

**Уважаемый студент, выполнение указанных заданий строго обязательно!**

Группа ПКД1/1

Дата: 24.11.2022г.

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=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:

$$C_1 = 1 \text{ моль/л,}$$

$$C_2 = 0,6 \text{ моль/л,}$$

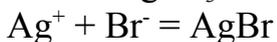
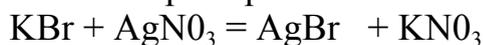
$$t = 4 \text{ сек.}$$

$$v = ?$$

## 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 см<sup>3</sup> соляной кислоты, а во вторую — 2 см<sup>3</sup> 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 CH<sub>3</sub>COOH — 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.

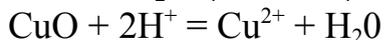
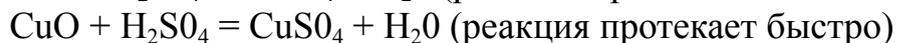
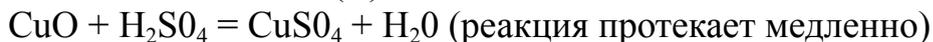
Например, скорость реакции восстановления ионов меди (II)



**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 см<sup>3</sup> 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):

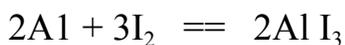


Установлено, *что при повышении температуры на каждые десять градусов скорость большинства реакций увеличивается в 2—4 раза.*

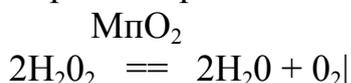
Например, если принять, что скорость некоторой реакции при 0 °С равна единице, а ее скорость при повышении температуры на каждые 10 °С увеличивается в 2 раза, то при нагревании до 100 °С ее скорость возрастает в 2<sup>10</sup> (1024) раза.

**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  $\text{H}_2\text{O}_2$  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  $\text{MnO}_2$ , 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 сколько 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 AgNO<sub>3</sub> (раствор);
  - г) SiO и H<sub>2</sub>.

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) FeCl<sub>2</sub> (раствор) и AgNO<sub>3</sub> (раствор);      г) Fe и HCl (30%-й раствор).

**Для максимальной оценки задание нужно прислать до 15.00 ч. 24.11.2022г.**

**Выполненную работу необходимо сфотографировать и отправить на почтовый ящик [voronkova20.88@gmail.com](mailto:voronkova20.88@gmail.com), или Александра Александровна ([vk.com](https://vk.com/alexandra.voronkova)), добавляем в [Блог преподавателя Воронковой А.А. \(vk.com\)](#) -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](http://chem.msu.ru) – портал фундаментального химического образования России
4. [alhimik.ru](http://alhimik.ru) – образовательный сайт по химии