

## ФАКТОРЫ ВЛИЯЮЩИЕ НА СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

# СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

$V_{t_1}$  – скорость реакции при температуре

$V_{t_2}$  – скорость реакции при температуре

$\gamma$  – температурный коэффициент скорости реакции

$$V = \frac{c_2 - c_1}{t_2 - t_1} = - \frac{\Delta c}{\Delta t}$$

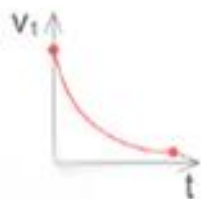
$$v = \frac{V}{V_m}$$

$$V = v \cdot V_m$$

$$v = \frac{N}{N_A}$$

$$v = \frac{m}{M}$$

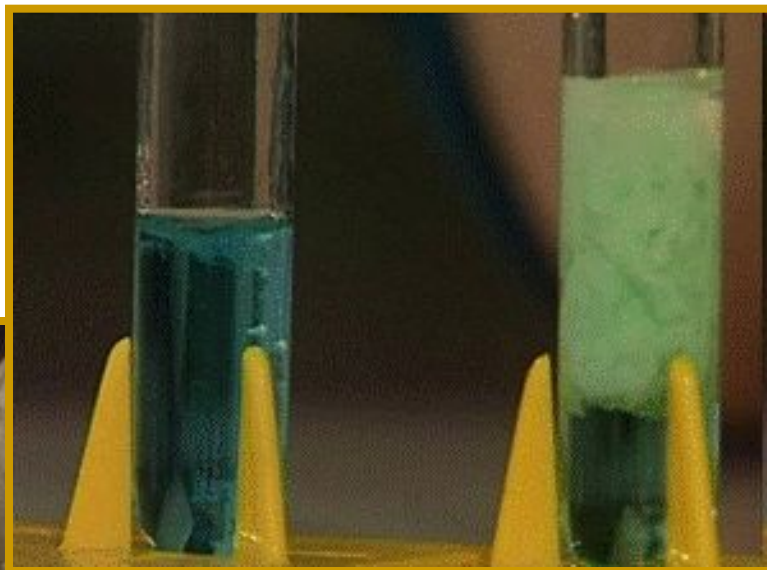
$$m = v \cdot M$$



# Химическая кинетика

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

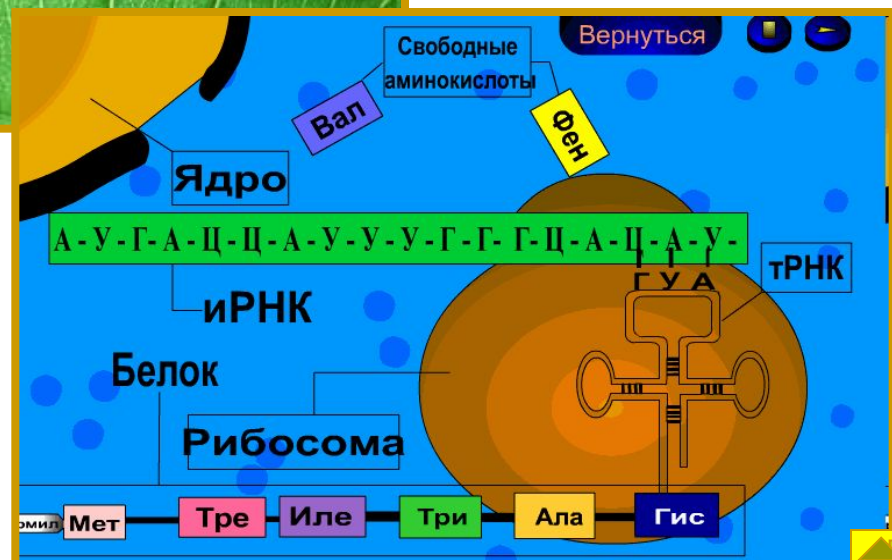
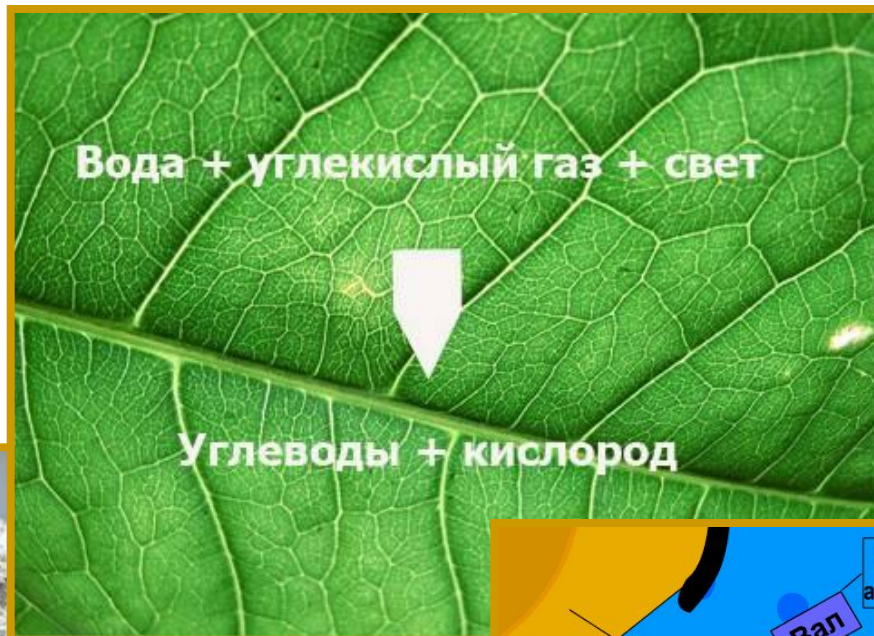
**Быстрые химические процессы:** взрывы, ионные реакции в растворах, передача нервного импульса



**Медленные химические процессы:** коррозия, фотосинтез, биосинтез белка.

Белки обновляются наполовину за **70** суток

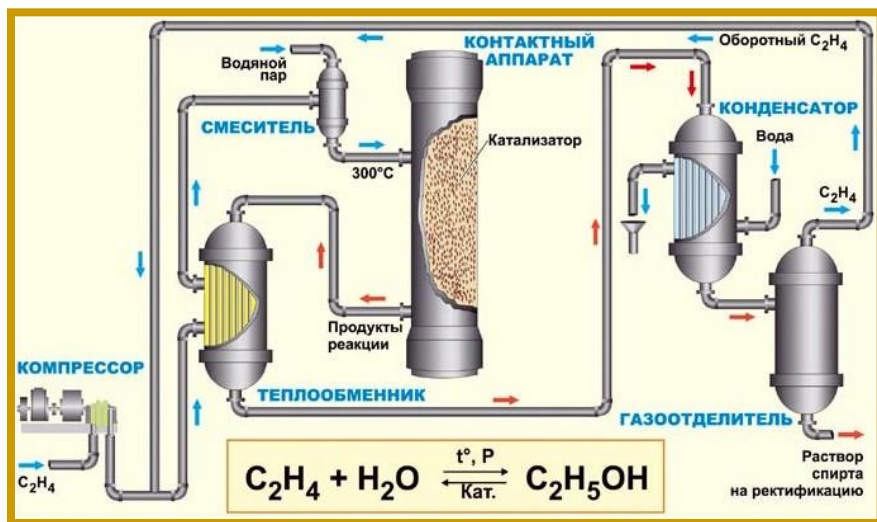
Неорганическая основа костных тканей за **4-7** лет



# 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

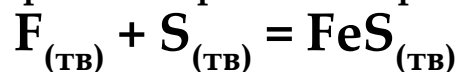
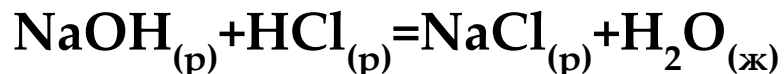
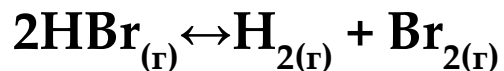
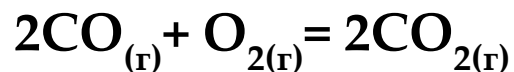
*Гомогенные*

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

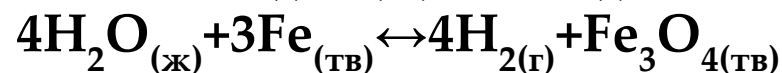
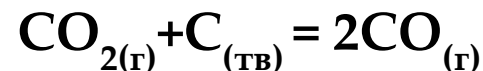
*Гетерогенные*

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



- определяется изменением количества вещества за единицу времени в единице объёма

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

Отношение количества вещества к объёму – молярная концентрация.

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

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

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

«+» - 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)



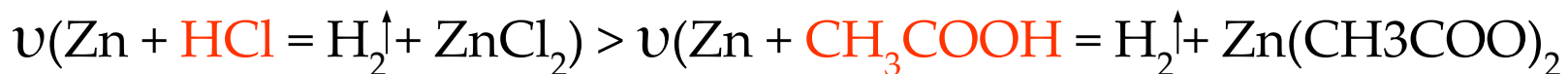


# Природа реагирующих веществ

Реакционная активность веществ определяется:

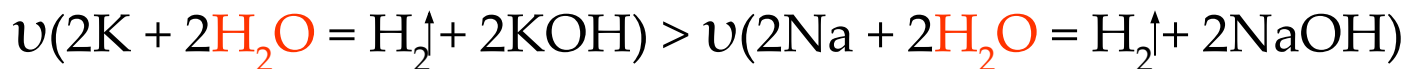
- **характером химических связей**

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



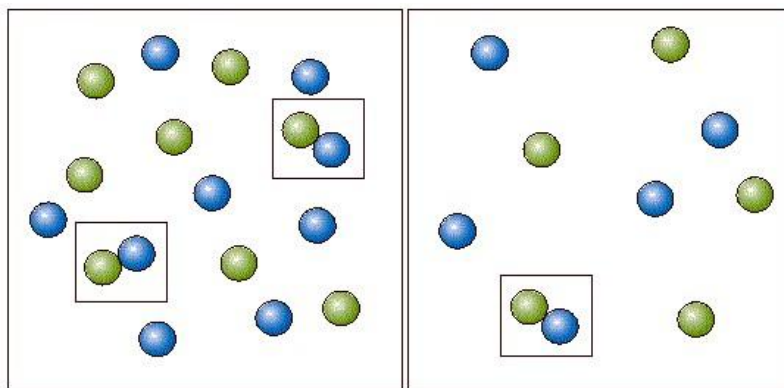
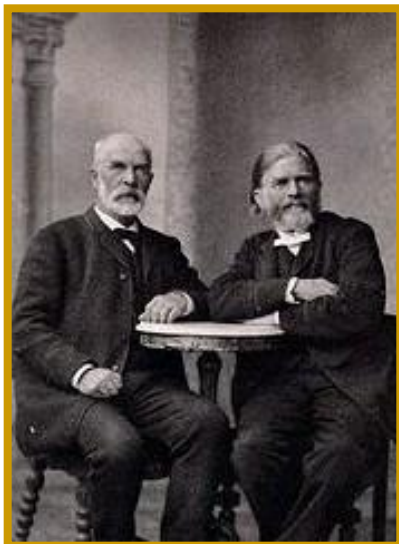
- **их строением**

- ❖ *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





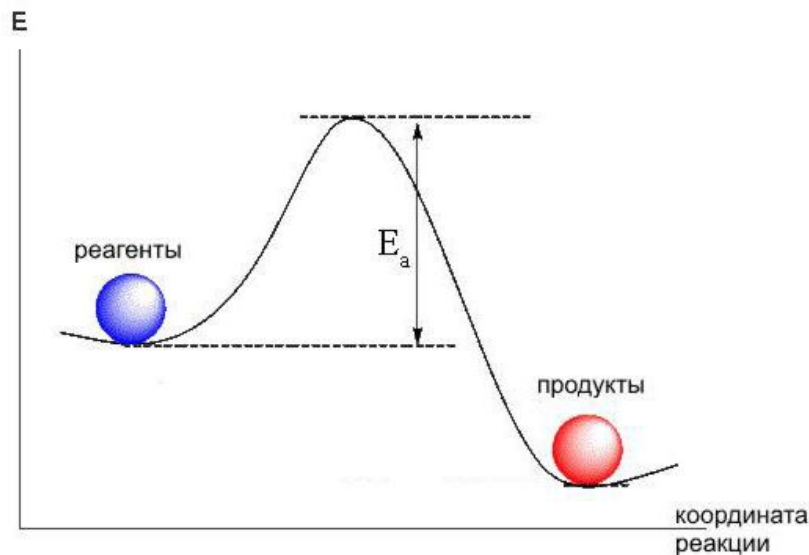
Сванте Аррениус  
(1859-1927)

# 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.

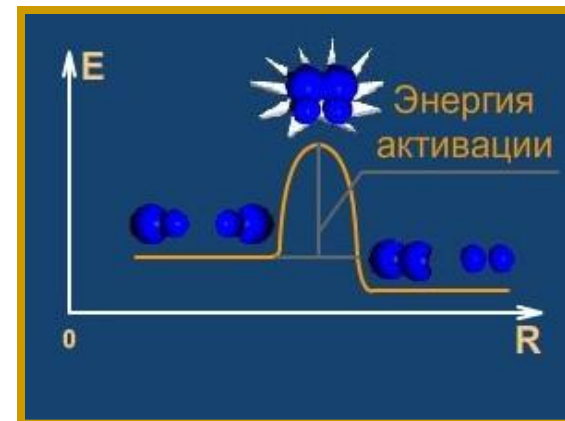
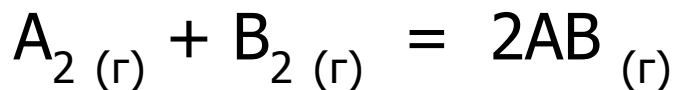
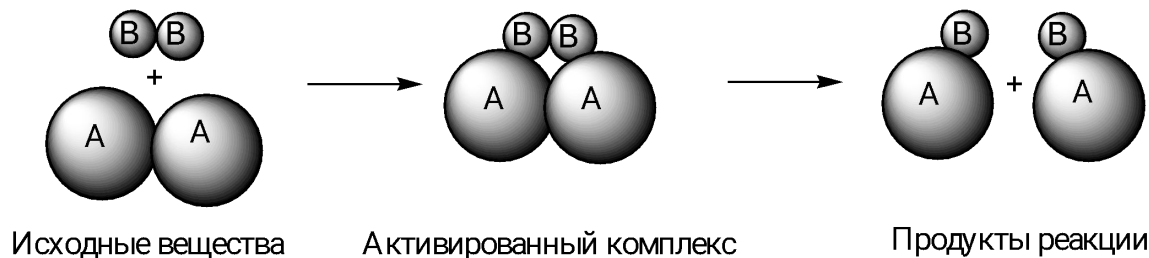


- ❖ молекула - энергетически выгодное образование
- ❖ химические вещества на энергетической диаграмме занимают положение в "ямках"
- ❖ для превращения этих веществ в другие, им надо сообщить энергию, достаточную для того, чтобы они выбрались из "ямки", перевалили через "барьер" (энергию активации)

# 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)

$$v =$$

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

$\gamma$  - температурный коэффициент Вант-Гоффа

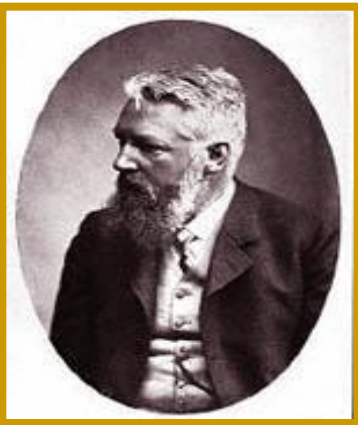
Правило Вант-Гоффа не имеет силу закона. Лабораторная техника была несовершенна, поэтому:

- ❖ 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

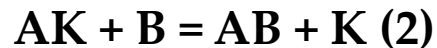
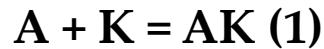
-вещества, изменяющие скорость химической реакции за счёт изменения энергии активации, но сами при этом не расходующиеся.

Процесс в присутствии катализатора – катализ.

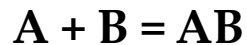
Реакция с катализатором – каталитическая.

Положительные катализаторы – ускоряют реакцию, уменьшая  $E_a$

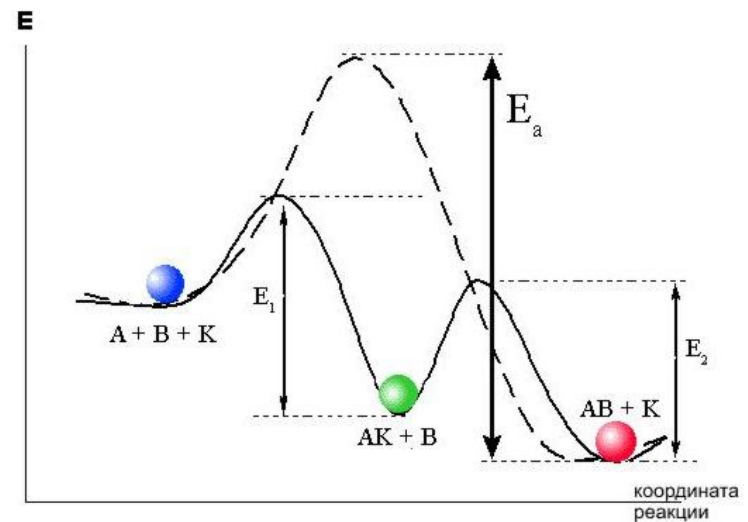
Отрицательные катализаторы (ингибиторы) – замедляют реакцию, увеличивая  $E_a$



Суммарная реакция



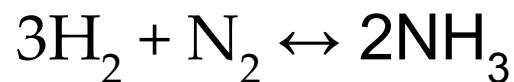
Но вместо энергетического барьера этой реакции преодолеваются более низкие барьеры реакций (1) и (2):  $E_1$  и  $E_2$



# Промоторы

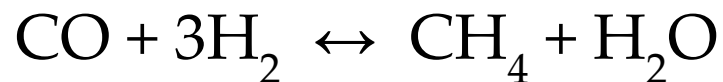
- вещества повышающие активность катализаторов

## 1. Синтез аммиака

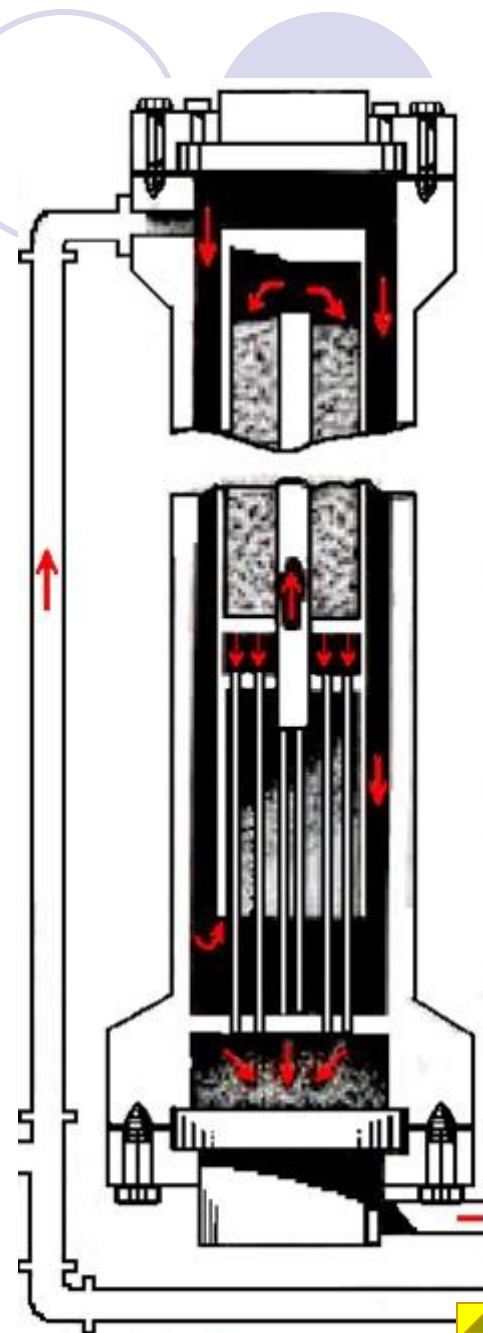


Катализатор - **Fe**, который в качестве промоторов содержит оксид алюминия ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) и оксид калия ( $\text{K}_2\text{O}$ )

## 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:

$$pV = nRT$$

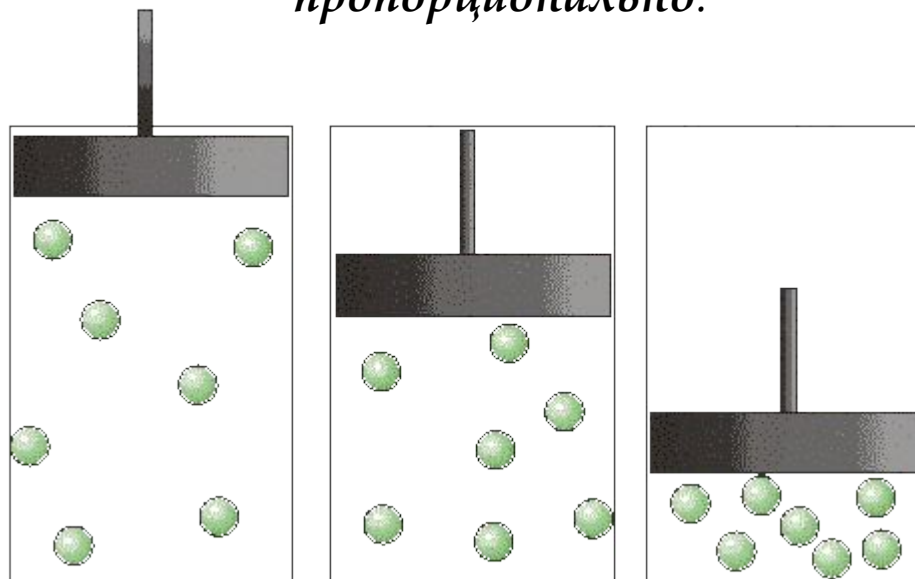
перенесем  $V$  в правую часть, а  $RT$  - в левую учтем

$$p/RT = n/V$$

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.

