

МИНИСТЕРСТВО ЗДРАВООХРАНЕНИЯ УКРАИНЫ
ЗАПОРОЖСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ МЕДИЦИНСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
КАФЕДРА ФИЗИЧЕСКОЙ И КОЛЛОИДНОЙ ХИМИИ

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ
К ПРАКТИЧЕСКИМ ЗАНЯТИЯМ И ВЫПОЛНЕНИЮ
ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ
ПО МЕДИЦИНСКОЙ ХИМИИ
ДЛЯ СТУДЕНТОВ МЕДИЦИНСКОГО ФАКУЛЬТЕТА

Тема: Химическая кинетика

Запорожье 2015 г.

Рецензенты:

зав кафедрой органической химии д. фарм. н., *Коваленко С.И.*
проф. кафедры биологической химии д. фарм. н., *Романенко Н.И.*

Методическое пособие подготовили сотрудники кафедры физической и коллоидной химии Запорожского государственного медицинского университета:

- д. фарм. н., *Каплаушенко А.Г.*;
- доц. *Похмёлкина С.А.*;
- доц. *Чернега Г.В.*;
- доц. *Пряхин О.Р.*;
- ст. пр. *Авраменко А.И.*;
- асс. *Юрченко И.А.*;
- ст. лаб. *Щербак М.А.*

Методические указания к практическим занятиям и выполнению лабораторных работ по медицинской химии для студентов медицинского факультета. Тема: Химическая кинетика / А. Г. Каплаушенко [и др.]. – Запорожье : [ЗГМУ], 2015. – 23 с.

Рассмотрено и утверждено на заседании цикловой методической комиссии химических дисциплин Запорожского государственного медицинского университета (протокол №__ от _____ 2015года)

Предисловие

Химическая кинетика – учение о химическом процессе, закономерностях протекания его во времени и механизме.

Начало систематических исследований в этой области было положено в конце 70^х годов XIX века. Основные законы, управляющие протеканием простых химических реакций были сформулированы в 80^х годах Я. Вант-Гоффом и С. Аррениусом. В 30^х годах была создана теория абсолютных скоростей реакций. Параллельно с этим в конце XX века развивались работы по изучению кинетики сложных реакций. Выдающимся достижением теории сложных химических процессов являлась теория цепных реакций, созданная в 30^х годах академиком Н. Семеновым. В настоящее время химическая кинетика представляет не только научный интерес, но имеет большое значение для практики. Она является базой для изучения биохимических процессов, фармакокинетики лекарственных веществ в клинической диагностике. Исследование кинетических закономерностей, протекание ферментативных реакций, является важной составляющей для понимания процессов обмена веществ и энергии в организме на клеточном уровне.

Таким образом, скорость реакции является важной характеристикой любого химического процесса.

Изучение данной темы актуально для будущих специалистов в области медицины. Выполнение практической работы способствует развитию научного мышления у будущих специалистов, ознакомлению с методами расчетов важнейших кинетических характеристик.

КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Цель занятия (общая): Изучить основы кинетики химических реакций – понятия о скоростях химических реакций, молекулярности и порядке реакций, периоде полупревращения, температурном коэффициенте, энергии активации, а также применении основных положений кинетики к живым организмам.

Целевые задачи:

- изучить основные понятия, характеризующие кинетику химической реакции;
- изучить основные факторы, влияющие на скорость химической реакции;
- научиться оперировать формулами и использовать их для определения порядка реакции;
- изучить закон действующих масс и использовать его для определения порядка реакции;
- овладеть методиками определения константы скорости и порядка реакции;
- научиться давать оценку достоверности полученных результатов;
- усвоить тестовый материал по теме занятия.

Студент должен знать:

- чем определяется скорость химической реакции;
- факторы, влияющие на скорость химической реакции;
- закон действующих масс;
- написание окислительно-восстановительных реакций.

ТЕОРЕТИЧЕСКИЙ МАТЕРИАЛ ПО ТЕМЕ ЗАНЯТИЯ

Понятие о скорости химической реакции

Законы химической термодинамики позволяют определить направление и предел протекания возможного при данных условиях химического

процесса, а также его энергетический эффект. Однако термодинамика не может ответить на вопросы о том, как осуществляется данный процесс и с какой скоростью. Эти вопросы – механизм и скорость химической реакции – и являются предметом химической кинетики.

Химические реакции протекают с разными скоростями. Некоторые из них полностью заканчиваются за доли секунды, другие длятся минуты, часы, дни, десятилетия. Кроме того, одна и та же реакция может в одних условиях. Например, при высоких температурах, происходить быстро, а в других, например при охлаждении, - медленно. Некоторые биопроцессы осуществляются за тысячные доли секунды, например передача нервного импульса. В то же время большинство биопроцессов относится к медленным химическим реакциям. Это биосинтез, в том числе фотосинтез, брожение и др.

Так, белки обновляются наполовину в течении 70 суток, а неорганическая основа костных тканей полностью обновляется на протяжении 4-7 лет.

Различают гомогенные и гетерогенные реакции.

Гомогенная реакция происходит в гомогенной системе и осуществляется во всем объеме этой системы.

Гетерогенная реакция происходит между веществами, образующими гетерогенную систему. Она проходит только на поверхности раздела фаз этой системы.

Дадим определение основному понятию химической кинетики – скорости химической реакции:

Скорость химической реакции есть число элементарных актов химической реакции, происходящих в единицу времени в единице объема (для гомогенных реакций) или на единице поверхности (для гетерогенных реакций).

Скорость химической реакции есть изменение концентрации реагирующих веществ в единицу времени.

Наиболее часто в химии рассматривается зависимость концентрации реагентов от времени.

$$V_{\text{ср}} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t} \quad (1)$$

В различных интервалах времени средняя скорость химической реакции имеет разные значения; *истинная (мгновенная) скорость реакции* определяется как производная от концентрации по времени:

$$V_{\text{ист}} = \pm \frac{dC}{dt} \quad (2)$$

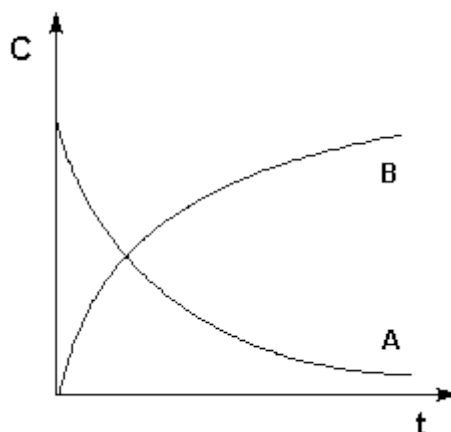


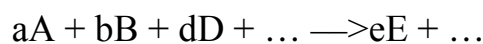
Рис. 1. Графическое изображение зависимости концентрации реагентов от времени есть *кинетическая кривая*.

Скорость химической реакции зависит от множества факторов: природы реагирующих веществ, их концентрации, температуры, природы растворителя и т.д.

В основе химической кинетики лежит так называемый *основной постулат химической кинетики*:

Скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в некоторых степенях.

Т. Е. для реакции



Это равенство легко преобразуется в известное выражение *закона действующих масс*:

$$V = k \cdot C_A^x \cdot C_B^y \cdot C_D^z \quad (3)$$

В 1865-1867 г. Н. Бекетов и П. Вааге сформулировали закон действующих масс: *при постоянной температуре скорость химической реакции пропорциональна произведению концентрации реагирующих веществ, взятых в степени их стехиометрических коэффициентов.*

$$v = K[A]^x \cdot [B]^y \quad (4)$$

где K – константа скорости химической реакции, $[A]$ и $[B]$ молярные концентрации реагирующих веществ, x , y , z – стехиометрические коэффициенты.

$$K=v, \text{ если } [A]=[B]=1 \text{ моль/л.}$$

Это уравнение называют кинетическим уравнением. *Константой скорости химической реакции «К» называется скорость реакции при условии, что концентрации реагирующих веществ равны 1 моль/л.*

Молекулярность элементарной реакции – число частиц, которые, согласно экспериментально установленному механизму реакции, участвуют в элементарном акте химического взаимодействия.

В химической кинетике принято классифицировать реакции по величине общего порядка реакции. Рассмотрим зависимость концентрации реагирующих веществ от времени для необратимых (односторонних) реакций нулевого, первого и второго порядков.

Зависимость скорости реакции от температуры. Коэффициенты Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса.

Константа скорости реакции есть функция от температуры; повышение температуры, как правило, увеличивает константу скорости. Первая попытка учесть влияние температуры была сделана Вант-Гоффом, сформулировавшим следующее эмпирическое правило:

При повышении температуры на каждые 10 градусов константа скорости элементарной химической реакции увеличивается в 2 – 4 раза.

Величина, показывающая, во сколько раз увеличивается константа скорости при повышении температуры на 10 градусов, есть *температурный*

коэффициент константы скорости реакции γ . Математически правило Вант-Гоффа можно записать следующим образом:

$$\gamma = \frac{k_{T+10}}{k_T}$$

Уравнение Аррениуса

Энергия активации есть минимальная энергия, которой должны обладать молекулы, чтобы их столкновение могло привести к химическому взаимодействию.

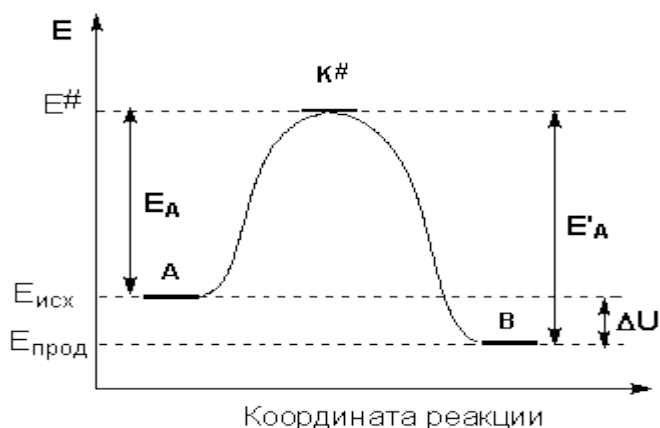


Рис. 4 Энергетическая диаграмма химической реакции.

$E_{исх}$ – средняя энергия частиц исходных веществ,

$E_{прод}$ – средняя энергия частиц продуктов реакции

Уравнение Аррениуса будет иметь вид:

$$K = A \cdot e^{-E_a / RT} \quad \ln K = \ln A - \frac{E_a}{RT}$$

K – константа скорости реакции;

A – постоянная величина или общее число столкновений;

e – основание натурального логарифма;

R – газовая постоянная;

T – температура;

E_a – энергия активации.

Катализ. Ферментативный катализ.

Катализ – явление изменения скорости химической реакции в присутствии веществ, состояние и количество которых после реакции остаются неизменными.

Различают *положительный* и *отрицательный* катализ (соответственно увеличение и уменьшение скорости реакции), хотя часто под термином "катализ" подразумевают только положительный катализ; отрицательный катализ называют **ингибированием**.

Вещество, входящее в структуру активированного комплекса, но стехиометрически не являющееся реагентом, называется **катализатором**. Для всех катализаторов характерны такие общие свойства, как специфичность и селективность действия.

Специфичность катализатора заключается в его способности ускорять только одну реакцию или группу однотипных реакций и не влиять на скорость других реакций. Так, например, многие переходные металлы (платина, медь, никель, железо и т.д.) являются катализаторами для процессов гидрирования; оксид алюминия катализирует реакции гидратации и т.д.

Селективность катализатора – способность ускорять одну из возможных при данных условиях параллельных реакций. Благодаря этому можно, применяя различные катализаторы, из одних и тех же исходных веществ получать различные продукты:

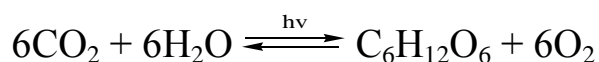
Ферментативный катализ.

Ферментативный катализ – каталитические реакции, протекающие с участием ферментов – биологических катализаторов белковой природы.

Фотохимические реакции

Фотохимические реакции-это те реакции, которые происходят с поглощением световой энергии

Например, фотосинтез глюкозы:



У новорожденных детей накопление в крови билирубина, вызывает желтуху. Это ядовитое вещество выводится печенью, которая у детей несовершенная.

Билирубин разрушается на свету. Поэтому и метод лечения физиологической желтухи - облучение солнечным светом.

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОПОДГОТОВКИ

1. Скорость гомогенных химических реакций и методы ее измерения.
2. Закон действующих масс для скорости реакции.
3. Молекулярность и порядок реакции.
4. Период полупревращения.
5. Кинетические уравнения реакций 1 -го и 2-го порядка.
6. Константа скорости реакции (1-го и 2-го порядков).
7. Зависимость скорости реакции от температуры. Коэффициенты Вант-Гоффа.
8. Температурный коэффициент скорости реакции и его особенности для биохимических процессов.
9. Энергия активации.
10. Уравнение Аррениуса.
11. Катализ. Ферментативный катализ.
12. Фитохимические реакции.
13. Принцип ЛеШателье.

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

Работа № 1. Определение константы скорости реакции окисления калий йодида персульфатом аммония

Цель работы

Научиться определять порядок реакции и рассчитать константу скорости химической реакции. Определить порядок и молекулярность реакции.

Реактивы

Дистиллированная вода, 0,05N раствор тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, раствора йодистого калия KI 0,4N, раствор персульфата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$, 1% раствора крахмала.

Оборудование

Бюретка, мерные колбы на 100 и 50 мл, мерный цилиндр на 25 мл и 50 мл, пипетка на 5 мл

(Внимание!!!) Перед началом выполнения экспериментов студент обязан внимательно ознакомиться с методикой выполнения эксперимента и подробно рассказать преподавателю усвоенный материал и порядок выполнения опытов. Только получив разрешение преподавателя студент может приступить к работе).

Порядок выполнения эксперимента

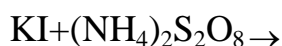
В бюретку залить 0,05N раствор тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Отмерить 25 мл раствора йодистого калия KI 0,4N и 25 мл раствора персульфата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$. Растворы слить и записать время начала опыта. В чистую колбу отмерить цилиндром 50 мл дистиллированной воды. На третьей минуте от начала опыта отобрать пипеткой 5 мл смеси и влить в колбу с дистиллированной водой. Добавить 3 капли 1% раствора крахмала (индикатор). Титровать 0,05N раствором $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ до обесцвечивания. Количество тиосульфата натрия (мл), ушедшего на титрование, записать в таблицу. Провести титрование на пятой, десятой и т.д. минуте (см, время, указанное в таблице). **Внимание!** Последнее титрование дает значение начальной концентрации «а». Вместо «х» подставлять в *формулу* количество мл $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, ушедшее на титрование 5 мл смеси в соответствии с моментом времени.

Таблица с результатами:

Время от начала опыта, мин.	Количество мл 0,05 н. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	$\frac{a}{a-x}$	$\lg \frac{a}{a-x}$	$K = \frac{2.3}{t}$ $\lg \frac{a}{a-x}$
-----------------------------	---	-----------------	---------------------	--

3				
5				
10				
15				
20				
30				
45				
60				
90				

Записать химизм реакции и установить порядок реакции при наличии избытка KI.



Рассчитать константу скорости для каждого значения времени.

$$K = \frac{2.3}{t} \lg \frac{a}{a-x}$$

$$K_5 =$$

$$K_1 =$$

$$K_6 =$$

$$K_2 =$$

$$K_7 =$$

$$K_3 =$$

$$K_8 =$$

$$K_4 =$$

$$K_9 =$$

Объяснить, почему в данном случае порядок и молекулярность реакции не совпадают.

ТЕСТОВЫЙ САМОКОНТРОЛЬ

Кинетические методы широко используют для определения стабильности лекарственных форм. Период полупревращения какой реакции выражает уравнение $t_{1/2} = \ln 2 / K$:

A: первого порядка;

B: второго порядка;

C: третьего порядка;

D: нулевого порядка;

Е:дробного порядка.

Температурный коэффициент скорости реакции равен 3. Во сколько раз изменится скорость этой реакции при изменении температуры на 30°C?

А: в 27 раз;

В: в 9 раз;

С: в 18 раз;

Д: в 36 раз;

Е: в 45 раз.

Катализаторами биохимических процессов являются белки. К какому типу гомогенного катализа относят процессы с их участием?

А: ферментативный;

В: кислотно-основной;

С: окислительно-восстановительный;

Д: координационный;

Е: гомогенный газофазный.

Определите порядок реакции, если экспериментальное исследование химической реакции указывает на линейную зависимость величины, обратной квадрату концентрации реагентов, от времени:

А: третьего порядка;

В: нулевого порядка;

С: второго порядка;

Д: первого порядка;

Е: невозможно определить.

Константа скорости гипотетической реакции измеряется в с^{-1} . Каким будет общий порядок реакции?

- А: первый;
- В: нулевой;
- С: второй;
- Д: третий;
- Е: дробный.

Скорость химической реакции увеличивается в 27 раз при повышении температуры на 30°. Чему равен температурный коэффициент этой реакции?

- А: 3;
- В: 2;
- С: 6;
- Д: 9;
- Е: 4.

Какая из приведенных реакций относится к псевдопервого порядка?

- А: гидролиза сахарозы;
- В: этирификации;
- С: омыления;
- Д: нейтрализации; Е: горения

Правило Вант-Гоффа применяют при определении срока годности лекарств. В каких пределах находится температурный коэффициент скорости большинства химических реакций?

- А: 2 – 4;
- В: 2 – 3;
- С: 1 – 3;
- Д: 3 – 4;
- Е: 1 – 5.

В каком случае совпадают порядок и молекулярность химических

реакций:

А: только для простых одностадийных реакций;

В: совпадают всегда;

С: не совпадают никогда;

Д: только для сложных многостадийных реакций;

Е: для ферментативных реакций.

Период полупревращения некоторой реакции $A \rightarrow B$ обратно пропорционально зависит от начальной концентрации вещества А. Какого порядка данная реакция?

А: второго;

В: первого;

С: третьего;

Д: нулевого;

Е: дробного.

Температурный коэффициент скорости химической реакции равен 4. Во сколько раз возрастет скорость этой реакции, если температуру повысить на 30°C ?

А: в 64 раза;

В: в 32 раза;

С: в 128 раз;

Д: в 16 раз;

Е: в 8 раз.

Размерность константы скорости реакции, какого порядка не зависит от способа выражения концентрации?

А: первого;

В: второго;

С: третьего;

D: нулевого;

E: дробного.

Какую роль играет катализатор в химической реакции?

A: понижает энергию активации;

B: повышает энергию активации;

C: не изменяет энергию активации;

D: изменяет природу реагентов;

E: изменяет степень дисперсности.

По правилу Вант-Гоффа при повышении температуры на 10 градусов скорость реакции возрастает в:

A: 2-4 раза;

B: 1,5 раза;

C: 5 раз;

D: 10 раз;

E: температура не влияет на скорость реакции.

Что называется молекулярностью реакции?

A: число частиц, которые принимают участие в элементарном акте химической реакции;

B: сумма стехиометрических коэффициентов участников реакции;

C: число частиц, которые вступают в данную химическую реакцию;

D: порядок реакции;

E: количество молекул продуктов реакции.

ЗАДАЧИ

1) Во сколько раз изменится скорость химической реакции $N_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow 2NH_3(g)$, если концентрацию H_2 увеличить в 2 раза?

(ответ: 8 раз)

2) Как изменится скорость реакции $C_2 + D \rightarrow CD$, которая протекает в закрытом сосуде, если давление в системе увеличить в 4 раза?

(ответ: увеличится в 64 раза)

3) Как изменится скорость химической реакции $SO_2 + O_2 \rightarrow SO_3$, если концентрацию кислорода уменьшить в 2 раза?

(ответ: уменьшится в 2 раза)

4) Во сколько раз изменится скорость реакции $CO_{(г)} + O_{2(г)} \rightarrow CO_{2(г)}$, если давление в системе уменьшить в 3 раза?

(ответ: скорость уменьшится в 27 раз)

5) Константа скорости реакции ацилирования толуолсульфогидрида этиловым эфиром щавелевой кислоты при $30^{\circ}C$ равна $2,34 \text{ л} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{мин}^{-1}$.

Вычислить начальную скорость этой реакции, если исходные концентрации реагентов одинаковые и составляют $0,05 \text{ моль/л}$.

(ответ: $0,00585 \text{ моль/л}^{-1} \cdot \text{мин}^{-1}$)

6) Во сколько раз увеличится скорость реакции, если температуру повысить на $40^{\circ}C$ ($\gamma = 3$)?

(ответ: в 265 раз)

7) При увеличении температуры на $30^{\circ}C$ скорость реакции увеличилась в 27 раз. Вычислить температурный коэффициент реакции.

(ответ: $\gamma = 3$)

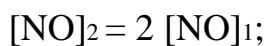
8) Во сколько раз изменится скорость реакции, если температура в ходе реакции изменилась с $25^{\circ}C$ до $55^{\circ}C$, а температурный коэффициент равен 2?

(ответ: 8 раз)

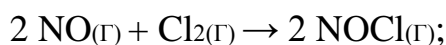
ЭТАЛОНЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

1. Во сколько раз изменится скорость химической реакции

$NO_{(г)} + Cl_{2(г)} \rightarrow NOCl_{(г)}$, если концентрацию NO увеличить в 2 раза?



1) Запишем уравнение реакции



$$\frac{V_2}{V_1} = ?$$

2) Зависимость скорости реакции от концентрации

выражается законом действующих масс:

$$V_1 = k [\text{NO}]^2 \cdot [\text{Cl}_2];$$

3) После увеличения концентрации NO уравнение имеет вид:

$$V_2 = k [2 \text{NO}]^2 \cdot [\text{Cl}_2];$$

4) Находим изменение скорости:

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{k [2\text{NO}]^2 \cdot \text{Cl}_2}{k [\text{NO}]^2 \cdot \text{Cl}_2} = \frac{2^2}{1} = 4$$

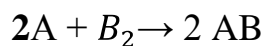
Ответ: скорость увеличится в 4 раза.

2. Как изменится скорость реакции $A + B_2 \rightarrow AB$, которая протекает в закрытом сосуде, если давление в системе увеличить в 5 раз?

$$P_2 = 5P_1;$$

1) ~~Запишем уравнение реакции:~~

$$\frac{V_2}{V_1} = ?$$



2) В закрытом сосуде давление может увеличиться в результате увеличения концентрации. Если давление увеличивается в 5 раз, то концентрация увеличится в

5 раз.

3) Зависимость скорости реакции от концентрации выражается законом действующих масс. До повышения давления: $V_1 = k[A]^2 \cdot [B]$;

4) После увеличения давления и, соответственно, увеличения концентрации

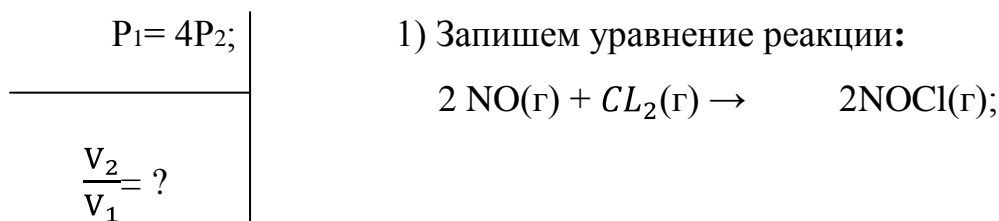
уравнение имеет вид: $V_2 = k [5A]^2 \cdot [5B]$;

5) Находим изменение скорости:

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{k[5A]^2 \cdot [5B]}{k[A]^2 \cdot [B]} = \frac{5^2 \cdot 5}{1} = 125$$

Ответ: скорость увеличится в 125 раз.

3. Во сколько раз изменится скорость реакции $NO(g) + Cl_2(g) \rightarrow NOCl(g)$, если давление в системе уменьшится в 4 раза?



2) Если давление уменьшается в 4 раза, то концентрация тоже уменьшится в 4 раза.

3) Зависимость скорости реакции от концентрации выражается законом действующих масс. До увеличения давления:

$$V_1 = k[A]^2 \cdot [B];$$

4) После увеличения давления и, соответственно, увеличения концентрации уравнение имеет вид: $V_2 = k [1/4 A]^2 \cdot [1/4 B];$

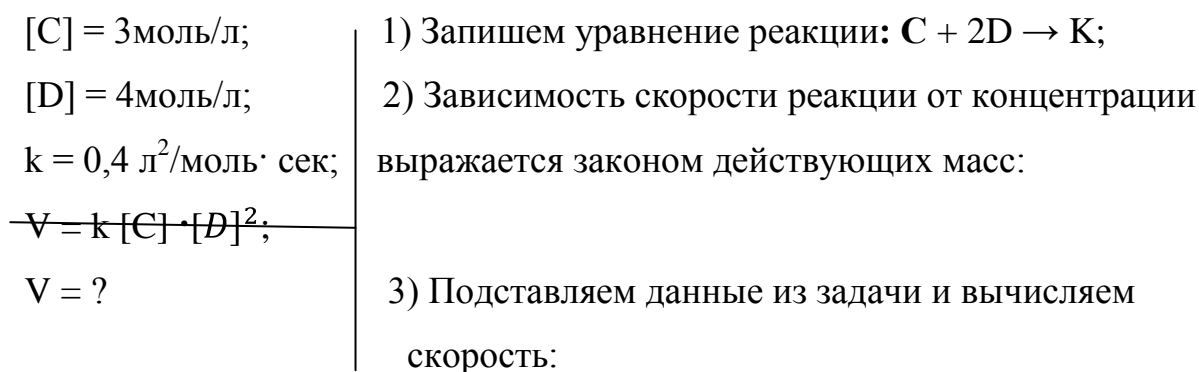
5) Находим изменение скорости:

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{k[1/4 \cdot A]^2 \cdot [1/4 \cdot B]}{k[A]^2 \cdot [B]} = \frac{0,25^3}{1} = 0,0156$$

Ответ: скорость уменьшится в $1 / 0,0156$ раз, т.е. в 64 раза

4. Константа скорости реакции $C + 2D \rightarrow K$ составляет $0,4 \text{ л}^2/\text{моль} \cdot \text{сек}$. Концентрация вещества $C = 3 \text{ моль/л}$, а вещества $D = 4 \text{ моль/л}$.

Вычислить скорость прямой реакции.



$$V = 0,4 \cdot 3 \cdot 4 = 4,8 \text{ моль/сек.}$$

Ответ: скорость реакции 4,8 моль/сек.

5. Константа скорости распада пенициллина при 36°C равна $6 \cdot 10^{-6}$ сек⁻¹, а при 41°C – $1,2 \cdot 10^{-5}$ сек⁻¹. Вычислить температурный коэффициент реакции.

$$k(36^\circ\text{C}) = 6 \cdot 10^{-6} \text{ сек}^{-1};$$

$$k(41^\circ\text{C}) = 1,2 \cdot 10^{-5} \text{ сек}^{-1};$$

$$\gamma^{\frac{41-36}{10}} = \frac{1,2 \cdot 10^{-5}}{0,6 \cdot 10^{-6}} = 2$$

$$\gamma = ?$$

1) Используем правило Вант – Гоффа:

$$\frac{k_2}{k_1} = \gamma^{\frac{t(2)-t(1)}{10}}; \text{отсюда}$$

$$\gamma^{0,5} = 2; \gamma = 4$$

Ответ: $\gamma = 4$.

6. Во сколько раз увеличится скорость реакции, если температуру повысить на 30°C ($\gamma = 3$)?

$$\Delta t = 30^\circ\text{C};$$

$$\gamma = 3;$$

1) Зависимость скорости реакции от температуры выражается правилом Вант-Гоффа:

$$\frac{V(t_2)}{V(t_1)} = \gamma^{\frac{t(2)-t(1)}{10}};$$

$$\frac{V_2}{V_1} = ? \text{ 2) Подставляем данные из условия задачи:}$$

$$\frac{V(t_2)}{V(t_1)} = \gamma^{\frac{30}{10}} = 3^3 = 81$$

Ответ: 81 раз

7. При увеличении температуры на 20°C скорость реакции увеличилась в 16 раз. Вычислить температурный коэффициент реакции.

$$\Delta t = 20^{\circ}\text{C};$$

$$V_2 = 16V_1;$$

1) Зависимость скорости реакции от температуры выражается правилом Вант-Гоффа:

$$\frac{Vt(2)}{Vt(1)} = \gamma^{\frac{t(2)-t(1)}{10}}$$

$$\gamma = ?$$

2) Подставляем данные из условия задачи:

$$\frac{Vt(2)}{Vt(1)} = \gamma^{\frac{20}{10}}; 16 = \gamma^2, \gamma = 4$$

Ответ: $\gamma = 4$

8. Во сколько раз изменится скорость реакции, если температура в ходереакции изменилась с 18°C до 38°C , а температурный коэффициент равен 3?

$$t_1 = 18^{\circ}\text{C};$$

$$t_2 = 38^{\circ}\text{C};$$

$$\gamma = 3;$$

1) Зависимость скорости реакции от температуры выражается правилом Вант-Гоффа:

$$\frac{Vt(2)}{Vt(1)} = \gamma^{\frac{t(2)-t(1)}{10}}$$

$\frac{V_2}{V_1} = ?$ 2) Подставляем данные из условия задачи:

$$\frac{Vt(2)}{Vt(1)} = 3^{\frac{38-18}{10}} = 3^2 = 9$$

Ответ: 9раз.

РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА

1. Физическая химия. В 2 кн. / Под ред. К. С. Краснова: -3-е изд., испр. -- М.: Высш. школа, 2001.
2. Стромберг А. Г., Семченко Д. П. Физическая химия. – 4-е изд., испр. - М.: Высш. школа, 2001. – 527с.
3. Евстратова К.И., Купина Н.А., Малахова Е.Е. Физическая и коллоидная химия. – М.: Высшая школа, 1990.
4. Калібабчук В.О., Грищенко Л.І., Галинська В.І. Медична хімія. – К.: Інтермед, 2006.
5. Красовский И.В., Вайль Е.И., Безуглий В.Д. Физическая и коллоидная химия. – К.: Вища школа, 1983.
6. Ленский А.С. Введение в бионеорганическую и биофизическую химию. – М.: Высшая школа, 1989.
7. Мороз А.С., Луцевич Д.Д., Яворська Л.П. Медична хімія. – Вінниця: Світ, 2006.
8. Мороз А.С., Ковальова А.Г., Фізична та колоїдна хімія. – Львів: Світ, 1994.
9. Миронович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія. – К.: Каравела, 2007.
10. Физическая и коллоидная химия. Под ред. проф. Кабачного В.И. – Харьков: Изд-во НФАУ, 2001.
11. Физическая химия. Под ред. Краснова К.С. – М.: Высшая школа, 1982.
12. Филиппов Ю.В., Попович М.П. Физическая химия. – М.: Моск. уи-т, 1980.
13. Садовнича Л.П., Хухрянский В.Г., Цыганенко А.Я. Биофизическая химия. – К.: Вища школа, 1986.

Рецензенты: зав кафедрой органической химии
д. фарм. н., Коваленко С.И.
проф. кафедры биологической химии ЗГМУ
д. фарм. н., Романенко Н.И.

Методическое пособие подготовили сотрудники кафедры физической и коллоидной химии Запорожского государственного медицинского университета:

- д. фарм. н., Каплаушенко А.Г.;
- доц. Похмёлкина С.А.;
- доц. Чернега Г.В.;
- доц. Пряхин О.Р.;
- ст. пр. Авраменко А.И.;
- асс. Юрченко И.А.;
- ст. лаб. Щербак М.А.;

Рассмотрено и утверждено на заседании цикловой методической комиссии химических дисциплин Запорожского государственного медицинского университета (протокол № _____ от _____ 2015года)

Копирование и тиражирование только
по письменному согласию ЗГМУ