**Задание: Изучить конспект по данной теме. Ответить на вопросы после лекции. Выполненное задание отправить на эл. почту 1997romanovna@mail.ru**

Целью работы является изучение зависимости скорости химической реакции от температуры и концентрации реагирующих веществ.

# Теоретическая часть

Скорость реакции  зависит от концентрации *Ci*

температуры *Т*, при которой реакция осуществляется.

реагентов и

Концентрационная зависимость скорости реакции определяется законом Н. Н. Бекетова. Так, кинетическое уравнение реакции *A*  *D*  *B*  *F*  *...* в соответствии с этим законом имеет вид

  *k*  *CA*  *CD* . (1)

Действительно, чтобы реакция произошла, реагенты *A* и *D*

должны попасть в реакционный объем *V* , где осуществится

перераспределение валентных электронов, разрыв старых и образование новых химических связей.

Вероятность попадания в реакционный объем *V* частиц

вещества *А* пропорциональна концентрации его частиц: *WA*  *K*1  *CA* ;

вероятность попадания в тот же объем *V* частиц вещества *D*

пропорциональна концентрации *CD* :

*WD*  *K*2  *CD* . Вероятность

одновременного попадания в объем *V*

вещества *D*:

частиц вещества *А* и частиц

*W*  *W*1 *W*2  *K*1  *K*2  *CA*  *CD* .

Скорость реакции пропорциональна числу встреч реагирующих частиц:

  *K*  *K*1  *K*2  *CA*  *CD* ,

где *К*, *К*1, *К*2 – числовые коэффициенты, произведение которых

можно обозначить *k*

– константа скорости реакции. Тогда

кинетическое уравнение (1) примет вид:

  *k*  *CA*  *CD* .

Суммарный показатель степени при концентрациях в кинетическом уравнении называется порядком *n* реакции.

Порядок *n* реакции (1) равен двум при условии, что реакция (1) относится к категории простых, идущих в одну стадию.

Кинетическое уравнение сложной многостадийной реакции

*A*  *B*  *D* записывают так:

  *k*  *Cn*1  *Cn*2 . (2)

*A B*

Показатели *n*1, *n*2 степеней при концентрациях в уравнении (2) называются порядком реакции по реагентам *A* и *B* соответственно.

Сумма показателей *n*1  *n*2 представляет собой общий порядок *n*

реакции. Если *n*  1, говорят, что реакция имеет первый порядок; если

*n*  2 – второй, если *n*  3, реакция имеет третий порядок. Порядок

реакции может быть и дробным.

Концентрации *Ci* реагентов зависят от времени . Часто при

изучении кинетических реакций оценивают период полураспада

 1 .

2

Периодом полураспада называется время, за которое концентрация реагента уменьшается вдвое.

Для реакций первого порядка

ln *C*0

*C*

ln *C*0

*C*

Для реакций второго порядка

 *k*1  ; (3)

 *k*1  . (4)

1*C* 

1  *k*2  ; (5)

0

*C*

  1 . (6)

12 *k*2  *C*0

Для реакций третьего порядка

1*C* 2 

1 2  2  *k*3  ; (7)

0

*C*

 1  3 . (8)

2 2  *k*3  *C* 2

0

В уравнениях (3) – (8) *k*1, *k*2, *k*3 – константы скоростей реакций

соответствующего порядка; *С*0

концентрации.

и *C* – исходная и конечная

Скорость химических реакций сильно зависит от температуры;

зависимость

(*T* )

имеет экспоненциальный характер.

Согласно теории активных соударений (ТАС) Св. Аррениуса, реакция возможна при столкновении в реакционной системе активных частиц. Активными являются частицы, обладающие избытком кинетической энергии или ненасыщенными химическими

*C*

связями. Концентрация

\* активных частиц определяется законом

распределения Больцмана:

*C*

*i*

Так, для реакции (1)

*i*

*  *Ci*

*Ei*

 *e R**T* . (9)

* +  *CA*

*C*

*A*

* +  *CD*

*C*

*D*

*EA*

 *e R**T* ; (10)

*ED*

 *e R**T* . (11)

Число соударений

*\* A,D*

активных частиц, приводящих к

развитию реакции, пропорционально концентрации частиц:

*Z*

*\* A,D*

*Z*

 *k\**  *C\**

 *C\**

, (12)

где *k\**

*A*

*D*

– коэффициент пропорциональности.

Скорость химической реакции, в свою очередь,

*Z*

*\**

пропорциональна числу соударений

*A,D* :

( *EA*  *ED* )

*D*

  *k*  *k*\*  *C*\*

*A*

 *C*\*

 *k*0

 *CA*

 *CD*  *e*

*R**T*

. (13)

В показателе степени экспоненты записана суммарная энергия соударяющихся активных частиц. Запас избыточной энергии ( *EA*  *ED* ) активных частиц, необходимый и достаточный для того, чтобы реакция между ними произошла, часто отождествляют с

энергией активации *Ea*

процесса. В действительности понятие

энергии активации является более емким и содержательным.

Для течения реакции необходимо, чтобы исходные вещества преодолели определенный энергетический барьер, – после этого они превращаются в продукты реакции. Для того чтобы реакция произошла, необходимо, чтобы кинетическая энергия относительного

движения реагирующих частиц по линии столкновения превысила некоторую критическую величину, называемую энергией активации (в расчете на один моль).

Энергия активации ассоциируется и с энергией, необходимой для преодоления сил отталкивания между частицами. Чтобы реакция произошла, энергия реагирующей системы должна позволить ей образовать переходное состояние; при этом конфигурация ядер реагирующих атомов, отвечающая начальному состоянию, через некоторую промежуточную конфигурацию – активированный комплекс или переходное состояние – превращается в конечную конфигурацию ядер атомов, характерную для формирующихся продуктов реакции.

Заменив сумму ( *EA*  *ED* ) в показателе экспоненты символом

*Ea* , запишем кинетическое уравнение реакции:

 *Ea*

  *k*0  *e R**T*

 *CA*  *CD* . (14)

С другой стороны, в соответствии с законом Бекетова

  *k*  *CA*  *CD* . Следовательно,

 *Ea*

*k*  *k*0  *e R**T* . (15)

Запишем уравнение (15) для двух температур *Т*1 и *Т*2, поделим соответственно левые и правые части получившихся равенств друг на друга. После простых преобразований получим соотношение

*Ea* 

*R* *T*1 *T*2  ln (*k* )2 . (16)

*T*2  *T*1 (*k* )1

Соотношение (16) позволяет рассчитать энергию активации

реакции по двум опытным значениям констант скоростей

(*k*)1 и

(*k*)2 при разных температурах *Т*1 и *Т*2.

Величину *Ea*

можно определить и графическим методом по

угловому коэффициенту, характеризующему наклон линии в

координатах

ln *k*  1 :

*T*



Рис. 1. Температурная зависимость константы скорости химической реакции

Самостоятельная работа (5 заданий):

|  |  |
| --- | --- |
| **Задание 1** |  |
| Из предложенного списка химических реакций выберите все, скорость которых увеличивается при повышении давления1) N2 + 3H2 = 2NH32) CO + 2H2 = CH3OH3) Zn + 2HCl = ZnCl2 + H24) 2Na + S = Na2S5) C + Si = SiC

|  |  |
| --- | --- |
| **Задание 2** |  |
| Из предложенного списка химических реакций выберите все, скорость которых уменьшается при понижении давления.1) Ca + 2HCl → CaCl2 + H22) H2O + N2O5 → 2HNO33) C6H6 + Cl2 → C6H5Cl + HCl4)  H2 + S → H2S5)  C + 2N2O → CO2 + 2N2 |

 |
| **Задание 3** |  |
| Из предложенного перечня выберите все реакции, для которых увеличение давления **не приводит**к увеличению скорости реакции.1) 2P + 5Cl2(г) = 2PCl52) Zn + CuSO4 = ZnSO4 + Cu3) Ba + 2H2O(ж) = Ba(OH)2 + H24) Fe2O3 + H2 = 2FeO + H2O5) 2NaOH + H2SO4 = Na2SO4 + 2H2O |
| **Задание 4** |  |
| Из предложенного списка химических реакций выберите все, скорость которых увеличивается при повышении концентрации водорода.  1) N2 + 3H2 = 2NH32) CO + 2H2 = CH3OH3) Zn + 2HCl = ZnCl2 + H24) C + H2O = CO + H2          5) C3H6 + H2 = C3H8 |
| **Задание 5** |  |
| Из предложенного списка химических реакций выберите те, скорость которых уменьшается при понижении концентрации кислоты.  1) Ca + 2HCl = CaCl2 + H22) H2O + N2O5 = 2HNO3  3) C6H6 + HNO3 = C6H5NO2 + H2O4) NH4H2PO4 = NH3 + H3PO45) SO3 + H2O = H2SO4 |