

Уважаемый студент, выполнение указанных заданий строго обязательно!

Группа ТЭК1/2

Дата: 15.11.2022г.

Дисциплина: ОДП Химия

Преподаватель: Воронкова А.А.

Тема 1.6.3 Скорость химических реакций. Обратимость химических реакций

Цели: развивать умение анализировать, делать выводы; экологическое мышление; воспитывать бережное отношение к природе.

Лекция

План

1. Понятие о скорости химических реакций.
2. Зависимость скорости химических реакций от различных факторов: природы реагирующих веществ, их концентрации, температуры, поверхности соприкосновения и использования катализаторов.
3. Химическое равновесие и способы его смещения. Обратимые и необратимые реакции.

Задание: выполнить работу по алгоритму

Алгоритм работы

1. Изучить материал лекции

2. Изучить материал видеоурока

https://www.youtube.com/watch?v=FfHIcf5N_2Q

<https://www.youtube.com/watch?v=k6OtrZ5wu3E>

3. Ответьте на контрольные вопросы (после лекции) в тетради.

1. Понятие о скорости химических реакций

Химические реакции протекают с различными скоростями. Одни реакции протекают быстро. Так, практически мгновенно происходят реакции ионного обмена. Другие протекают медленно, часами, как, например, разложение пищевых продуктов (белки, жиры, углеводы) при пищеварении; месяцами — коррозия (ржавление) железа. А химическое превращение горных пород (гранита в глину) протекает в течение тысячелетий.

Количественной характеристикой быстроты течения химической реакции является ее **скорость**, которую обозначают латинской буквой *V*.

Скорость химической реакции можно определять:

1. По изменению концентрации одного из исходных веществ в единицу времени. Концентрацию вещества обозначают латинской буквой *C* и выражают числом молей в 1 л, т. е. моль/л. Время обозначают греческой буквой *t* (тау) и выражают, как правило, в секундах.

Допустим, что в закрытом сосуде протекает реакция $A + B = D + E$

Концентрация вещества *A* в первоначальный момент времени составляла C_1 , а в момент времени t_2 — C_2 . Тогда скорость реакции будет равна:

$$v = - \frac{C_2(A) - C_1(A)}{t_2 - t_1} = - \frac{C(A)}{t}$$

где *v* — скорость реакции, выраженная в моль/(л • с);

$C = C_2 - C_1$ — изменение концентрации вещества *A* за промежуток времени *t*;

$t = t_2 - t_1$ — промежуток времени, в течение которого изменяется концентрация вещества.

По мере протекания реакции концентрация исходного вещества уменьшается, а так как *скорость реакции всегда положительна*, то в выражении скорости стоит знак «минус».

2. По изменению концентрации продукта реакции в единицу времени:

$$v = + \frac{C_2(D) - C_1(D)}{T_2 - T_1} = + \frac{C(D)}{T}$$

В процессе реакции концентрация продуктов реакции увеличивается, поэтому в правой части уравнения стоит знак «плюс».

Таким образом, *скорость реакции определяется изменением концентрации вступившего в реакцию или образовавшегося вещества в единицу времени*.

Скорость

реакции в течение времени меняется, поэтому рассчитывают *среднее значение скорости реакции*.

Задача. Вычислите среднюю скорость реакции



если начальная концентрация хлора равнялась 1 моль/л, а через 4 сек. его концентрация стала 0,6 моль/л.

Дано:

$$C_1 = 1 \text{ моль/л},$$

$$C_2 = 0,6 \text{ моль/л},$$

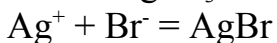
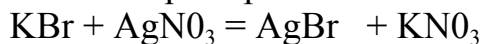
$$t = 4 \text{ сек.}$$

$$v = ?$$

2. Факторы, влияющие на скорость химических реакций.

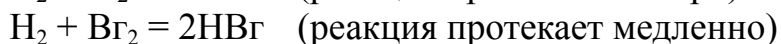
1. Природа реагирующих веществ. Вы знаете, что скорость взаимодействия одной и той же кислоты с металлами обусловлена природой металла. В свою очередь, скорость взаимодействия одного и того же металла с кислотами обусловлена природой кислоты. Проведем опыт. Опустим в две пробирки по одной грануле цинка и прильем в первую 2 см³ соляной кислоты, а во вторую — 2 см³ уксусной кислоты. Мы увидим, что вытеснение водорода цинком из раствора соляной кислоты происходит значительно быстрее, чем из раствора уксусной кислоты, так как HCl — сильная кислота, а CH₃COOH — слабая кислота.

Реакции между сильными электролитами в растворах протекают практически мгновенно. Например:



Это обусловлено тем, что вещества с ионными и полярными ковалентными связями в растворах образуют разноименно заряженные ионы, которые легко взаимодействуют друг с другом.

Скорость реакций с участием веществ с неполярными и малополярными ковалентными связями определяется их химической активностью. Так, водород с фтором реагирует очень быстро (со взрывом) уже при обычных условиях, а с бромом — медленно даже при нагревании:



Вывод: *реакционная активность веществ определяется характером химической связи в соединениях и их строением. Наиболее активны вещества с ионными и полярными ковалентными связями.*

2. Концентрация реагирующих веществ.

Гомогенные реакции. Чтобы произошло взаимодействие, частицы (атомы, молекулы, ионы) реагирующих веществ должны столкнуться друг с другом. Чем больше частиц при данной температуре в единице объема, тем чаще они сталкиваются.

Вывод: *с повышением концентрации реагирующих веществ происходит увеличение скорости реакции.*

Гетерогенные реакции. Если реакция гетерогенная, то взаимодействие частиц происходит лишь на поверхности твердого вещества, поэтому концентрация его не влияет на скорость реакции.

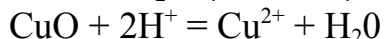
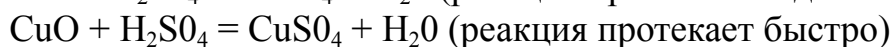
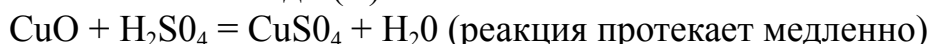
Например, скорость реакции восстановления ионов меди (II)



3. Степень измельчения твердого вещества является *одним из факторов*, который определяет скорость гетерогенной реакции, *т.е. величина площади поверхности соприкосновения твердого вещества*. Чем больше поверхность соприкосновения, тем больше скорость реакции. Например, куски угля горят медленно, постепенно окисляясь кислородом воздуха, а угольная пыль, взвешенная в воздухе, может давать взрыв.

Вывод: *скорость гетерогенной реакции не зависит от концентрации твердого вещества.*

4. Влияние температуры. С повышением температуры скорость химических реакций, как правило, возрастает, так как при нагревании реагирующие частицы становятся более активными и способными к взаимодействию. Так, в две пробирки внесем одинаковые порции оксида меди (II) (порошок черного цвета) и прильем при перемешивании по 3 см³ серной кислоты. Одну из пробирок будем нагревать. Отметим, что в нагреваемой пробирке оксид меди (II) растворяется более интенсивно и раствор приобретает голубой цвет, обусловленный образованием гидратированных ионов меди (II):

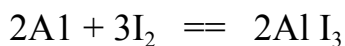


Установлено, *что при повышении температуры на каждые десять градусов скорость большинства реакций увеличивается в 2—4 раза.*

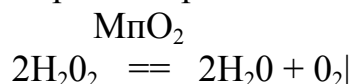
Например, если принять, что скорость некоторой реакции при 0 °С равна единице, а ее скорость при повышении температуры на каждые 10 °С увеличивается в 2 раза, то при нагревании до 100 °С ее скорость возрастает в 2¹⁰ (1024) раза.

5. Влияние катализаторов. Большое влияние на скорость химической реакции оказывают добавки некоторых веществ к реагирующей смеси. Одни из них увеличивают скорость реакции. Например, в роли ускорителя очень часто выступает вода. Если поместить в тигель или фарфоровую чашку *немного* смеси порошкообразного алюминия с предварительно растертым в порошок йодом и тщательно перемешать стеклянной палочкой, видимых изменений мы не наблюдаем. Однако достаточно к этой смеси добавить *одну каплю воды*, происходит вспышка — результат бурного взаимодействия иода с алюминием:





Ускорителем реакции разложения пероксида водорода H_2O_2 является оксид марганца (IV). Нальем в пробирку немного 5%-го раствора пероксида водорода и внесем тлеющую лучинку — она не загорается, потому что реакция разложения пероксида водорода при обычных условиях протекает очень медленно. Если же в пробирку внести несколько крупинок оксида марганца (IV), то начинается бурное выделение пузырьков газа (жидкость как бы кипит), а тлеющая лучинка, внесенная в пробирку, загорается ярким пламенем:



Когда реакция разложения пероксида водорода закончится и в пробирке останется только вода, то фильтрованием отделим оксид марганца (IV) от воды и убедимся, что на фильтре остается столько же MnO_2 , сколько его было взято. Оставшийся после реакции оксид марганца (IV) можно использовать вновь.

Вещества, которые изменяют скорость химической реакции, но сами при этом не расходуются, называют катализаторами.

Различают положительные и отрицательные катализаторы. Положительные катализаторы ускоряют химические реакции. Мы с вами рассмотрели действие положительных катализаторов (это оксид марганца (IV) и вода).

Но имеется целый ряд веществ, которые понижают скорость химической реакции (*отрицательные катализаторы*). Так, в две пробирки нальем раствор соляной кислоты, в одну из них добавим немного уротропина (его можно купить в аптеке). В каждый раствор опустим предварительно зачищенный железный гвоздь. В пробирке с чистой кислотой гвоздь растворяется, покрываясь пузырьками выделяющегося водорода. В кислоте с уротропином выделение водорода практически не наблюдается.

Вещества, которые замедляют скорость реакции, называют ингибиторами (уротропин в соляной кислоте).

Химические реакции, которые протекают в присутствии катализаторов, называют каталитическими.

Большую часть продукции, вырабатываемой химической промышленностью, получают на основе использования катализаторов. Это процессы производства серной и азотной кислот, синтетического каучука, пластмасс, лекарственных препаратов, получения из твердого угля жидкого топлива, переработки нефти, природного газа и многие другие.

Особую роль играют ***биологические катализаторы — ферменты***. Они участвуют в сложных химических процессах, протекающих в пищеварительной системе, в крови и в клетках животных и человека. Например, слюна содержит фермент ***птиалин***, который катализирует превращение крахмала в сахар (если пожевать хлеб или картофель дольше обычного, то во рту можно почувствовать сладкий вкус), желудочный сок содержит ***пепсин***, который катализирует расщепление белков. В организме человека находится около 30 000 различных ферментов, каждый из них — катализатор соответствующей реакции.

В живом организме благодаря ферментам все биологические процессы протекают при обычных условиях.

3. Химическое равновесие.

В обратимых химических реакциях химическое равновесие является динамическим, так как столько молекул продукта прямой реакции образуется в единицу времени, столько их и разлагается при протекании обратной реакции. Поэтому концентрации всех реагирующих веществ в системе остаются постоянными при данных условиях. Эти концентрации называют *равновесными* и обозначают квадратными скобками $[H_2]$, $[I_2]$, $[HI]$.

Химическое равновесие — это такое состояние реакционной системы, при котором концентрации реагирующих веществ и продуктов реакции не изменяются во времени, так как скорости прямой и обратной реакций равны и отличны от нуля:

$$v_{пр} = v_{обр} = 0$$

Состояние химического равновесия количественно характеризуют константой равновесия $K_{равн}$. В момент достижения равновесия $v_{пр} = v_{обр}$, т.е.

$$k_1 [H_2] \cdot [I_2] = k_2 [HI]^2, \text{ отсюда } \frac{k_1}{k_2} = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}$$

Отношение констант скоростей прямой и обратной реакций тоже является постоянной величиной; она и называется константой равновесия:

$$\frac{k_1}{k_2} = K_{равн} \quad K_{равн} = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}$$

Константа химического равновесия показывает, во сколько раз константа скорости прямой реакции k_1 больше константы скорости обратной реакции k_2 при одинаковой температуре. Она зависит от природы реагирующих веществ и температуры, но не зависит от катализатора и концентрации веществ. По значению константы равновесия можно судить о полноте протекания реакции. Чем больше значение константы равновесия, тем в большей степени равновесие смещено в сторону образования продуктов реакции.

Состояние химического равновесия обратимой реакции сохраняется при неизменных условиях (концентрация вещества, температура и давление), но стоит только изменить хотя бы одно из них, как система быстро перейдет в другое состояние, соответствующее новым условиям.

Переход системы из одного равновесного состояния в другое, отвечающее изменившимся условиям, называют смещением равновесия.

Направление смещения химического равновесия определяется **принципом Ле Шателье**: если изменить одно из условий, при которых система находится в состоянии химического равновесия (концентрация вещества, температура и давление), то равновесие сместится в направлении той реакции, которая противодействует этому изменению.

Факторы, влияющие на смещение химического равновесия.

Изменение концентрации. При увеличении концентрации одного из веществ (исходного или продукта) равновесие смещается в сторону уменьшения его концентрации и соответственно увеличения концентрации продуктов его взаимодействия.

В равновесной системе нельзя изменить концентрацию только одного из веществ, не вызывая этим изменение концентрации всех остальных.

В обратимых гетерогенных реакциях введение или удаление дополнительной массы твердого вещества не влияет на состояние равновесия. Например, на состояние равновесия реакции



не повлияет добавление карбоната или оксида кальция.

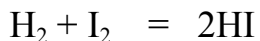
Изменение температуры. Изменение температуры вызывает изменение скорости как прямой, так и обратной реакции, но в разной степени. При понижении температуры из двух реакций быстрее протекает экзотермическая, при повышении – эндотермическая. Поэтому для выяснения влияния температуры на химическое равновесие необходимо знать значение теплового эффекта реакции.

Прямая реакция – экзотермическая, а обратная – эндотермическая. Повышение температуры смещает равновесие в сторону эндотермической реакции (так как она протекает с поглощением теплоты), а понижение – в направлении экзотермической реакции (так как она протекает с выделением теплоты).

Изменение давления. Известно, что сжимаемы только газообразные вещества, поэтому изменением давления можно смещать равновесие только тех реакций, в которых участвует или получается хотя бы одно вещество в газообразном состоянии и при этом изменяется число молекул газообразных веществ.

Повышение давления смещает равновесие в сторону реакции, протекающей с образованием меньшего числа молекул газообразных веществ, а понижение давления – в сторону реакции, протекающей с образованием большего числа молекул газообразных веществ.

Если реакция протекает без изменения числа молекул газообразных веществ, то изменение давления не влияет на состояние равновесия этой реакции:



две молекулы две молекулы

Введение в реакцию катализатора не влияет на состояние химического равновесия, так как катализатор снижает энергию активации прямой и обратной реакции на одну и ту же величину, следовательно, он в одинаковой степени изменяет скорость как прямой, так и обратной реакции. Катализатор только ускоряет достижение химического равновесия.

Применение принципа Ле Шателье к обратимым и необратимым химическим реакциям позволяет управлять химическими процессами, например, при производстве серной кислоты, аммиака.

Принцип Ле Шателье распространяется не только на химические, но и на различные физико-химические равновесия. Смещение равновесия при изменении условий таких процессов, как кипение, кристаллизация, растворение, также происходит в соответствии с принципом Ле Шателье.

Контрольные вопросы

1. Взаимодействие железа с раствором сульфата меди (записать уравнение, определить типы реакции; расставить коэффициенты методом электронного баланса).
2. Зависимость скорости взаимодействия соляной кислоты с металлами от их природы (цинк и медь).
3. При комнатной температуре с наибольшей скоростью протекает реакция между:
 - а) Fe и S;
 - б) Fe и HCl (раствор);
 - в) KBr (раствор) и AgNO₃ (раствор);
 - г) SiO₂ и H₂.

4. Определите, во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 100 до 150 °С, если при повышении температуры на каждые 10 °С скорость реакции увеличивается в 3 раза.
5. При комнатной температуре с наименьшей скоростью протекает реакция между:
- а) Fe и HCl (1%-й раствор); б) Fe и HCl (10%-й раствор);
в) FeCl₂ (раствор) и AgNO₃ (раствор); г) Fe и HCl (30%-й раствор).

Для максимальной оценки задание нужно прислать до 16.00 ч. 15.11.2022г.

Выполненную работу необходимо сфотографировать и отправить на почтовый ящик voronkova20.88@gmail.com, или Александра Александровна ([vk.com](https://vk.com/alexandra.voronkova)), добавляемся в [Блог преподавателя Воронковой А.А. \(vk.com\)](https://vk.com/alexandra.voronkova) -здесь будут размещены видео материалы

–ОБЯЗАТЕЛЬНО ПОДПИСЫВАЕМ РАБОТУ НА ПОЛЯХ + в сообщении указываем дату/группу/ФИО

Список литературы

Рудзитис Г. Е., Фельдман Ф. Г. Химия. 11 класс: учеб. для общеобразоват. организаций базовый уровень / Г. Е. Рудзитис, Ф. Г. Фельдман. – М.: Просвещение, 2014. – 224с.: ил. – ISBN 978- 5- 09 – 028570- 4

Дополнительная литература:

1. Габриелян О.С. Химия в тестах, задачах, упражнениях: учеб. Пособие для студ. сред. проф. учебных заведений / О.С. Габриелян, Г.Г. Лысова – М., 2012. Рудзитис Г. Е., Фельдман Ф. Г. Химия. 11 класс: учеб. для общеобразоват. организаций с прил. на электрон.носителе (DVD) базовый уровень / Г. Е. Рудзитис, Ф. Г. Фельдман. – М.: Просвещение, 2014. – 224с.: ил. – ISBN 978- 5- 09 – 028570- 4.
2. Габриелян О.С. Химия. 11 класс. Базовый уровень: учеб. Для общеобразоват. Учреждений. – М., 2010.

Интернет-ресурсы: (Перечень адресов интернет-ресурсов с кратким описанием)

1. <http://www.chem.msu.ru/rus/school/> – школьные учебники по химии для 8-11 классов общеобразовательной школы
2. <http://experiment.edu.ru/catalog.asp> – естественнонаучные эксперименты
3. chem.msu.ru – портал фундаментального химического образования России
4. alhimik.ru – образовательный сайт по химии