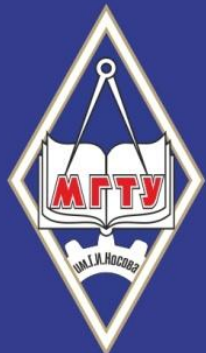


Раздел 2

Химическая кинетика



Дисциплина Химия



МГТУ

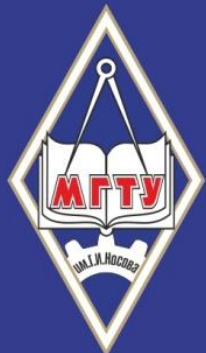
МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

Например,
реакция проходит очень быстро **при комнатной температуре:**



В **обычных условиях не протекает**, но в присутствии катализатора при $t = 700^\circ\text{C}$ протекает мгновенно:

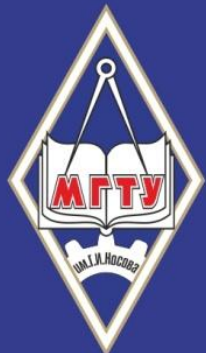




МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

Химическая кинетика – это раздел химии, изучающий скорость и механизмы протекания химических реакций.



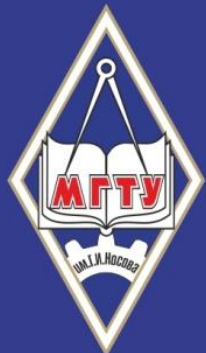
МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

Общие понятия

Скорость химической реакции равна изменению количества вещества в единицу времени в единице реакционного пространства.





МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

Средняя скорость:

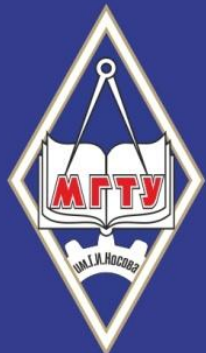
$$-\bar{v} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta \tau}.$$

где ΔC – изменение концентрации, моль/л;

$\Delta \tau$ – время, в сек.;

знак «-» - уменьшение концентрации **исходных веществ**;

знак «+» - увеличение концентрации **продуктов**.

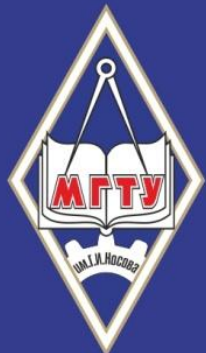


МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

Мгновенная скорость:

$$v = \pm \frac{dc}{d\tau}.$$

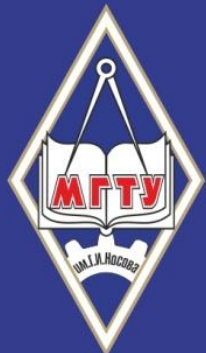


МГТУ
МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

В зависимости от типа химической реакции меняется характер реакционного пространства.

Гомогенной реакцией называется реакция, протекающая в однородной среде (в одной фазе).

Гетерогенные реакции протекают на границе раздела фаз, например твердой и жидкой, твердой и газообразной.

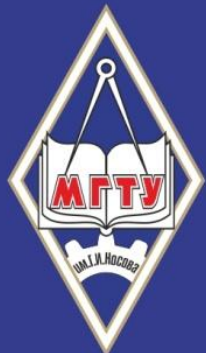


МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

Скоростью гомогенной реакции называется количество вещества, вступающего в реакцию или образующегося в результате реакции за единицу времени в единице объема системы:

$$v_{\text{гомог}} = \frac{\Delta n}{\Delta \tau \cdot V} = \frac{\Delta C}{\Delta \tau} = \left[\frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{с}} \right]$$



МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

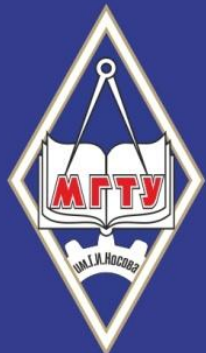
Скоростью гетерогенной реакции называется количество вещества вступающего в реакцию или образующегося в результате реакции за единицу времени на единице поверхности фазы

$$v_{\text{гетерог}} = \frac{\Delta n}{\Delta \tau \cdot S} = \left[\frac{\text{моль}}{\text{м}^2 \cdot \text{с}} \right]$$

где S – площадь поверхности фазы, на которой протекает реакция.

Например, реакция металла идет только на поверхности металла:



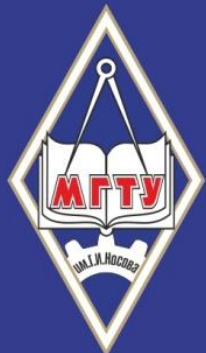


МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

Скорость реакции зависит от многих факторов:

1. Природа реагирующих веществ.
2. Концентрация реагирующих веществ.
3. Температура.
4. Присутствие катализаторов.
5. Давление (для реакций с участием газов);.
6. Природа растворителя (для реакций растворов).
7. Форма и размеры сосуда.
8. Степень измельчения.
9. Агрегатное состояние.
10. Интенсивность света (в фотохимических реакциях).



МГТУ

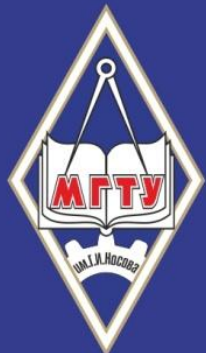
МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

1. Зависимость скорости от концентрации реагирующих веществ

Основным законом химической кинетики является открытый норвежскими учеными математиком Гульдбергом и химиком Вааге (1867 г.)

Закон действующих масс:

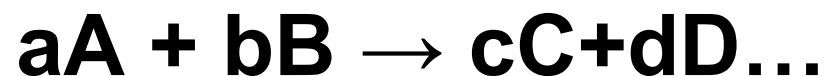
Скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению молярных концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам.



МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

Для реакции



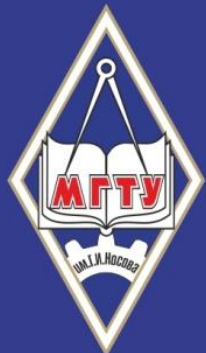
закон выражается уравнением:

$$\begin{aligned} \vec{v} &= k \cdot C_A^a \cdot C_B^b, \\ \vec{v} &= k \cdot C_C^c \cdot C_D^d, \end{aligned}$$

Где C_i – молярные концентрации реагирующих веществ и продукты, моль/л;

a, b, c, d – стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции;

k – коэффициент пропорциональности, называемый **константой скорости**.



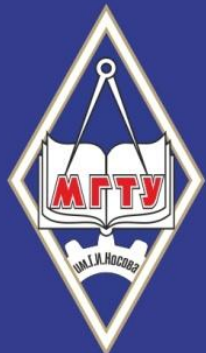
МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

Константа скорости – это скорость реакции при концентрациях реагирующих веществ равных 1 моль/л.

Константа скорости реакции **зависит:**

- от природы реагирующих веществ,
- температуры,
- присутствия катализатора,
- но **не зависит** от концентраций реагентов.



МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

ЗДМ применим только для гомогенных систем.

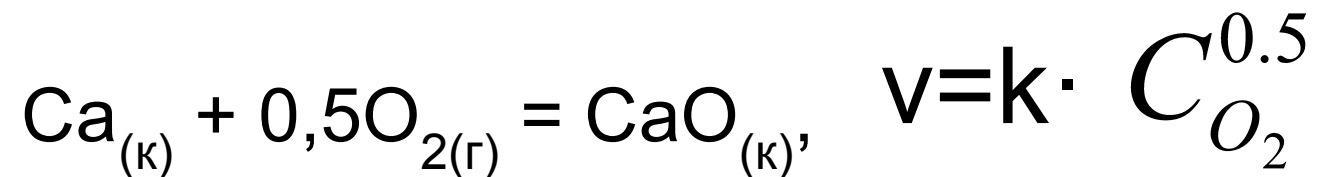
Если одно из реагирующих веществ находится в **твердом состоянии**, то реакция происходит на поверхности раздела и в уравнение ЗДМ **концентрация твердого вещества не включается.**

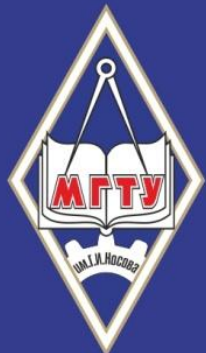
Для реакции:



$$v = k \cdot C_A^a$$

Например, для реакции:



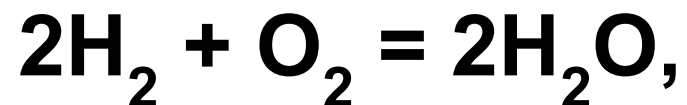


МГТУ

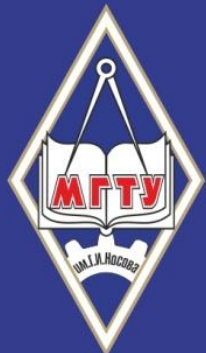
МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

2. Зависимость скорости реакции от температуры

Синтез воды



- При $t = 20^\circ\text{C}$, ее практически осуществить невозможно, чтобы она прошла на 15% потребуется 54 миллиарда лет.
- При $t = 500^\circ\text{C}$ - необходимо всего 50 минут.
- При $t = 700^\circ\text{C}$ - реакция происходит мгновенно.



МГТУ

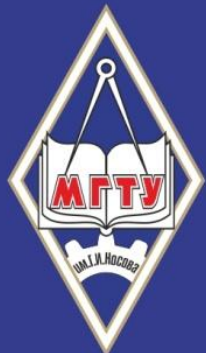
МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

Правило Вант-Гоффа:

При повышении температуры на каждые 10° скорость большинства химических реакций увеличивается в 2-4 раза:

$$v_{T_2} = v_{T_1} \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

где γ - температурный коэффициент.

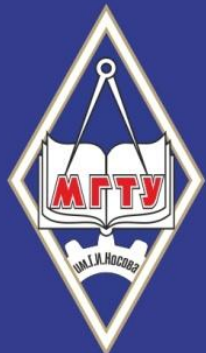


МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

γ – температурный коэффициент скорости реакции – это число, показывающее во сколько именно раз увеличивается скорость химической реакции при повышении температуры на 10°C .

γ изменяется обычно от **2 до 4**.



МГТУ

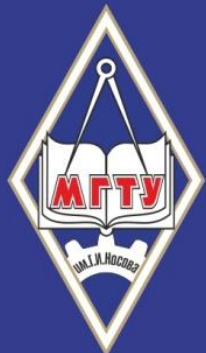
МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

3. Зависимость скорости реакции от природы реагирующих веществ

Энергией активации называется минимальная избыточная энергия, которой должны обладать соударяющиеся молекулы, чтобы их столкновение могло привести к образованию нового вещества.

$$E_a = \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$$

E_a для химических реакций лежит в пределах 40–400 кДж/моль.



МГТУ
МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

Зависимость от температуры и E_a : Уравнение Аррениуса:

$$k = A e^{-\frac{E_a}{RT}},$$

где k – константа скорости реакции;

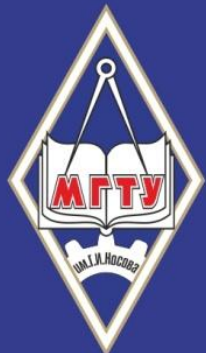
R – газовая постоянная, Дж/моль•К;

T – абсолютная температура, К;

E_a – энергия активации, кДж/моль;

e – основание натурального логарифма ($e = 2,72$);

A – предэкспоненциальный множитель, не зависящий от температуры и концентрации.

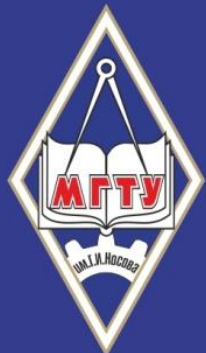


МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

Для расчетов используют уравнение Аррениуса,
преобразованное для двух температур:

$$E_a = 19,15 \cdot \frac{T_2 \cdot T_1}{T_2 - T_1} \cdot \lg \frac{V_{T_2}}{V_{T_1}}$$



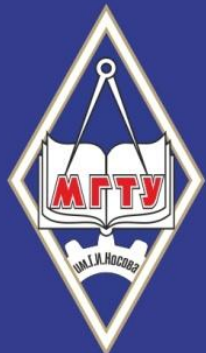
МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

Между скоростью протекания химической реакции и
ее продолжительностью существует
обратнопропорциональная зависимость:

$$\frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = \frac{\tau_{T_1}}{\tau_{T_2}},$$

где τ_{T_1} и τ_{T_2} - время протекания реакции при
температурах T_1 и T_2 .



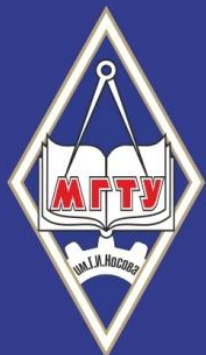
МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

Уравнение Аррениуса показывает, что скорость реакции определяется энергией активации, которая необходима для перехода системы в **активированный комплекс**.

Схема образования активированного комплекса:

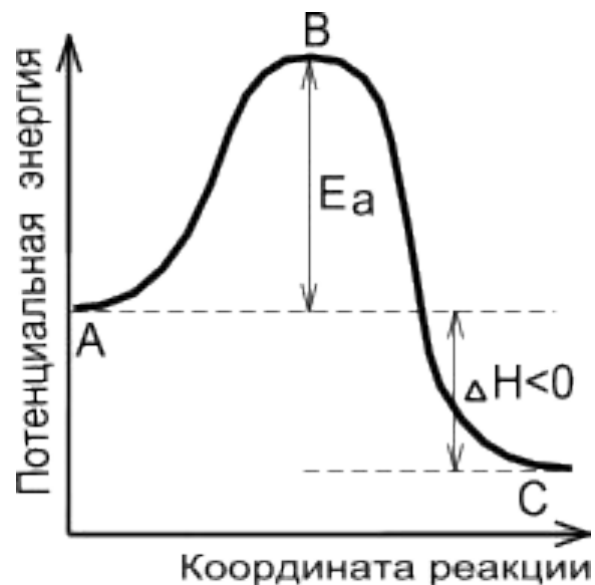




МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

А - реагенты, **В** - активированный комплекс, **С** - продукты.



Экзотермическая реакция



Эндотермическая реакция

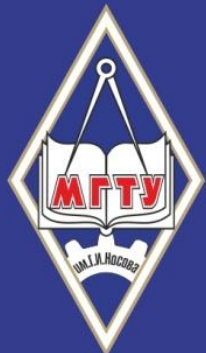
$$\Delta H = \overleftarrow{E}_a - \overrightarrow{E}_a$$

$$E_{ABCD^*} = \max$$

$$E_{a, \text{экз}} < E_{a, \text{энд}}$$

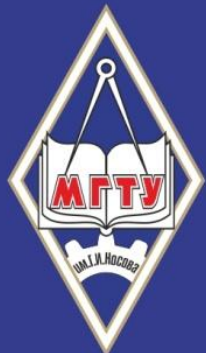
Рис. Энергетическая диаграмма хода реакции с образованием активированного комплекса

Чем больше энергия активации E_a , тем сильнее возрастает скорость реакции при увеличении температуры.



МГТУ
МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

- Если $E_a < 40$ кДж/моль, то реакция протекает очень быстро, что характерно для реакции в растворах между ионами.
- Если $E_a > 120$ кДж/моль, то скорость реакции очень мала, что характерно для реакций между органическими веществами.

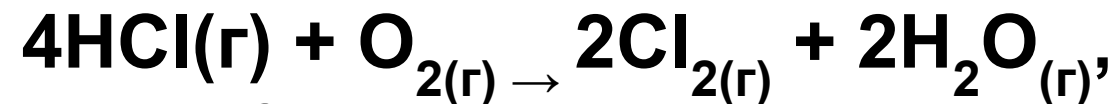


МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

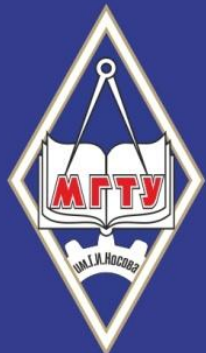
Задачи

Пример 1. Как изменится скорость реакции



если увеличить в 3 раза:

- а) концентрацию кислорода;
- б) концентрацию хлороводорода;
- в) давление?

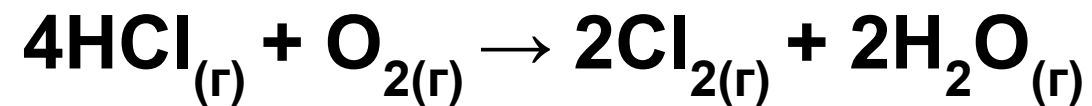


МГТУ

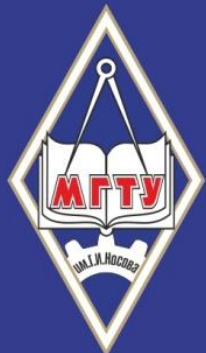
МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

Решение.

Запишем выражение ЗДМ для данной реакции



скорость реакции: $v^{\circ} = kC_{(\text{HCl})}^4 \cdot C_{(\text{O}_2)}$



МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

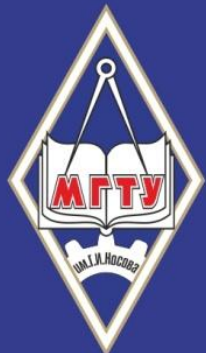
Решение.

А) концентрацию кислорода увеличим в 3 раза.

$$v = kC_{(\text{HCl})}^4 \cdot 3C_{(\text{O}_2)} = 3kC_{(\text{HCl})}^4 \cdot C_{(\text{O}_2)}$$

Найдем, как изменится скорость при увеличении концентрации кислорода в 3 раза:

$$\frac{v}{v^0} = \frac{3kC_{(\text{HCl})}^4 \cdot C_{(\text{O}_2)}}{kC_{(\text{HCl})}^4 \cdot C_{(\text{O}_2)}} = 3 \text{ скорость увеличилась в 3 раза}$$



МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

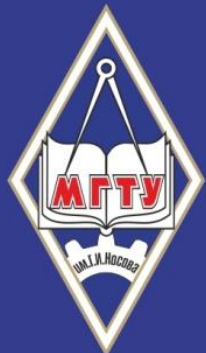
Б) Если в 3 раза увеличить концентрацию HCl, то она будет равна $3C_{(HCl)}$.

$$v = k(3C_{(HCl)})^4 \cdot C_{(O_2)} = 81kC_{(HCl)}^4 \cdot C_{(O_2)}$$

Найдем, как изменится скорость увеличении концентрации HCl в 3 раза:

$$\frac{v}{v^0} = \frac{81kC_{(HCl)}^4 \cdot C_{(O_2)}}{kC_{(HCl)}^4 \cdot C_{(O_2)}} = 81$$

Скорость увеличилась в 81 раз



МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

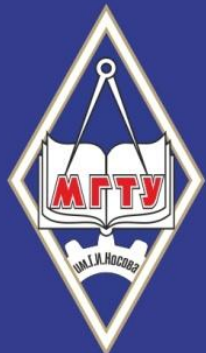
В) Увеличение давления в 3 раза во столько же раз увеличивает концентрацию газообразных реагирующих веществ

$$v = k(3C_{(\text{HCl})})^4 \cdot 3C_{(\text{O}_2)} = 243kC_{(\text{HCl})}^4 \cdot C_{(\text{O}_2)}$$

Найдем, как изменится скорость при увеличении давления в 3 раза

$$\frac{v}{v^0} = \frac{243C_{(\text{HCl})}^4 \cdot C_{(\text{O}_2)}}{kC_{(\text{HCl})}^4 \cdot C_{(\text{O}_2)}} = 243$$

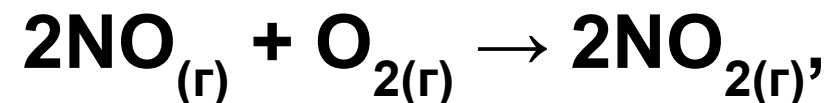
Скорость увеличилась в 243 раза



МГТУ

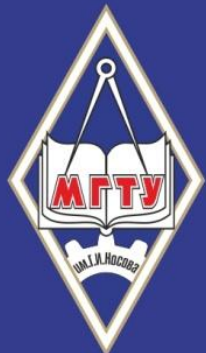
МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

Пример 2. Как изменится скорость реакции



когда прореагирует 55% кислорода, если начальные концентрации реагирующих веществ соответственно равны:

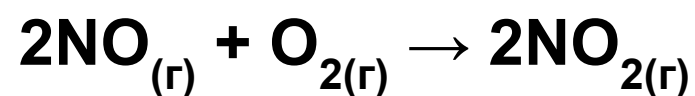
$$C_{(\text{NO})}^{\circ} = 6 \text{ моль / л}; \quad C_{(\text{O}_2)}^{\circ} = 5 \text{ моль / л?}$$



МГТУ
МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

Решение.

Запишем выражение закона действия масс для данной реакции:



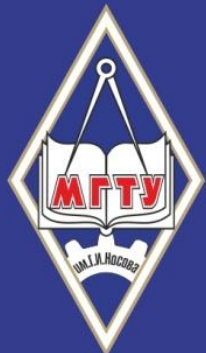
$$v = kC_{(\text{NO})}^2 \cdot C_{(\text{O}_2)}$$

1. Найдем скорость реакции в начальный момент времени

$$v^0 = k6^2 \cdot 5 = 180k$$

2. Найдем количество прореагировавшего кислорода

$$\Delta n_{(\text{O}_2)} = 5 \cdot 0,55 = 2,75$$



МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

3. Найдем текущую концентрацию кислорода, т.е. в момент, когда прореагирует 55% O_2

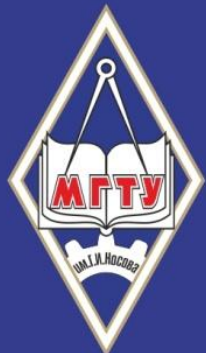
$$C_{(O_2)} = C^o_{(O_2)} - \Delta C_{(O_2)} = 5 - 2,75 = 2,25 \text{ моль / л}$$

4. Найдем количество прореагировавшего оксида азота (II).

В соответствии со стехиометрией реакции $2NO_{(г)} + O_{2(г)} \rightarrow 2NO_{2(г)}$

$$\frac{\Delta C_{(NO)}}{2} = \frac{\Delta C_{(O_2)}}{1};$$

$$\Delta C_{(NO)} = \frac{2 \cdot \Delta C_{(O_2)}}{1} = 2 \cdot 2,75 = 5,5$$



МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

5. Найдем текущую концентрацию NO

$$C_{(\text{NO})} = C^0 - \Delta C = 6 - 5,5 = 0,5 \text{ моль/л.}$$

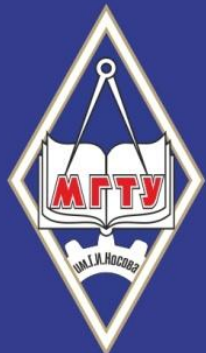
6. Найдем текущую скорость реакции

$$v = k \cdot 0,5^2 \cdot 2,25 = 0,56k.$$

7. Найдем, во сколько раз уменьшится скорость реакции, когда прореагирует 55% кислорода

$$\frac{v^0}{v} = \frac{180k}{0,56k} = 321.$$

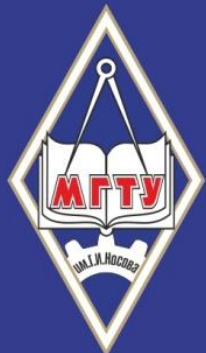
Ответ. Скорость реакции уменьшилась в 321 раз.



МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

Пример 3. При 353 K реакция заканчивается за 20 с . Сколько времени длится реакция при 293 K , если температурный коэффициент этой реакции равен $2,5$?



МГТУ
МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

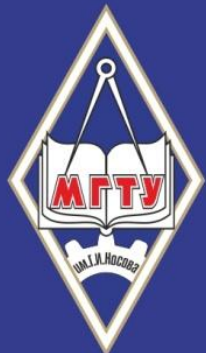
Решение:

Запишем правило Вант-Гоффа

$$v_{T_2} = v_{T_1} \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}, \quad \rightarrow \quad \frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = \frac{\tau_{T_1}}{\tau_{T_2}},$$

$$\rightarrow \quad \frac{\tau_{T_1}}{\tau_{T_2}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} \rightarrow \tau_{T_1} = \tau_{T_2} \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$$

$$\tau_{T_1} = 20 \cdot 2,5^{\frac{353 - 293}{10}} = 20 \cdot 2,5^6 = 4879 \text{ с} = 1 \text{ ч } 21 \text{ мин } 19 \text{ с.}$$



МГТУ

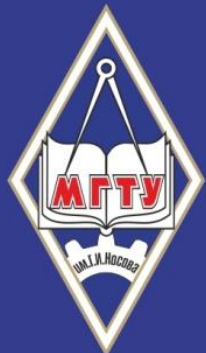
МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

4. Влияние катализатора на скорость реакции

Катализ — изменение скорости химической реакции при воздействии веществ (катализаторов), которые участвуют в реакции, но не входят в состав продуктов.

Катализатор — это вещество, изменяющее скорость химической реакции, но само в реакции не расходуется.

Реакции, протекающие под действием катализаторов, называются **каталитическими**.



МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

КАТАЛИЗАТО РЫ



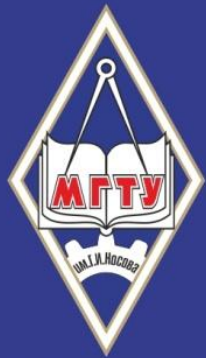
Положительные катализаторы являются ускорителями каталитических процессов называются **активаторами.**

Пример: процесс окисления аммиака на платине при получении азотной кислоты.



Отрицательные катализаторы являются замедлителями химических реакций называются **ингибиторами.**

Пример: упаковочные материалы, содержащие ингибиторы коррозии.

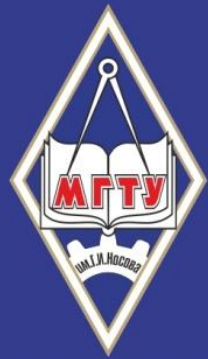


МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

Действие катализаторов

1. Не изменяет тепловой эффект реакции.
2. Снижает энергию активацию прямой и обратной реакций на одну и ту же величину.
3. В одинаковой степени увеличивает скорость прямой и обратной реакций, при этом сокращая время достижение равновесия.
4. Действие является избирательным, что определяется природой катализатора и условиями применения.

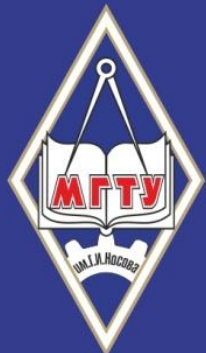


МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

Требования, предъявляемые к промышленным катализаторам

1. они были твёрдыми (процесс может быть реализован в непрерывном режиме).
2. гетерогенные катализаторы должны быть механически прочными (под действием потока реагента они превратятся в мелкую пыль и будут унесены из реактора).
3. концентрация активных центров в единице объёма катализатора должна быть максимально возможной.
4. катализатор должен быть дешёвым, химически стойким и нетоксичным.

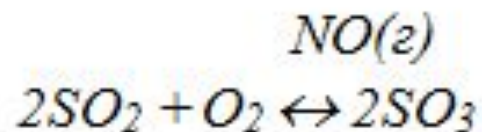


МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

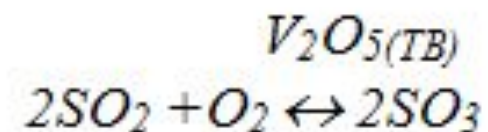
В зависимости от агрегатного состояния катализатора и реагирующих веществ различают:

Виды катализа



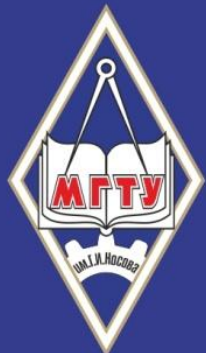
Гомогенный – катализ, при котором катализатор и реагируемые вещества находятся в одной фазе.

Гомогенный катализатор: растворы кислот, оснований, солей.



Гетерогенный – катализ, при котором реагируемые вещества и катализатор находятся в разных фазах

Гетерогенный катализатор: переходные металлы, их оксиды, сульфиды и др.



МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

Механизм гомогенного катализа

Теория промежуточных соединений

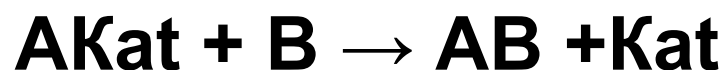
Kat



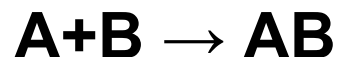
1. катализатор вступает в химическое взаимодействие с одним из исходных веществ, образуя непрочное промежуточное соединение:

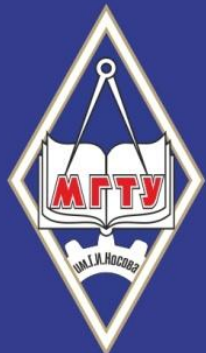


2. промежуточное соединение AKat взаимодействует с другим исходным веществом, при этом катализатор освобождается:



3. суммируя оба процесса, то получим исходное уравнение:





МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

Катализатор принимает участие в химической реакции:

- на одной стадии он расходуется,
- на другой – регенерируется.

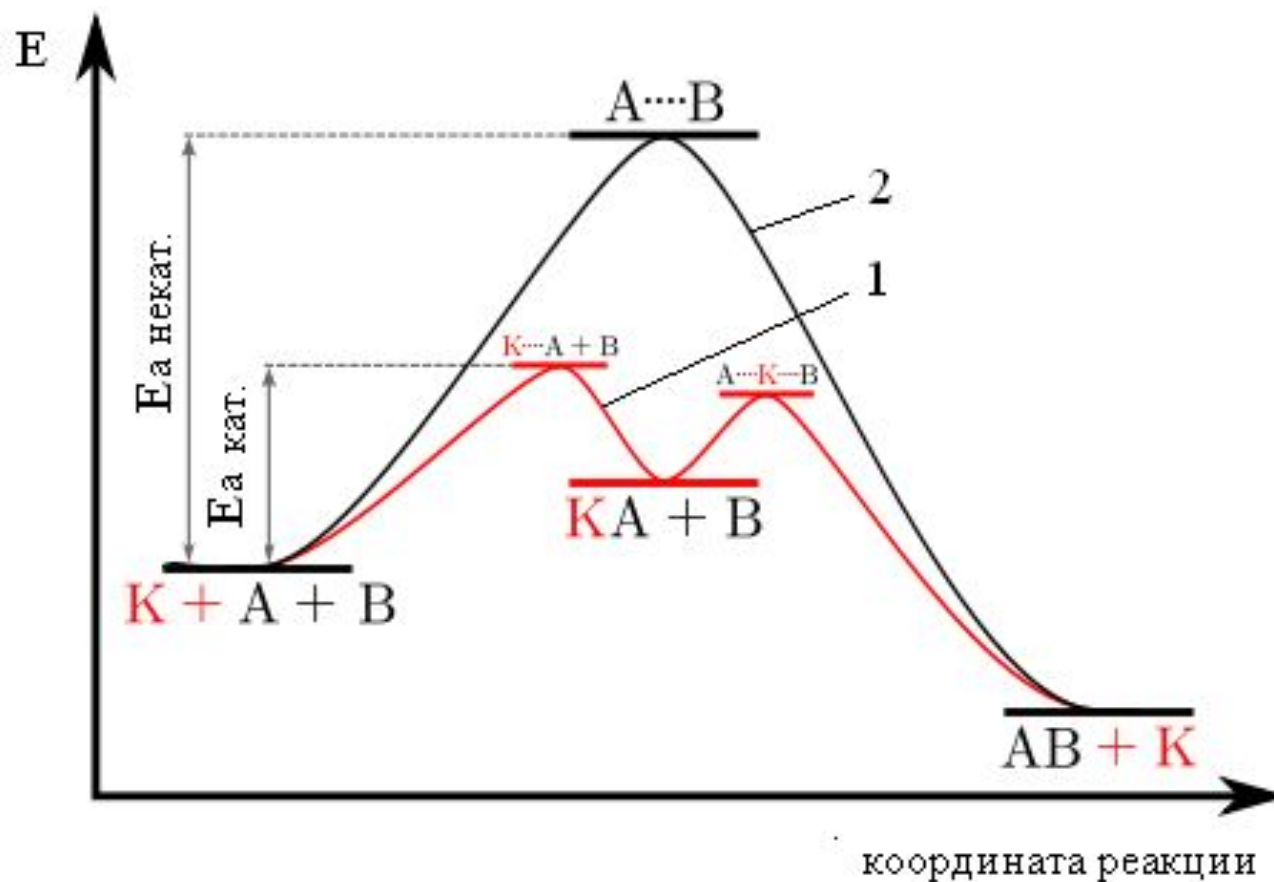
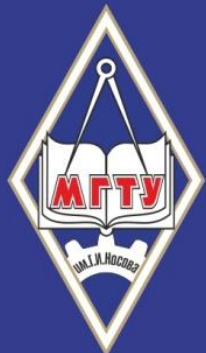


Рис. Энергетические диаграммы каталитической (1) и некаталитической (2) реакции



МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

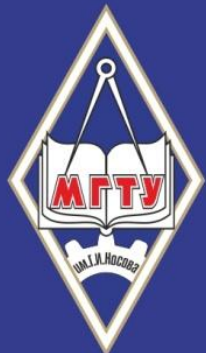
Пример. Влияние катализатора на снижение энергии активации процесса E_a при реакции распада иодида водорода



		E_a , кДж/моль
без катализатора		168
катализатор	Au	105
катализатор	Pt	59

$$k = A e^{-\frac{E_a}{RT}},$$

Для данной реакции уменьшение E_a на 40 кДж соответствует повышению скорости реакции при 500 К в 30 000 раз.



МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

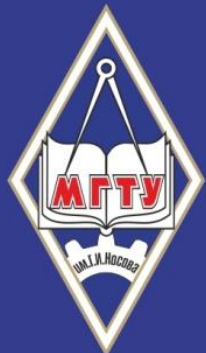
Гетерогенный катализ

Гетерогенные реакции связаны с процессами переноса вещества.

В ходе гетерогенной реакции можно выделить **три стадии**:

1. подвод реагирующего вещества к поверхности;
2. химическая реакция на поверхности;
3. отвод продуктов реакции от поверхности.

Скорость гетерогенного процесса зависит от величины поверхности раздела, следовательно, катализатор должен находиться в **измельченном состоянии**.

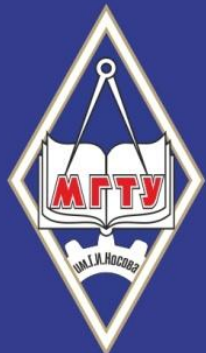


МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

Значение катализа

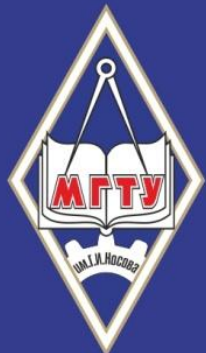
- Полезные ископаемые с помощью катализатора можно превратить в полезные синтетические материалы;
- Производство твёрдых жиров из жидких масел невозможно без катализатора (например, маргарина);
- В хлебопечении большое значение имеет фермент амилаза, от активности амилазы зависит скорость брожения теста;
- Некоторые ферменты применяют в медицине (например, пепсин).
- Каталитические явления широко распространены в природе: дыхание, усвоение питательных веществ клетками, синтез белков.



МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ



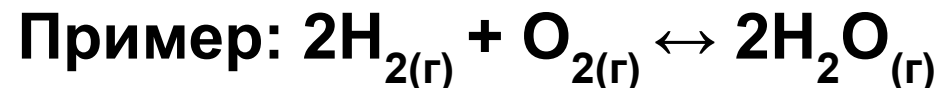
МГТУ
МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

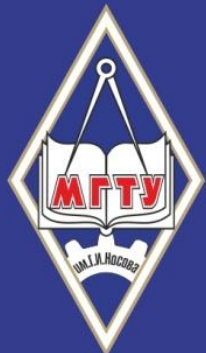
Обратимые и необратимые реакции

Реакции, которые протекают только в одном направлении и завершаются полным превращением в конечные продукты, называются **необратимыми**.



Реакции, которые могут одновременно протекать в двух взаимно противоположных направлениях, называются **обратимыми**.





МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

Состояние системы, при котором скорости прямой и обратной реакций равны, называется **химическим равновесием**.

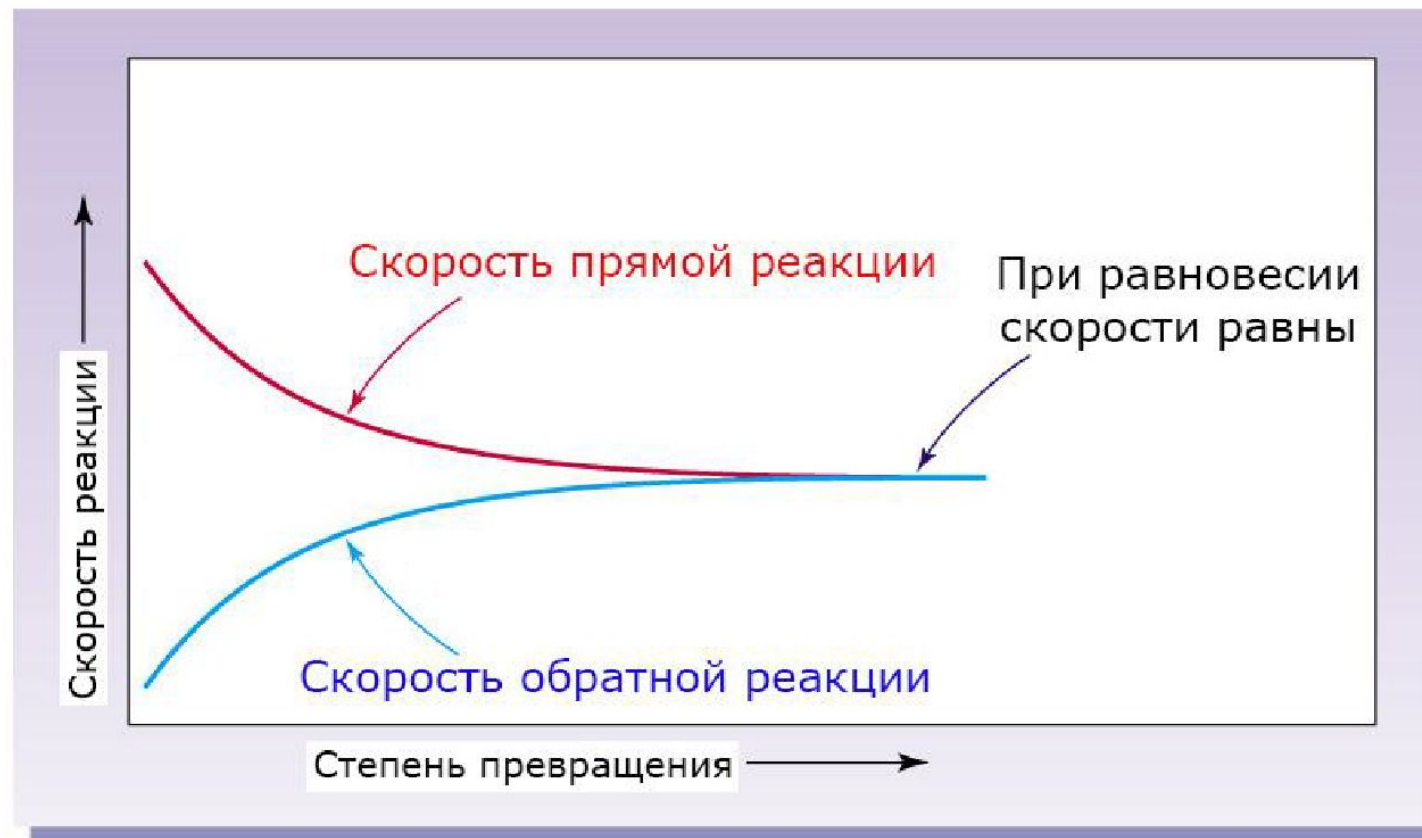
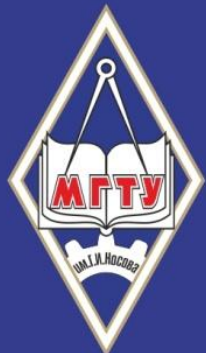


Рис. Кинетическая кривая - изменение скорости прямой и обратной реакций с течением времени.



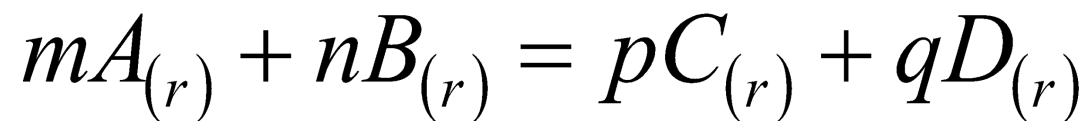
МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

Константа равновесия

Любое химическое равновесие количественно характеризуется *константой равновесия*.

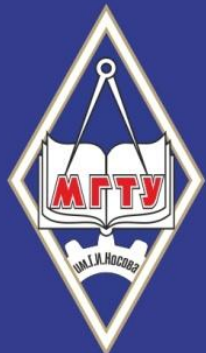
Для обратимой гомогенной реакции:



скорость прямой реакции: $\overset{\text{V}}{V} = \overset{\text{k}}{k} [A]^m \cdot [B]^n$

скорость обратной реакции: $\overset{\text{V}}{V} = \overset{\text{k}}{k} [C]^p \cdot [D]^q$

Равновесные
концентрации
веществ



МГТУ

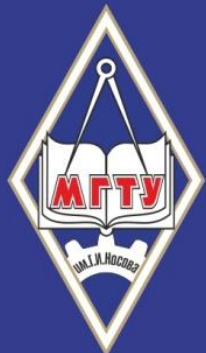
МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

Константа равновесия – это отношение произведения равновесных концентраций продуктов реакции к произведению равновесных концентраций исходных веществ, взятых в степенях равных их стехиометрическим коэффициентам.

$$K_p = \frac{[C]^p \cdot [D]^p}{[A]^m \cdot [B]^n}$$

Константа равновесия зависит:

- от природы реагентов,
- температуры,
- но не зависит от их начальных концентраций.



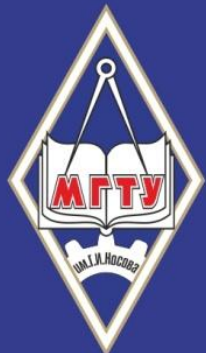
МГТУ
МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

Например:

Для реакции $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \leftrightarrow 2NH_{3(g)}$

константа равновесия:

$$K_p = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3}.$$

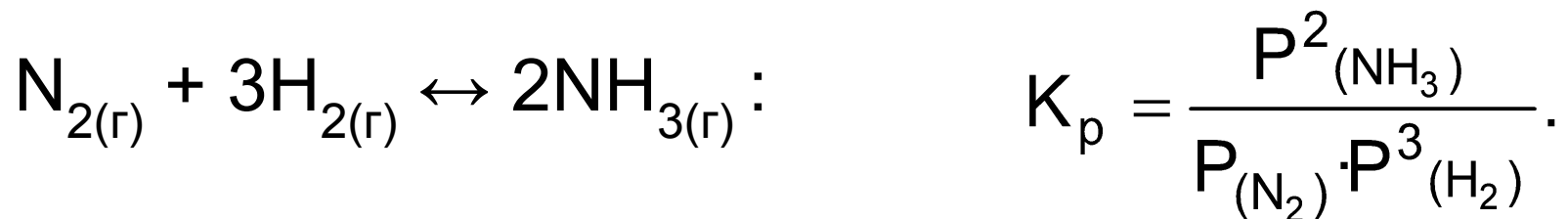


МГТУ

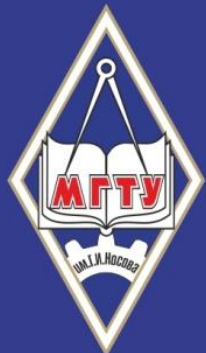
МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

Если *реакция протекает в газовой фазе*, то константа равновесия рассчитывается через равновесные парциальные давления.

Например, для реакции синтеза аммиака



В случае обратимых гетерогенных реакций концентрации твердых веществ в выражение константы не входят.



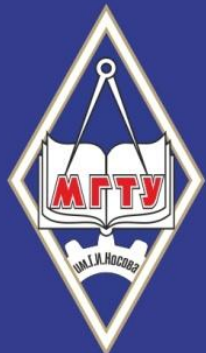
МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

Константа равновесия характеризует **степень превращения исходных веществ в продукты реакции:**

→ При $K_p \gg 1$ равновесие обратимой реакции смещено в сторону прямой реакции, т.е. реакция дает большой выход продуктов.

→ При $K_p \ll 1$ выход продуктов очень мал и равновесие смещено в сторону исходных веществ.

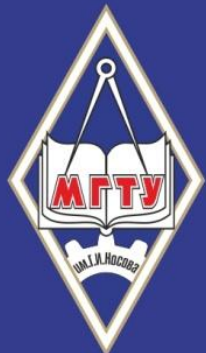


МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

Пример 1.

При синтезе аммиака $\text{N}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{NH}_{3(\text{г})}$ равновесие установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ, моль/л: $[\text{N}_2]=2,5$; $[\text{H}_2]=1,8$; $[\text{NH}_3]=3,6$. Рассчитайте константу равновесия этой реакции и начальные концентрации азота и водорода.



МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

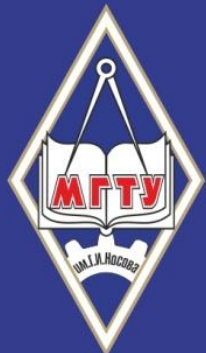
Решение.

1. Рассчитаем константу равновесия:

$$K_p = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3} = \frac{3,6^2}{2,5 \cdot 1,8^3} = 0,89.$$

2. Найдем изменение концентраций азота и водорода, исходя из стехиометрии реакции:

$$\frac{\Delta C_{(N_2)}}{1} = \frac{\Delta C_{(H_2)}}{3} = \frac{\Delta C_{(NH_3)}}{2}$$



МГТУ
МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

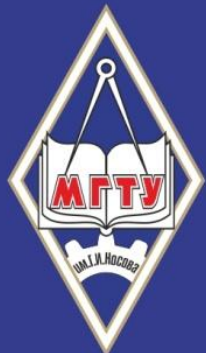
3. Найдем количество прореагировавшего азота:
Так как до реакции начальная концентрация продуктов реакции равна нулю.

$$C^o_{(A)} = [A] + \Delta C_{(A)}$$

$$\Delta C_{(NH_3)} = [NH_3];$$

$$\frac{\Delta C_{(N_2)}}{1} = \frac{\Delta C_{(NH_3)}}{2}$$

$$\Delta C_{(N_2)} = \frac{\Delta C_{(NH_3)}}{2} = \frac{[NH_3]}{2} = \frac{3,6}{2} = 1,8 \text{ моль / л.}$$

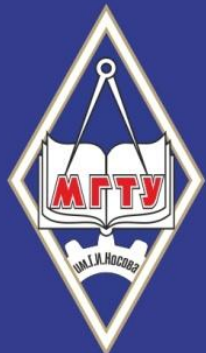


МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

4. Найдем начальную концентрацию азота:

$$C^0_{(N_2)} = [N_2] + \Delta C_{(N_2)} = 2,5 + 1,8 = 4,3 \text{ моль/л.}$$



МГТУ
МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

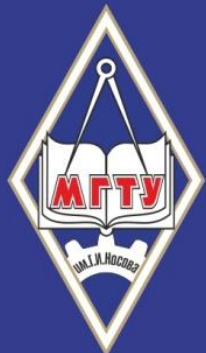
5. Найдем количество прореагировавшего водорода

$$\frac{\Delta C_{(\text{H}_2)}}{3} = \frac{\Delta C_{(\text{NH}_3)}}{2};$$

$$\Delta C_{(\text{H}_2)} = \frac{3 \cdot \Delta C_{(\text{NH}_3)}}{2} = \frac{3 \cdot [\text{NH}_3]}{2} = \frac{3 \cdot 3,6}{2} = 5,4 \text{ моль/л.}$$

6. Найдем начальную концентрацию водорода

$$C^0_{(\text{H}_2)} = 1,8 + 5,4 = 7,2 \text{ моль/л.}$$

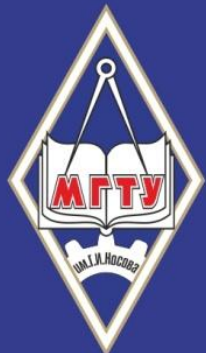


МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

Пример 2.

Константа равновесия реакции $\text{C}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{CO}_{(\text{г})}$ равна 1,85. Равновесная концентрация CO_2 равна 9 моль/л. Вычислить исходную концентрацию CO_2 .



МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

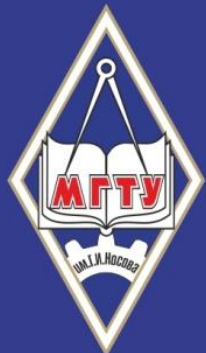
Решение:

1. Запишем константу равновесия и найдем равновесную концентрацию CO:

$$K_p = \frac{[CO]^2}{[CO_2]} \Rightarrow [CO] = \sqrt{K_p \cdot [CO_2]} = \sqrt{1.85 \cdot 9} = 4.1 \text{ моль / л.}$$

2. Находим изменение ΔCO_2 из стехиометрии реакции:

$$\frac{\Delta C_{CO_2}}{1} = \frac{\Delta C_{CO}}{2} \Rightarrow \Delta C_{CO_2} = \frac{4.1}{2} = 2.05 \text{ моль / л.}$$

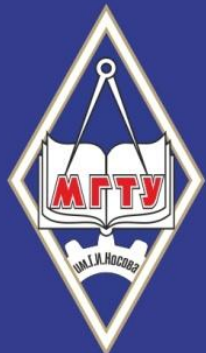


МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

3. Найдем начальную концентрацию CO_2 :

$$C^o_{\text{CO}_2} = [\text{CO}_2] + \Delta C_{\text{CO}_2} = 9 + 2,05 = 11,05 \text{ моль / л.}$$



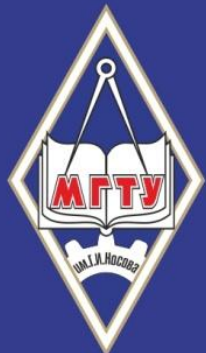
МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

Смещение химического равновесия

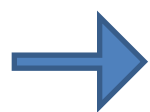
Принцип Ле Шателье:

если на систему, находящуюся в равновесии, оказать внешнее воздействие, то равновесие системы сместится в сторону той реакции, которая **ослабляет это воздействие**.

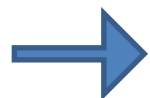


МГТУ
МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

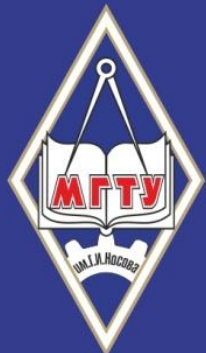
1. Влияние концентрации - смещение равновесия может быть вызвано изменением концентрации одного из реагентов.



Увеличение концентрации одного из реагирующих веществ смещает равновесие **в сторону образования конечных продуктов.**



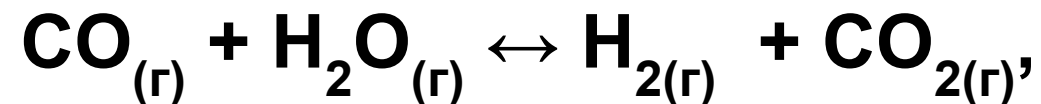
С уменьшением концентрации одного из реагирующих веществ смещает равновесие **в сторону образования этого вещества.**



МГТУ
МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

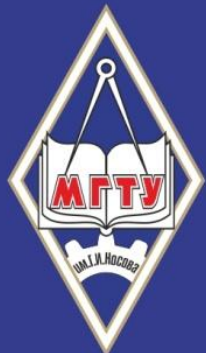
Например:

В какую сторону сместится химическое равновесие реакции



1. при увеличении концентрации $\text{CO}_{(г)}$;
2. при уменьшении концентрации H_2O ?

1. «вправо→»;
2. «влево←».

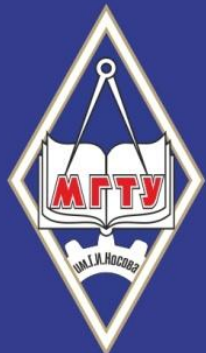


МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

2. Влияние температуры - определить направление смещения равновесия при изменении температуры можно по знаку теплового эффекта реакции.

- **Повышение** температуры смещает равновесие в сторону эндотермической реакции.
- **Понижение** температуры смещает равновесие в сторону экзотермической реакции.



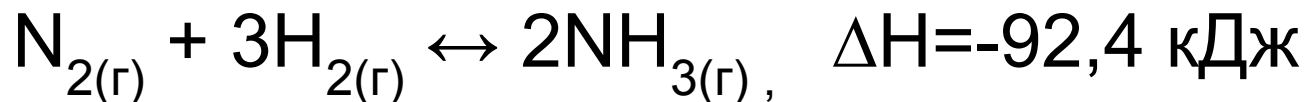
МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

Например:

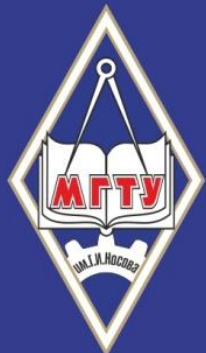
В какую сторону сместится химическое равновесие при повышении температуры?

ЭКЗО



ЭНДО

Ответ: Синтез аммиака - экзотермическая реакция, при повышении температуры равновесие в системе сдвигается **влево**.



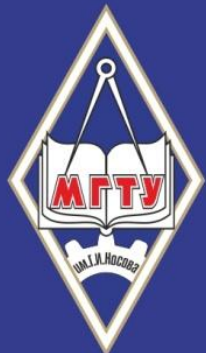
МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

3. Влияние давления - изменение давления оказывает влияние на равновесие в том случае, если в реакции участвуют газообразные вещества.

→ **при повышении внешнего давления равновесие смещается в сторону той реакции, которая сопровождается уменьшением количества газообразных веществ.**

→ **при понижении внешнего давления равновесие смещается в сторону увеличения количества газообразных веществ.**



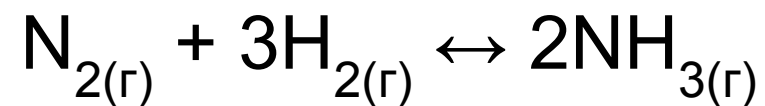
МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

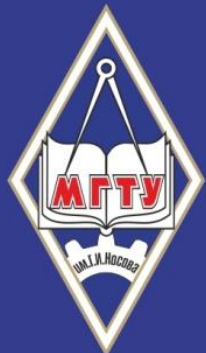
Например:

В какую сторону сместится химическое равновесие при повышении давления?

4 моль = 2 моль



Ответ: равновесие сместится **вправо**.



МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

Задача.

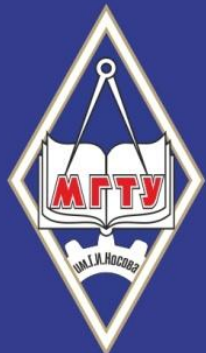
Запишите выражение константы равновесия для уравнения:



Увеличится ли выход продуктов реакции при:

а) уменьшение температуры;

б) увеличение давления.



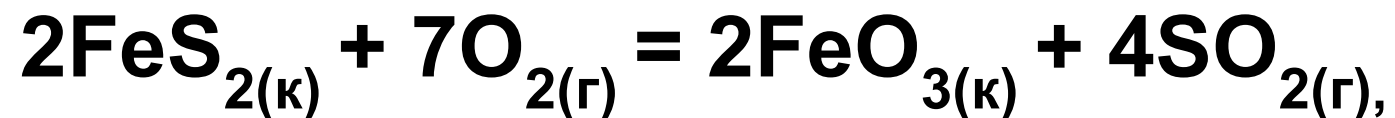
МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

Выход продуктов реакции (количество продуктов)

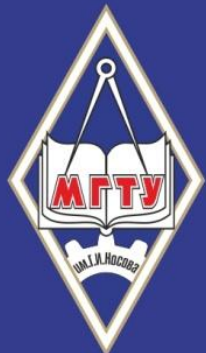
γ_{pr} – увеличивается в том случае, если равновесие сместится вправо

Решение:



Запишем выражение константы равновесия:

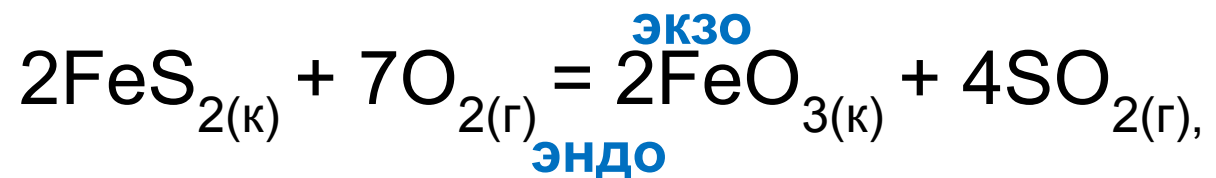
$$K_p = \frac{[\text{SO}_2]^4}{[\text{O}_2]^7}$$



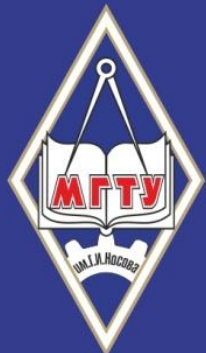
МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

А) Тепловой эффект реакции $\Delta H < 0$.



Следовательно, при уменьшении температуры
равновесие сместиться **вправо**, а $\gamma_{\text{пр}}$ -
увеличится.

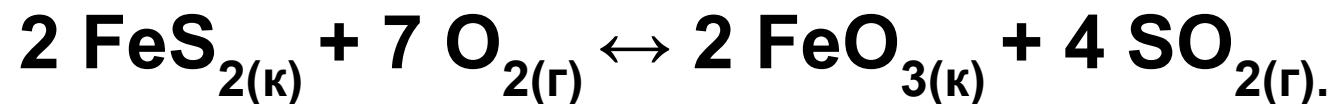


МГТУ

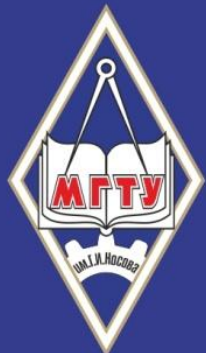
МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

Б) Изменение давления влияет на газообразные вещества.

7 моль газов = 4 моль газов



Следовательно, с увеличением давления равновесие сместиться **вправо**,
_{пр} - увеличится.



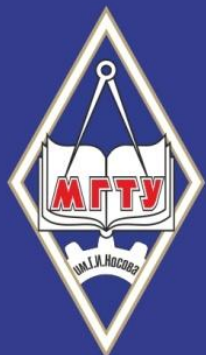
МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

Задача.

Реакция протекает по уравнению **$A+B=2C$** .

Определите равновесные концентрации, если исходные концентрации $A=0,5$ моль/л и $B=0,7$ моль/л, а константа равновесия 50.



МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

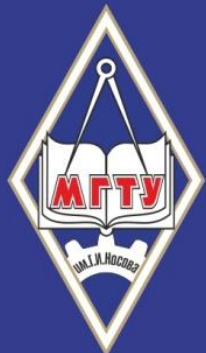
Вещество	Начальная концентрация C° , моль/л	Изменение концентрации ΔC , моль/л		Равновесные концентрации $[C]$, моль/л	
A	0.5	x	-	0,5-x	-
B	0.7	x	-	0,7-x	-
C	0	-	2x	-	2x

$$K_p = \frac{[C]^2}{[A] \cdot [B]}$$

$$K_p = \frac{[C]^2}{[A] \cdot [B]}$$

$$X=0,44$$

$$[A]=0,06 \text{ моль/л}, [B]=0,26 \text{ моль/л}, [C]= 0,88 \text{ моль/л}$$



МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

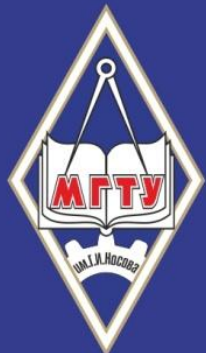
Молекулярность и порядок реакций

Молекулярность реакции - число молекул, одновременно вступающих во взаимодействие.

В элементарном акте реакции могут принимать участие одна, две или три молекулы.

По этому признаку различают:

- мономолекулярные,
- бимолекулярные
- тримолекулярные реакции.

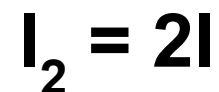


МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

1. мономолекулярная реакция – в элементарном акте участвует **одна** молекула:

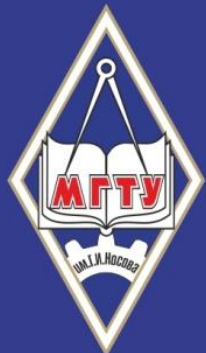
Например, диссоциация молекулярного иода на атомы



Кинетическое уравнение имеет вид:

$$V = k \cdot C$$

$$V = k \cdot C_{\text{I}_2}$$

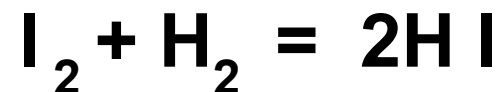


МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

2. бимолекулярные реакции – в элементарном акте участвуют **две** молекулы одного или различного вида.

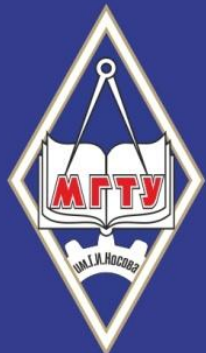
Например:



Кинетическое уравнение имеет вид:

$$V = k \cdot C_1 \cdot C_2$$



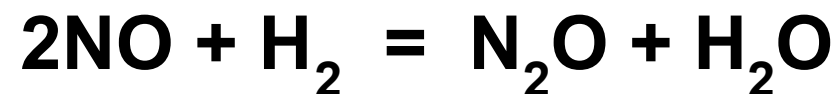


МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

3. тримолекулярные реакции – в элементарном акте участвуют **три** молекулы одного или различных видов.

Например:



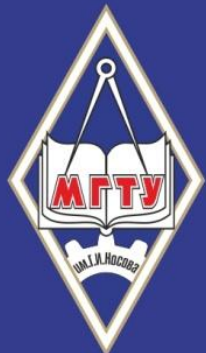
Кинетическое уравнение имеет вид:

$$V = k \cdot C_1 \cdot C_2 \cdot C_3$$

- для конкретного примера:

$$V = k \cdot C_1^2 \cdot C_2$$

$$V = k \cdot C_{\text{NO}}^2 \cdot C_{\text{H}_2}$$

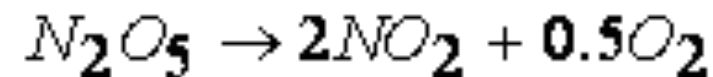


МГТУ

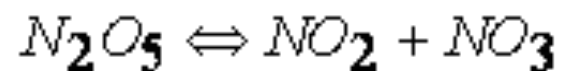
МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

например,

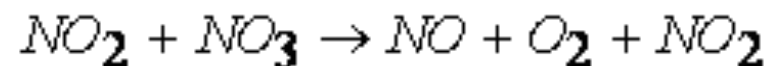
протекает по следующему механизму:



первая стадия



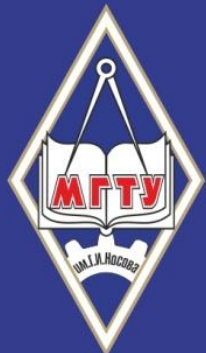
вторая стадия (медленная)



третья стадия



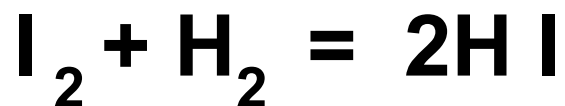
Лимитирующей стадией называют стадию, которая из всех стадий протекает значительно медленнее других. Она определяет скорость всего процесса.



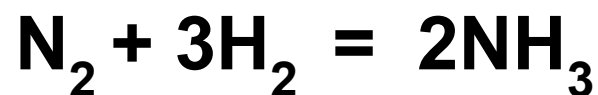
МГТУ
МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

Порядок реакции — это сумма степеней концентраций веществ в кинетическом уравнении.

Для **простых гомогенных реакций**, протекающих в одну стадию, молекулярность и порядок реакции совпадают.

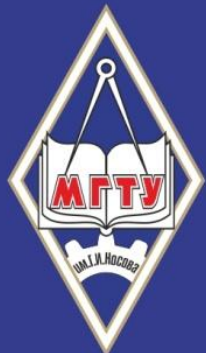


$V = k \cdot C_{\text{H}_2} \cdot C_{\text{I}_2}$ - реакция 2-го порядка



$V = k \cdot C_{\text{N}_2} \cdot C_{\text{H}_2}^3$ - реакция 4-го порядка

Для **сложных реакций**, протекающих в несколько стадий, формальное представление о порядке не связано с истинной молекулярностью реакции.

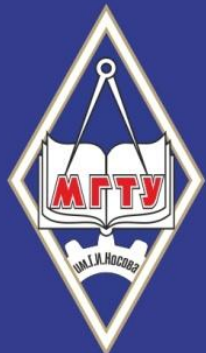


МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

Классификация химических реакций по механизму протекания

- **Простые** реакции протекают в одну стадию и называются **одностадийными (или элементарными)**.
- **Сложные** реакции протекают либо последовательно, либо параллельно, либо последовательно-параллельно, и называются **многостадийными**.



МГТУ

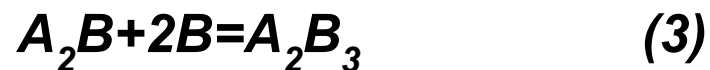
МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

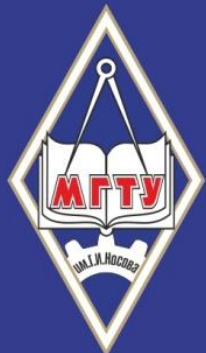
Многостадийные реакции

А) Последовательные реакции - реакции, которые протекают через промежуточные стадии.

Например:

реакция $2A+3B=A_2B_3$ может идти через стадии:





МГТУ

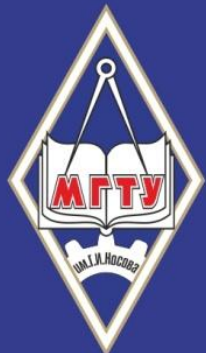
МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

Б) Параллельные реакции - реакции, которые одновременно идут в нескольких направлениях.



Например, термическое разложение хлората калия может одновременно протекать в двух направлениях :





МГТУ

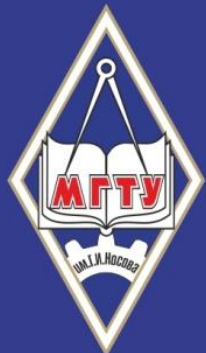
МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

В) Сопряженные реакции – это реакции, в которых с одним и тем же реагентом одновременно взаимодействуют два или более веществ.

Например:



**Эти реакции возможны при
условии $|\Delta G_r(1)| > |\Delta G_r(2)|$**



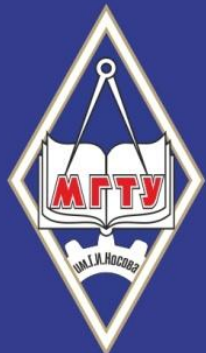
МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

Г) цепные реакции – реакции, которые протекают с участием активных центров – атомов, ионов или радикалов.

Цепной механизм включает стадии:

1. зарождение (инициирование);
2. рост;
3. обрыв цепи.



МГТУ

МАГНИТОГОРСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
ИМ. Г. И. НОСОВА

Д) Колебательные реакции – реакции, которые характеризуются колебаниями концентрации некоторых промежуточных соединений и соответственно скоростей превращения.

Примеры:

- ОВР, реакции сопровождающиеся появлением новой фазы вещества.
- Причина возникновения колебаний концентрации - наличие обратных связей между отдельными стадиями сложной реакции.
- Колебания часто возникают при работе промышленных проточных реакторов. Снижают однородность продукта, приводят к аварийным ситуациям.