., Кинетические модели каталитических реакций, Новосибирск: Наука (Сиб. отделение), 1983.- 255 с.