

Лекция 20

Скорость химических реакций. Зависимость скорости химических реакций от различных факторов. Обратимость химических реакций

Задания

Ознакомиться с материалами лекции

Выполнить задания самостоятельной работы:

Задания для самостоятельной работы

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; в) KBr (раствор) и AgNO₃ (раствор);
б) Fe и HCl (раствор); г) SiO 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).

Готовые работы присылать на почту vitalina2517@mail.ru не позднее 06.06.2023

Если у вас возникли вопросы, обращайтесь по телефону 0721401876

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:

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

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:

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

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 $CO + Cl_2 = COCl_2$ (фосген),

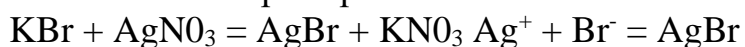
если начальная концентрация хлора равнялась 1 моль/л, а через 4 сек. его концентрация стала 0,6 моль/л. Дано: $C_1 = 1$ моль/л, $C_2 = 0,6$ моль/л, $t = 4$ сек.

(Ответ: $v = 0,1$ моль/л•с)

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)

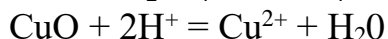
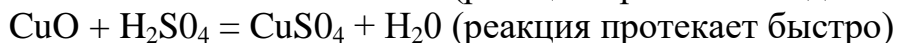
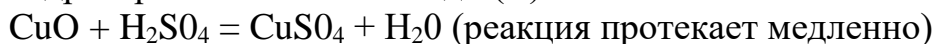


3. Степень измельчения твердого вещества является одним из факторов, который определяет скорость гетерогенной реакции, т.е. величина площади поверхности соприкосновения твердого вещества. Чем

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):

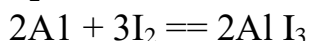


Установлено, **что при повышении температуры на каждые десять градусов скорость большинства реакций увеличивается в 2—4 раза.**

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.

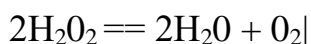
5. Влияние катализаторов. Большое влияние на скорость химической реакции оказывают добавки некоторых веществ к реагирующей смеси. Одни из них увеличивают скорость реакции. Например, в роли ускорителя очень часто выступает вода. Если поместить в тигель или фарфоровую чашку *немного* смеси порошкообразного 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:

H₂O



Ускорителем реакции разложения пероксида водорода H₂O₂ 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:

MnO₂



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. Понятие о скорости химической реакции

Химическая кинетика – наука, изучающая закономерности химических процессов во времени и его механизмы

Скорость химической реакции – изменение концентрации одного из реагирующих веществ в единицу времени при неизменном объеме системы.

2) Факторы, влияющие на скорость реакции

Скорость химической реакции зависит от:

- природы реагирующих веществ
- условий протекания реакции
- концентрации
- температуры
- присутствия катализатора
- давления (для газов)
- от величины поверхности вещества - измельчения (для твердых веществ)
- и т.д.

Влияние концентрации реагирующих веществ

Чтобы осуществилось химическое взаимодействие между веществом А и В, их молекулы (частицы) должны столкнуться. Чем больше столкновений, тем быстрее протекает реакция. Число столкновений тем больше, чем выше концентрация реагирующих веществ ⇒ **ОСНОВНОЙ ЗАКОН ХИМИЧЕСКОЙ КИНЕТИКИ** (закон действующих масс)

Скорость химической реакции пропорциональна произведению концентрации реагирующих веществ взятых в степенях равных стехиометрическим коэффициентам

Для реакции: $aA + bB = cC + dD$

$$V = K C^a(A) C^b(B)$$

где c_A и c_B - концентрации веществ А и В, моль/л, k- коэффициент пропорциональности – константа скорости реакции.

Физический смысл константы скорости химической реакции: она численно равна скорости реакции, когда концентрация каждого из реагирующих веществ составляет 1 моль/л или когда их произведение равно единице.

Константа зависит от природы реагирующих веществ и от температуры, на не зависит от концентрации.

Влияние температуры

Зависимость скорости реакции от температуры определяется правилом Вант-Гоффа:

при повышении температуры на каждые 10 °С скорость большинства реакций увеличивается на 2-4 раза

$$V_{t_2} = V_{t_1} \cdot 2^{(t_2 - t_1)/10}$$

где V_{t_2} и V_{t_1} - скорости реакции при начальной t_1 и t_2 температурах.

2 - температурный коэффициент скорости реакции, который показывает во сколько раз увеличится скорость реакции с повышением температуры реагирующих веществ на 10 °С

Увеличение скорости реакции объясняется тем, что исходные молекулы получают дополнительную энергию для разрыва исходной химической связи

Скорость реакции зависит от величины поверхности вещества:

твердые вещества быстрее реагируют в измельченном состоянии, а в растворах реакция идет еще быстрее

Влияние катализатора на скорость химической реакции

Вещества влияющие на скорость химической реакции, но к концу реакции остающиеся химически неизменными, называются **катализаторами**

Реакции, протекающие в присутствии катализаторов, называются *каталитическими*.

Реакция происходит на поверхности катализатора.

Поверхность катализатора неоднородна; в ней имеются группы молекул, образующие так называемые *активные центры*.

Их число возрастает с увеличением пористости или раздробленности катализатора.

Процесс изменения скорости реакции под действием катализатора называется *катализом*.

Катализ может быть гомогенным и гетерогенным.

Гомогенный катализ называется в том случае, когда катализатор и

реагирующие вещества находятся в одном и том же агрегатном состоянии - жидком или газообразном.

Обратимые реакции не доходят до конца и заканчиваются установлением химического равновесия

Например, в реакции синтеза аммиака равновесие наступает тогда, когда в единицу времени образуется столько же молекул аммиака, сколько их распадается на азот и водород.

химическое равновесие можно определить как такое состояние системы реагирующих веществ, при котором скорости прямой и обратной реакций равны между собой.

Характеристики химического равновесия:

- прямая и обратная реакции не прекращаются \Rightarrow *подвижное или динамическое равновесие*
- в реагирующей смеси видимых изменений не происходит
- концентрации всех реагирующих веществ как исходных, так и образующихся - остаются строго постоянными – *равновесные концентрации* (Они обычно обозначаются формулами реагирующих веществ, заключенными в квадратные скобки, например $[H_2]$, $[N_2]$, $[NH_3]$)

На состояние химического равновесия оказывают влияние:

- концентрация реагирующих веществ,
- температура,
- а для газообразных веществ - давление

При изменении одного из этих параметров равновесие нарушается, и концентрация всех реагирующих веществ изменяется до тех пор, пока не установится новое равновесие, но уже при иных значениях равновесных концентраций.

Это называется смещением химического равновесия

Если при изменении условий реакции увеличивается концентрация конечных веществ, то говорят о смещении равновесия в сторону продуктов реакции.

Если же увеличивается концентрация исходных веществ, то равновесие смещается в сторону их образования.

3. Принцип Ле-Шателье

Направление смещения химического равновесия при изменениях концентрации реагирующих веществ, температуры и давления (в случае газовых реакций) определяется общим положением, известным под названием **принципа подвижного равновесия или принципа Ле-Шателье**:

если на систему, находящуюся в равновесии, производится какое-либо внешнее воздействие (изменяется концентрация, температура, давление), то оно благоприятствует протеканию той из двух противоположных реакций, которая ослабляет воздействие

Поясним это на примере реакции синтеза аммиака:



2 объема 1 объем

$\Delta H = -46,2$ кДж/моль

- *Концентрация*

Если внешнее воздействие выражается в увеличении концентрации азота или водорода, то оно благоприятствует реакции, вызывающей уменьшение концентрации этих веществ, и, следовательно, равновесие сместится в сторону образования аммиака. Соответственно увеличение концентрации аммиака смещает равновесие в сторону исходных веществ.

- *Температура*

Поскольку прямая реакция, как видно из уравнения, протекает с выделением теплоты, повышение температуры смеси благоприятствует протеканию реакции с поглощением теплоты – эндотермической реакции, и равновесие стремится в сторону исходных веществ; понижение температуры вызовет смещение равновесия в сторону продукта реакции – экзотермической реакции.

- *Давление*

Чтобы определить влияние давления на смещение равновесия, необходимо подсчитать число молекул в левой и правой частях уравнения. При повышении давления равновесие сместится в сторону меньшего числа молекул