

Ленинградская область, Волховский район,
МОБУ «Сясьстройская СОШ №2»

Скорость химической реакции



Автор:

*учитель химии и биологии
высшей квалификационной
категории*

Бочкова Ирина Анатольевна

2012 год

Содержание презентации

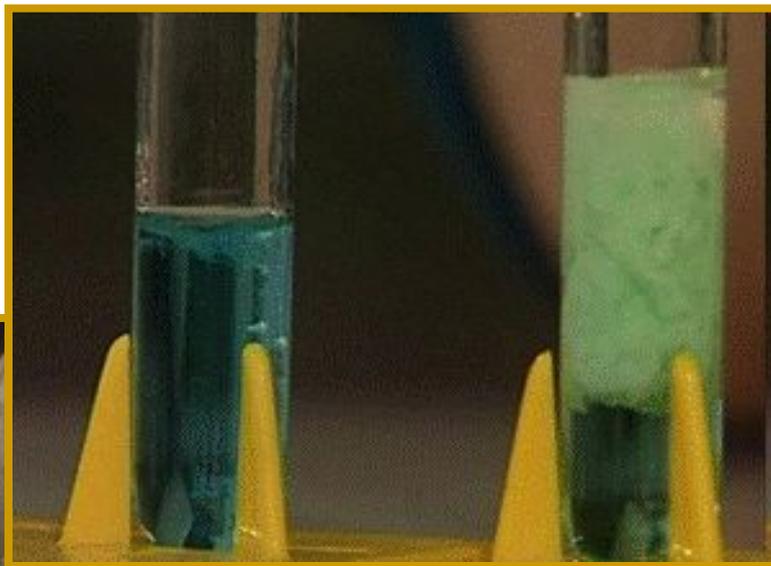
- Химическая кинетика
- Что даёт знание скорости химической реакции
- Классификация реакций по фазовому составу
- Средняя скорость гомогенной реакции
- Скорость гетерогенной реакции
- Факторы, влияющие на скорость химической реакции
 - ❖ Природа реагирующих веществ
 - ❖ Концентрация
 - ❖ Температура
 - ❖ Катализатор, ингибитор, промотор
 - ❖ Давление
 - ❖ Площадь соприкосновения
- Задачи
- Тест
- Литература



Химическая кинетика

- это раздел химии, который изучает скорости химических реакций, их зависимость от различных факторов

Быстрые химические процессы: взрывы, ионные реакции в растворах, передача нервного импульса



Медленные химические процессы: коррозия, фотосинтез, биосинтез белка.

Белки обновляются наполовину за **70** суток

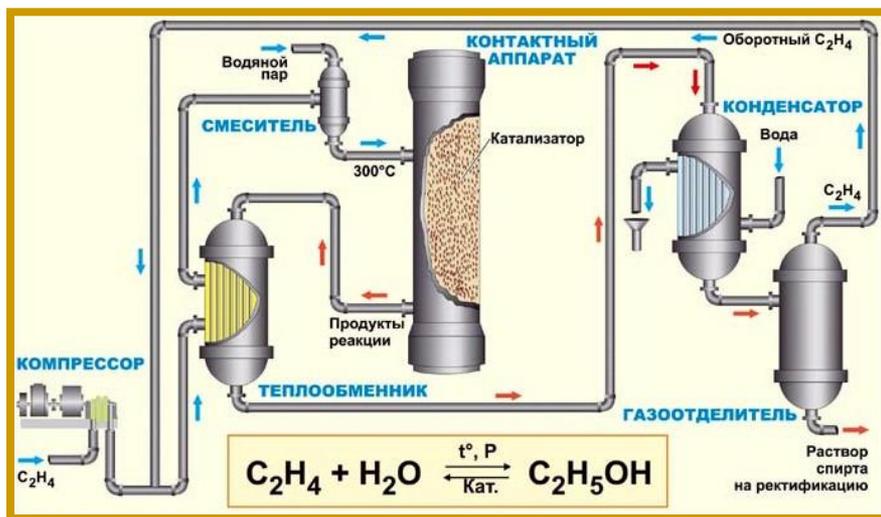
Неорганическая основа костных тканей за **4-7** лет



Что даёт знание скорости химической реакции

Знание скорости химической реакции имеет большое практическое значение

- позволяет замедлять или ускорять процессы, сопровождающие нас в повседневной жизни: коррозия металлов, хранение продуктов питания и т. д.
- При производстве любого вещества от скорости реакции зависят:
 - ❖ *Размеры аппаратуры*
 - ❖ *Количество вырабатываемого продукта*



Классификация реакций по фазовому составу

Химические реакции

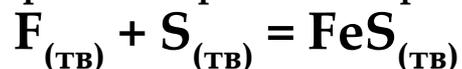
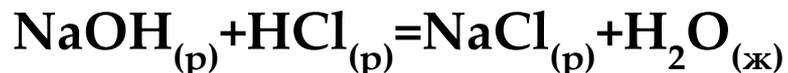
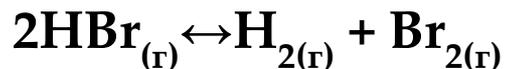
Гомогенные

Исходные вещества и продукты реакции находятся в одинаковом агрегатном состоянии (в одной фазе)

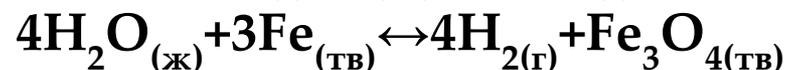
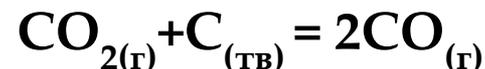
Гетерогенные

Исходные вещества и продукты реакции находятся в разных агрегатных состояниях (в разных фазах)

Идут во всём объёме



Идут на поверхности раздела фаз



Средняя скорость гомогенной реакции

Термин "скорость" в физике

$$V = \frac{S}{t}$$

м/с

Отношение пути ко времени прохождения пути (движение равномерное прямолинейное)

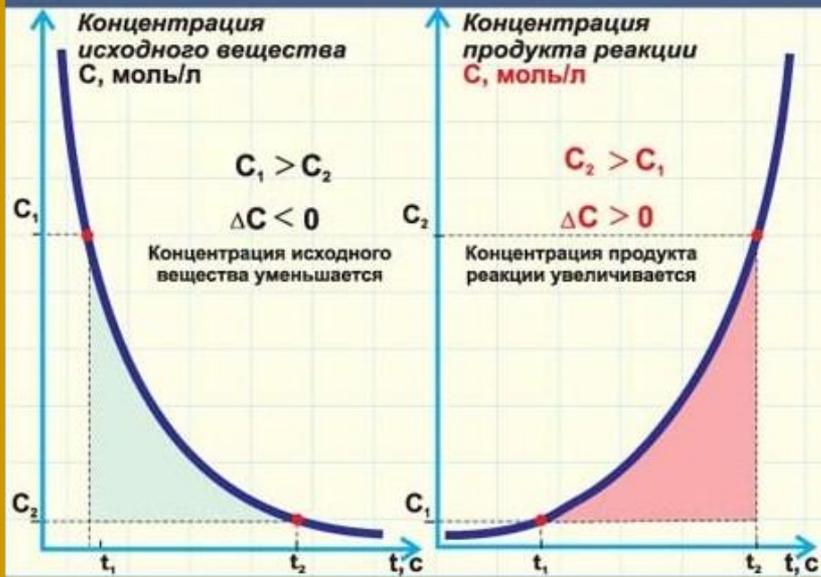


Термин "скорость" в химии

$$V = \pm \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t}$$

моль/л · с

Изменение концентрации ΔC исходного вещества или продукта реакции за единицу времени



- определяется изменением количества вещества за единицу времени в единице объёма

$$V = \frac{\Delta \nu}{V \Delta t}$$

Отношение количества вещества к объёму – молярная концентрация.

Скорость гомогенной реакции определяется изменением концентрации одного из веществ в единицу времени

$$\frac{\nu}{V} = C \longrightarrow V = \frac{\Delta C}{\Delta t}$$

$$V = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t}$$

«+» - если скорость определяется по продукту реакции; «-» - если по исходному веществу



Средняя скорость гетерогенной реакции

- определяется изменением количества вещества, вступившего в реакцию или образовавшегося в результате реакции за единицу времени на единице поверхности

$$v = \pm \frac{\Delta v}{S \Delta t}$$

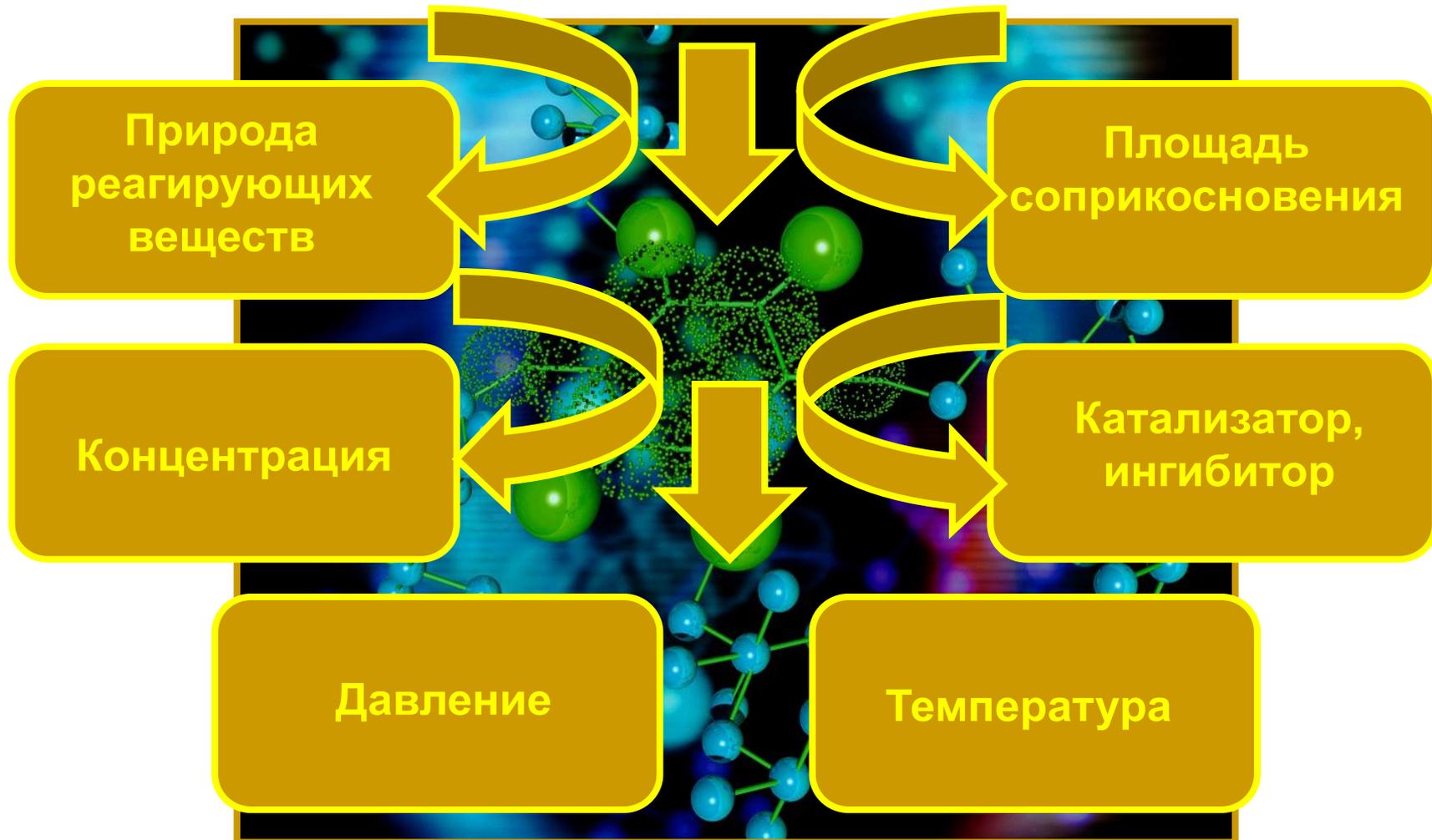
S – площадь поверхности

Взаимодействие происходит только на поверхности раздела между веществами



Факторы, влияющие на скорость химической реакции

Реакция происходит при столкновении молекул реагирующих веществ, её скорость определяется количеством столкновений и их силой (энергией)



Природа реагирующих веществ

Реакционная активность веществ определяется:

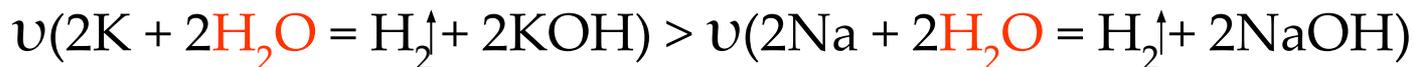
- **характером химических связей**

- ❖ *скорость больше у веществ с ионной и ковалентной полярной связью (неорганические вещества)*
- ❖ *скорость меньше у веществ с ковалентной малополярной и неполярной связью (органические вещества)*



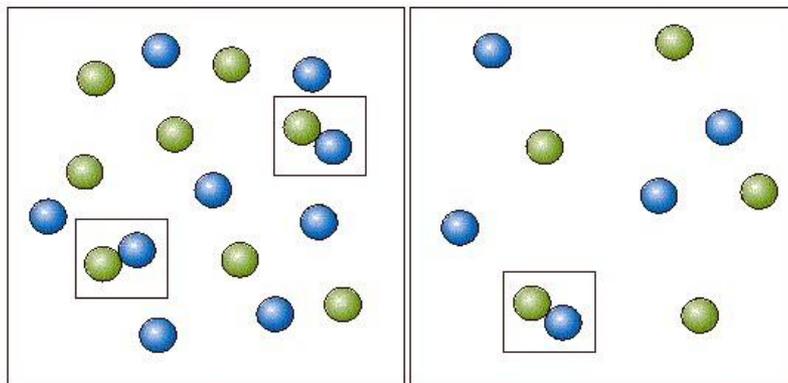
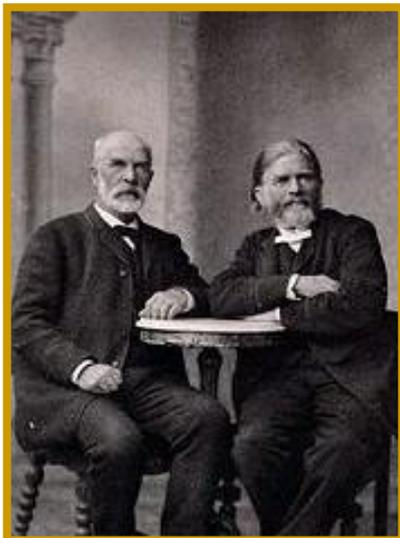
- **их строением**

- ❖ *скорость больше у металлов, которые легче отдают электроны (с большим радиусом атома)*
- ❖ *скорость больше у неметаллов, которые легче принимают электроны (с меньшим радиусом атома)*



Концентрация

Для взаимодействия веществ их молекулы должны столкнуться. Число столкновений пропорционально числу частиц реагирующих веществ в единице объёма, т.е. их молярным концентрациям.



Закон действующих масс:

Скорость элементарной химической реакции пропорциональна произведению молярных концентраций реагирующих веществ, возведённых в степени равные их коэффициентам:



$$v = k \cdot c(A)^a \cdot c(B)^b$$

k - константа скорости реакции

($v = k$ при $c(A) = c(B) = 1$ моль/л)

1867 г. К.
Гульдберг и П.
Вааге
сформулировали
закон
действующих масс





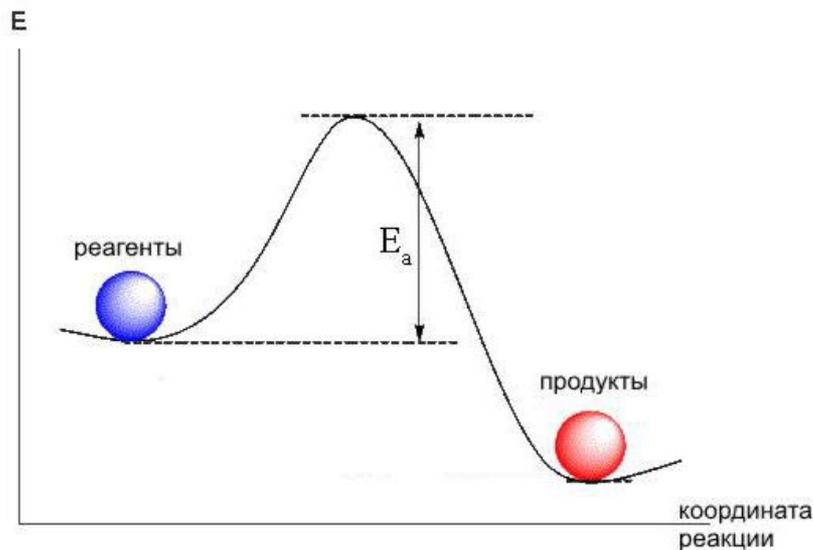
Сванте Аррениус
(1859-1927)

Температура

Объяснение зависимости скорости реакции от температуры было дано **С.Аррениусом**.

К реакции приводит не каждое столкновение молекул реагентов, а только наиболее сильные столкновения. Лишь молекулы, обладающие избытком кинетической энергии, способны к химической реакции.

С.Аррениус рассчитал долю активных (т.е. приводящих к реакции) соударений реагирующих частиц, зависящую от температуры.

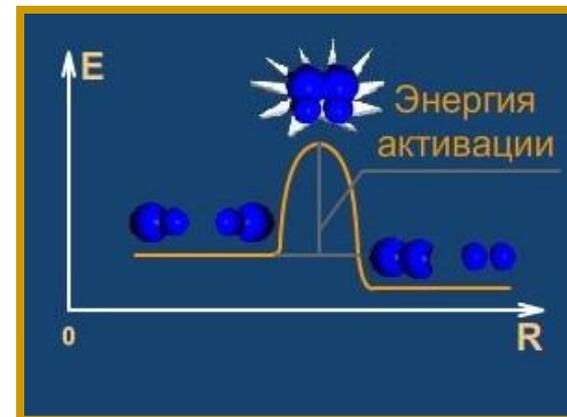
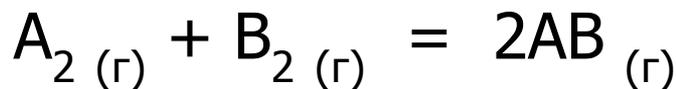


- ❖ молекула - энергетически выгодное образование
- ❖ химические вещества на энергетической диаграмме занимают положение в "ямках"
- ❖ для превращения этих веществ в другие, им надо сообщить энергию, достаточную для того, чтобы они выбрались из "ямки", перевалили через "барьер" (энергию активации)

Энергия активации

Активация – процесс превращения неактивных частиц в активные для преодоления энергетического барьера

Энергия, которую надо сообщить частицам реагирующих веществ, чтобы превратить их в активные, называют **энергией активации** (E_a)



В газе при нормальных условиях каждая из молекул испытывает **1010** столкновений в секунду.

Например, среднее время между двумя соударениями в H_2 всего $5 \cdot 10^{-9}$ с.

Если бы все столкновения приводили к реакции, то любая реакция между газами происходила бы мгновенно!



Температура повышает количество столкновений молекул.

Правило Вант-Гоффа

(сформулировано на основании экспериментального изучения реакций)

В интервале температур от 0°C до 100°C при повышении температуры на каждые 10 градусов скорость химической реакции возрастает в 2-4 раза:

Якоб Вант-Гофф
(1852-1911)

$$v =$$

$$v_0 \cdot \gamma^{\Delta\tau/10}$$

γ - температурный коэффициент Вант-Гоффа

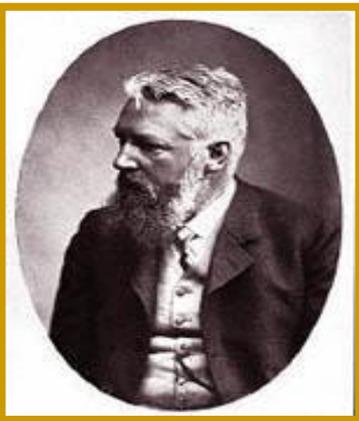
Правило Вант-Гоффа *не имеет силу закона*. Лабораторная техника была несовершенна, поэтому:

- ❖ оказалось, что температурный коэффициент в значительном температурном интервале непостоянен
- ❖ невозможно было изучать как очень быстрые реакции (протекающие за миллисекунды), так и очень медленные (для которых требуются тысячи лет)
- ❖ реакции с участием больших молекул сложной формы (например, белков) не подчиняются правилу Вант-Гоффа





Йенс Якоб Берцелиус
ввел термин
«катализ»
в 1835 г.



Вильгельм Оствальд
1909 г. – Нобелевская
премия
«в признание работ
по катализу»

Катализаторы

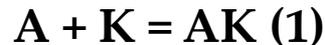
-вещества, изменяющие скорость химической реакции за счёт изменения энергии активации, но сами при этом не расходуясь.

Процесс в присутствии катализатора – катализ.

Реакция с катализатором – каталитическая.

Положительные катализаторы – ускоряют реакцию,
уменьшая E_a

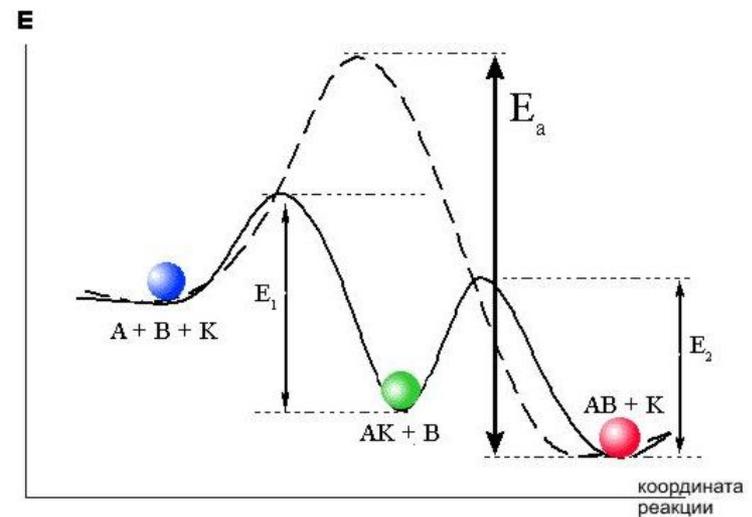
Отрицательные катализаторы (ингибиторы) – замедляют
реакцию, увеличивая E_a



Суммарная реакция



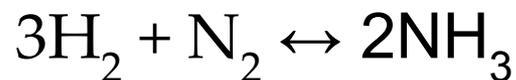
Но вместо энергетического барьера этой реакции преодолеваются более низкие барьеры реакций (1) и (2): E_1 и E_2



Промоторы

- вещества повышающие активность катализаторов

1. Синтез аммиака

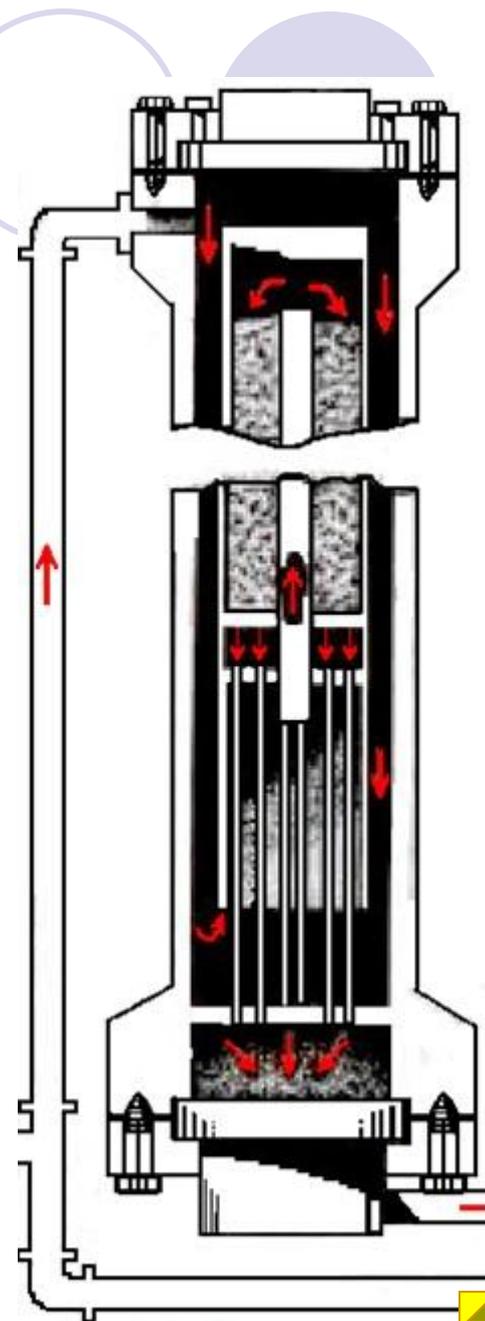


Катализатор - **Fe**, который в качестве промоторов содержит оксид алюминия (**Al₂O₃**) и оксид калия (**K₂O**)

2. Взаимодействие угарного газа с водородом



Катализатор – **Ni**, промотор церий **Ce**.





Менделеев
Дмитрий
Иванович
(1834 - 1907 г.)



Клапейрон
Бенуа Поль
Эмиль
(1799 - 1864 г.)

Давление

Давление сильно влияет на скорость реакций с участием *газов*, потому что оно непосредственно определяет их концентрации.

В уравнении Менделеева-Клапейрона:

$$pV = nRT$$

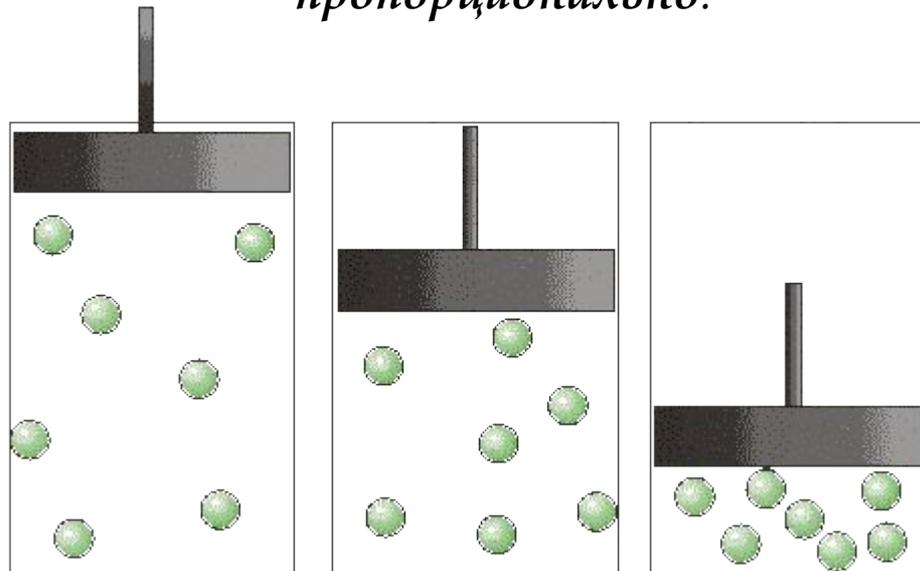
перенесем V в правую часть, а RT - в левую учтем

$$p/RT = n/V$$

учтём, что $n/V = c$

$$p/RT = c$$

*Давление и молярная концентрация газа связаны **прямо пропорционально**.*



Площадь соприкосновения

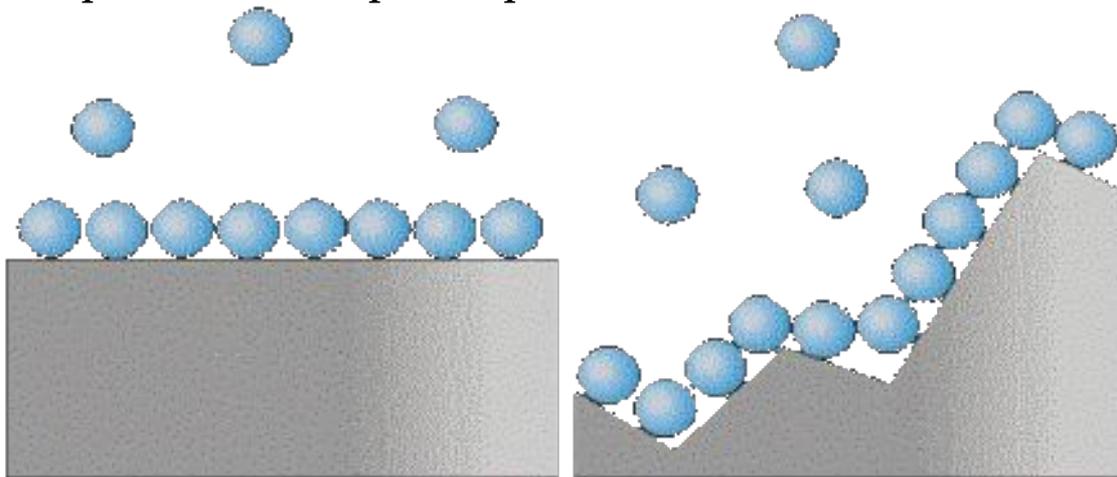
Скорость гетерогенной реакции *прямо пропорциональна* площади поверхности соприкосновения реагентов.

При измельчении и перемешивании увеличивается поверхность соприкосновения реагирующих веществ, при этом возрастает скорость реакции

Скорость гетерогенной реакции зависит от:

- а) скорости подвода реагентов к границе раздела фаз;
- б) скорости реакции на поверхности раздела фаз, которая зависит от площади этой поверхности;
- в) скорости отвода продуктов реакции от границы раздела фаз.

Стадии (а) и (в) называются *диффузионными*, а стадия (б) – *кинетической*. Та стадия, которая протекает наиболее медленно, называется *лимитирующей* – именно она определяет скорость реакции в целом.



Задачи

1. Вычислите среднюю скорость химической реакции, если через 20 с от начала реакции концентрация веществ составляла 0,05 моль/л, а через 40 с – 0,04 моль/л.

Дано:

$$\tau_1 = 20 \text{ с}$$

$$\tau_2 = 40 \text{ с}$$

$$c_1 = 0,05 \text{ моль/л}$$

$$c_2 = 0,04 \text{ моль/л}$$

Найти: v

Расчёт ведём по исходному веществу, значит перед формулой ставим знак «-»

$$v = -\Delta c / \Delta \tau$$

$$v = -(c_2 - c_1) / (\tau_2 - \tau_1)$$

$$v = -(0,04 - 0,05) / (40 - 20) = 0,0005 \text{ (моль/(л·с))}$$

Ответ: средняя скорость реакции 0,0005 моль/(л·с)



2. Как изменится скорость химической реакции $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$, если уменьшить объем газовой смеси в 2 раза?

Дано:

При уменьшении объёма смеси в 2 раза концентрация каждого вещества возрасла в 2 раза

$$c_{2(\text{смеси})}/c_{1(\text{смеси})} = 2$$

Найти: v_2/v_1



1) Запишем выражение закона действующих масс для исходной смеси и после сжатия

$$v_1 = k \cdot c(\text{CO})^2 \cdot c(\text{O}_2)$$

$$v_2 = k \cdot c(2\text{CO})^2 \cdot c(2\text{O}_2) =$$

$$= k \cdot 4c(\text{CO})^2 \cdot 2c(\text{O}_2) =$$

$$= 8k \cdot c(\text{CO})^2 \cdot c(\text{O}_2)$$

2) Найдём отношение скоростей:

$$v_2/v_1 = (8k \cdot c(\text{CO})^2 \cdot c(\text{O}_2)) / (k \cdot c(\text{CO})^2 \cdot c(\text{O}_2)) = 8$$

Ответ: скорость реакции возрастёт в 8 раз



3. Во сколько раз уменьшится скорость простой реакции $A + 2B = C$, когда прореагирует половина вещества A, по сравнению с начальной скоростью? Начальные концентрации: 1 моль/л вещества A и 3 моль/л вещества B.

Дано:

$$c_1(A) = 1 \text{ моль/л}$$

$$c_1(B) = 3 \text{ моль/л}$$

$$\text{Найти: } v_1/v_2$$

1) Запишем закон действующих масс для данной реакции:

$$v = k \cdot c(A) \cdot c(B)^2$$

2) Найдём начальную скорость реакции:

$$v_1 = k \cdot c(A) \cdot c(B)^2 = k \cdot 1 \cdot 9 = 9k$$

3) Найдём новые концентрации веществ:

$$c_2(A) = 0,5 \cdot c_1(A) = 0,5 \cdot 1 = 0,5 \text{ (моль/л)}$$

$$c_2(B) = 3 - 2 \cdot c_1(A) = 3 - 0,5 \cdot 1 = 2 \text{ (моль/л)}$$

4) Найдём конечную скорость реакции:

$$v_2 = k \cdot c_2(A) \cdot c_2(B)^2 = k \cdot 0,5 \cdot 4 = 2k$$

5) Найдём отношение скоростей:

$$v_1/v_2 = 9k/2k = 4,5$$

Ответ: скорость уменьшится в 4,5 раза.



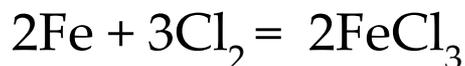
4. Как изменится скорость реакции $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$, если давление системы увеличить в 5 раз?

Дано:

Давление системы
увеличили в 5 раз

$$c_2(\text{Cl}_2)/c_1(\text{Cl}_2) = 5$$

Найти: v_2/v_1



1) Запишем выражение закона действующих масс для исходной смеси и после сжатия (только для газов)

$$v_1 = k \cdot c(\text{Cl}_2)^3$$

$$v_2 = k \cdot c(5\text{Cl}_2)^3 = 125 \cdot k \cdot c(\text{Cl}_2)^3$$

2) Найдём отношение скоростей:

$$v_2/v_1 = 125 \cdot k \cdot c(\text{Cl}_2)^3 / k \cdot c(\text{Cl}_2)^3 = 125$$

Ответ: скорость реакции возрастёт в 125 раз



5. Во сколько раз увеличится скорость химической реакции при повышении температуры от 300° до 350 °С, если температурный коэффициент равен 2?

Дано:

$$\tau_1 = 300^\circ\text{C}$$

$$\tau_2 = 350^\circ\text{C}$$

$$\gamma = 2$$

Найти: v_2/v_1

1) Запишем выражение зависимости скорости реакции от температуры:

$$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\Delta\tau/10}$$

2) Найдём отношение скоростей:

$$v_2/v_1 = \gamma^{\Delta\tau/10} = 2^{(350-300)/10} = 2^5 = 32$$

Ответ: скорость реакции возрастёт в 32 раза



6. Реакция при $50\text{ }^{\circ}\text{C}$ протекает за 2 мин 15 с. За какое время закончится эта реакция при $\tau = 70\text{ }^{\circ}\text{C}$, если температурный коэффициент равен 3?

Дано:

$$\tau_1 = 50^{\circ}\text{C}$$

$$\Delta t_1 = 2,25 \text{ мин}$$

$$\tau_2 = 70^{\circ}\text{C}$$

$$\gamma = 3$$

Найти: Δt_2

1) Находим, во сколько раз возрастёт скорость реакции при повышении температуры с 50°C до 70°C :

$$v_{\tau_2}/v_{\tau_1} = \gamma^{\Delta t/10} = 3^{(70-50)/10} = 3^2 = 9 \text{ (раз)}$$

2) Находим время, за которое закончится эта реакция при температуре 70°C :

$$\Delta t_2 = 2,25 \text{ мин} : 9 = 0,25 \text{ мин (15с)}$$

Ответ: реакция закончится за 15 секунд.



7. Скорость реакции при охлаждении от 80° до 60 °С уменьшилась в 4 раза. Найти температурный коэффициент скорости реакции.

Дано:

$$\tau_1 = 80^\circ\text{C}$$

$$\tau_2 = 60^\circ\text{C}$$

$$v_1/v_2 = 4$$

Найти: γ

Найдём отношение скоростей реакций:

$$v_2/v_1 = \gamma^{\Delta\tau/10}$$

Составим и решим уравнение:

$$4 = \gamma^{(80^\circ-60^\circ)/10}$$

$$4 = \gamma^2$$

$$\gamma = 2$$

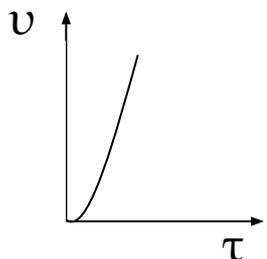
Ответ: температурный коэффициент равен 2.



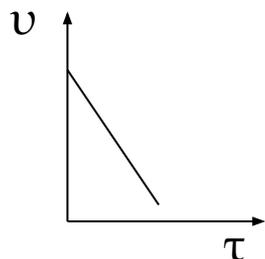
Задание №1

Тест

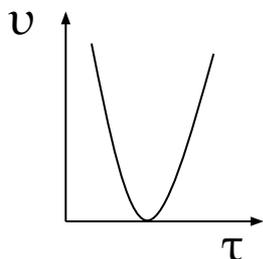
1)



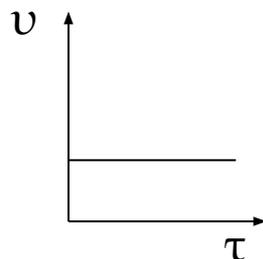
2)



3)



4)



График, отражающий зависимость скорости реакции оксида меди (II) и соляной кислоты от температуры:

1) 1

2) 2

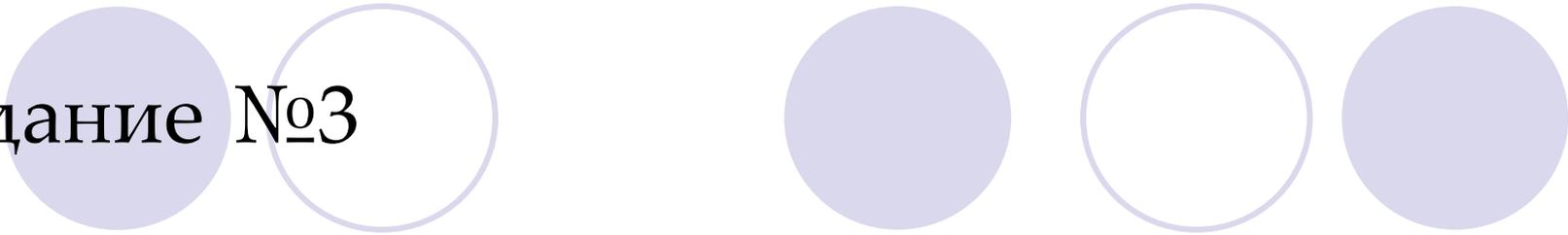
3) 3

4) 4

Задание №2

Какой из факторов не оказывает влияния на скорость химической реакции в растворах:

- 1) концентрация веществ
- 2) использование катализатора
- 3) использование ингибитора
- 4) объём реакционного сосуда



Задание №3

На скорость химической реакции между раствором серной кислоты и железом **не оказывает влияния:**

- 1) концентрация кислоты
- 2) измельчение железа
- 3) температура реакционной смеси
- 4) увеличение давления

Задание №4

Во сколько раз изменится скорость элементарной реакции $2A + B = A_2B$, если концентрацию вещества В уменьшить в 2 раза:

- 1) увеличится в 4 раза
- 2) уменьшится в 2 раза
- 3) уменьшится в 4 раза
- 4) увеличится в 2 раза

Задание №5

Как повлияет на скорость элементарной реакции $A + B = AB$ увеличение концентрации вещества A в 3 раза:

- 1) скорость увеличится в 3 раза
- 2) скорость уменьшится в 9 раз
- 3) скорость уменьшится в 3 раза
- 4) скорость не изменится

Задание №6

Быстрее при комнатной температуре будет протекать реакция между 10% раствором соляной кислоты и:

- 1) цинком в гранулах
- 2) большим куском цинка
- 3) цинком, покрытым медью
- 4) цинком в порошке

Задание №7

В течение одной минуты выделится больше водорода, если для реакции использовать:

- 1) Zn(гранулы) и CH_3COOH (10% раствор)
- 2) Zn(порошок) и HCl (10% раствор)
- 3) Zn(гранулы) и HCl (10% раствор)
- 4) Zn(порошок) и CH_3COOH (10% раствор)

Задание №8

При увеличении температуры от 10° до 30° С скорость реакции, температурный коэффициент которой $\gamma = 3$:

- 1) возрастёт в 3 раза
- 2) возрастёт в 9 раз
- 3) уменьшится в 3 раза
- 4) уменьшится в 9 раз

Задание №9

Для уменьшения скорости химической реакции необходимо:

- 1) увеличить концентрацию реагирующих веществ
- 2) ввести в систему катализатор
- 3) повысить температуру
- 4) понизить температуру

Задание №10

Скорость химической реакции между медью и азотной кислотой зависит от:

- 1) массы меди
- 2) объёма кислоты
- 3) концентрации кислоты
- 4) объёма колбы



Литература:

- <http://www.hemi.nsu.ru/ucheb214.htm>
- <http://www.chem.msu.su/rus/teaching/Kinetics-online/welcome.html>
- О.С.Габриелян. Химия. 11 класс. Базовый уровень. Учебник для общеобразовательных учебных заведений, М., Дрофа, 2010
- И.И.Новошинский, Н.С.Новошинская. Химия. 10 класс. Учебник для общеобразовательных учреждений, М., «ОНИКС 21 век»; «Мир и Образование», 2004
- О.С.Габриелян, Г.Г.Лысова, А.Г.Введенская. Настольная книга учителя химии. 11 класс. М., Дрофа. 2004
- К.К.Курмашева. Химия в таблицах и схемах. М., «Лист Нью». 2003
- Н.Б.Ковалевская. Химия в таблицах и схемах. М., «Издательство 2000». 1998
- П.А.Оржековский, Н.Н.Богданова, Е.Ю.Васюкова. Химия. Сборник заданий. М.»Эксмо», 2011
- Фотографии: <http://www.google.ru/>

