

**МЕЖДУНАРОДНЫЙ  
КАЗАХСКО-  
ТУРЕЦКИЙ  
УНИВЕРСИТЕТ ИМ.  
Х.А. ЯСАУИ**



**AHMET YASAVI  
ULUSLARARASI  
TÜRK-KAZAK  
ÜNİVERSİTESİ**

***СРС***

**НА ТЕМУ:**

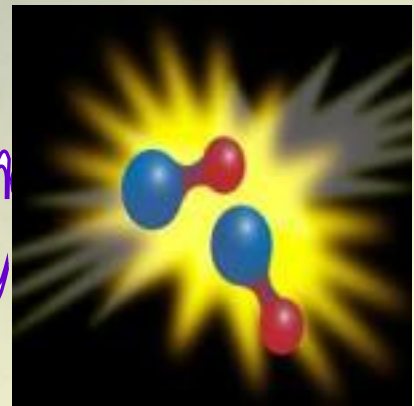
**ВЫПОЛНИЛ: СТУДЕНТ ОМ-134 ГР  
РАЖБАДИНОВ ТЕМИРХАН**

**ПРОВЕРИЛА:**

# Кинетика химических реакций

# Химическое равновесие

## План



1. Классификация химических реакций по кинетическим признакам.
2. Порядок и молекулярность реакции.
3. Роль катализа в жизнедеятельности живых организмов. Ферментативные реакции, значение. Уравнение Михаэлиса-Ментен.
4. Хим. равновесие. Обратимые и необратимые реакции.
5. Химическое равновесие.
6. Константа равновесия и её физический смысл.
7. Принцип Ле Шательё — Брауна
8. Влияние  $t$ ,  $C$  реаг-х в-в и  $P$  на направление и смещение химического равновесия.

Время протекания реакции → скорость реакции →  
кинетика

«kinētikos», что означает «движущийся».

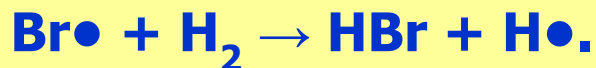
**Кинетика – раздел физической химии, изучающий механизм и скорость протекания реакций**

По количеству участвующих в реакции частиц:

**Мономолекулярные реакции полимеризации либо разложения:**



**Бимолекулярные реакции:**



**Тримолекулярные реакции встречаются очень редко:**



где  $\text{I}\bullet$  - свободный радикал йода – активная частица, имеющая неспаренный электрон.

В химической кинетике взаимодействия классифицируют или по признаку молекулярности реакции, или по признаку порядка реакции.

Молекулярность реакции определяется числом молекул, одновременным взаимодействием которых осуществляется элементарный акт химического превращения. По этому признаку реакции разделяются на

- мономолекулярные
- бимолекулярные
- тримолекулярные.

Одновременное столкновение трех молекул является маловероятным, и тримолекулярные реакции встречаются крайне редко. Реакции же более высокой молекулярности практически не известны. Примером мономолекулярной реакции может служить термическая диссоциация газообразного иода:  $I_2 \rightarrow 2I$ ; бимолекулярной — разложение иодида водорода:

тримолекулярной — взаимодействие оксида азота с водородом:

Порядок реакции определяется зависимостью скорости реакции от концентрации каждого из исходных веществ в условиях постоянства температуры и может быть установлен экспериментально.

# Реакции 0 порядка – скорость не зависит от концентрации:

$$-\frac{dC}{dt} = k_0$$

интегрирование

$$C = -k_0 t + \text{const}$$

$$t = 0, C = C_0 = \text{const}$$

$$C = C_0 - k_0 t \quad \text{Линейная зависимость } C \text{ от } t, k_0 = -\text{tg } \alpha$$

Кинетическое уравнение:

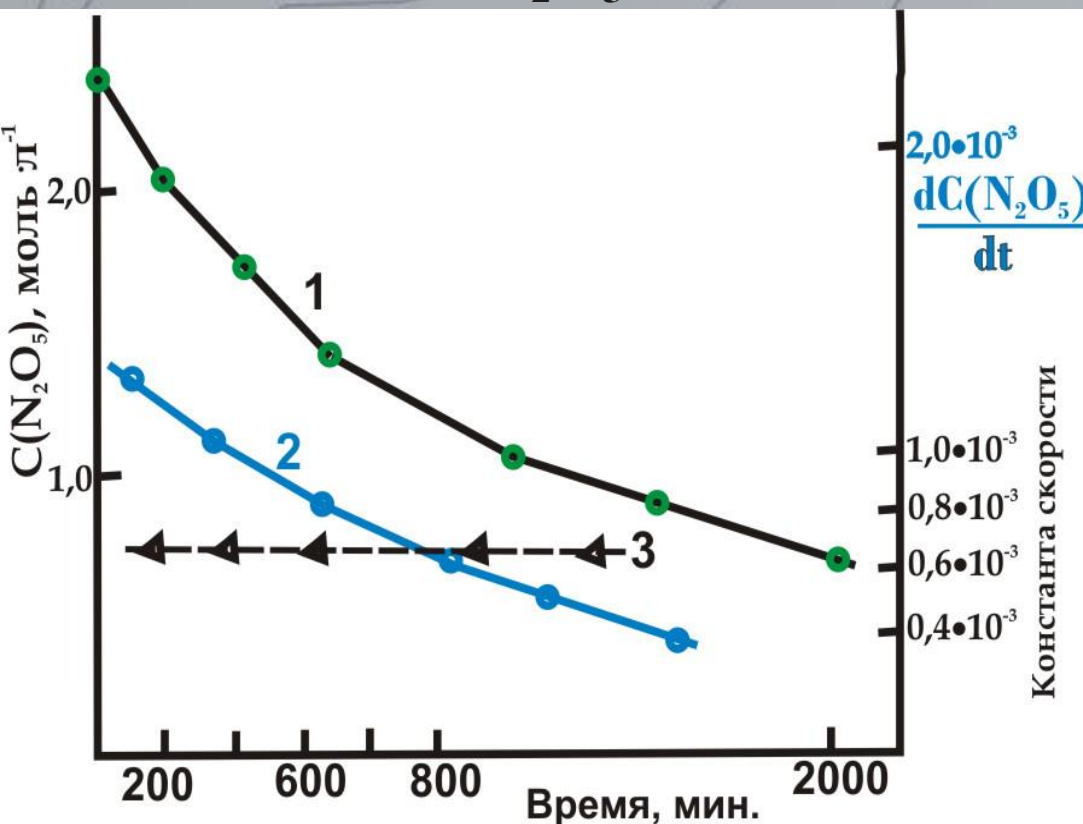
$$k_0 = \frac{1}{t}(C_0 - C)$$

# Кинетика реакций 1 порядка:



Р-р в  $\text{CCl}_4$ ,  $45^\circ\text{C}$

Измеряли полный объем  $\text{O}_2$ , который пересчитали в концентрации  $\text{N}_2\text{O}_5$ .



$$v = kC(\text{N}_2\text{O}_5)$$

$$k = - \frac{1}{C(\text{N}_2\text{O}_5)} \cdot \frac{\Delta C(\text{N}_2\text{O}_5)}{\Delta t}$$

$$k = 6,3 \cdot 10^{-4}$$

Данные, получаемые в эксперименте: время,  $C(\text{N}_2\text{O}_5)$ ;  
расчетные данные:  $\Delta t$ ,  $\Delta C(\text{N}_2\text{O}_5)$ ,  $\Delta C(\text{N}_2\text{O}_5)/\Delta t$ ,  $k$ .

## Реакции 2 порядка:

$$-\frac{dC}{dt} = kC_1C_2$$

$C_1$  и  $C_2$  – концентрации реагентов в момент времени  $t$ .

Если  $C_1 = C_2$ :

$$-dC/dt = kC^2$$

$$\frac{1}{C} = kt + const$$
$$const = \frac{1}{C_0}$$

$$k = \frac{1}{t} \frac{C_0 - C}{C_0 C}$$

Если  $C_{01} \neq C_{02}$ :

$$-\frac{dC}{dt} = kC_1C_2$$

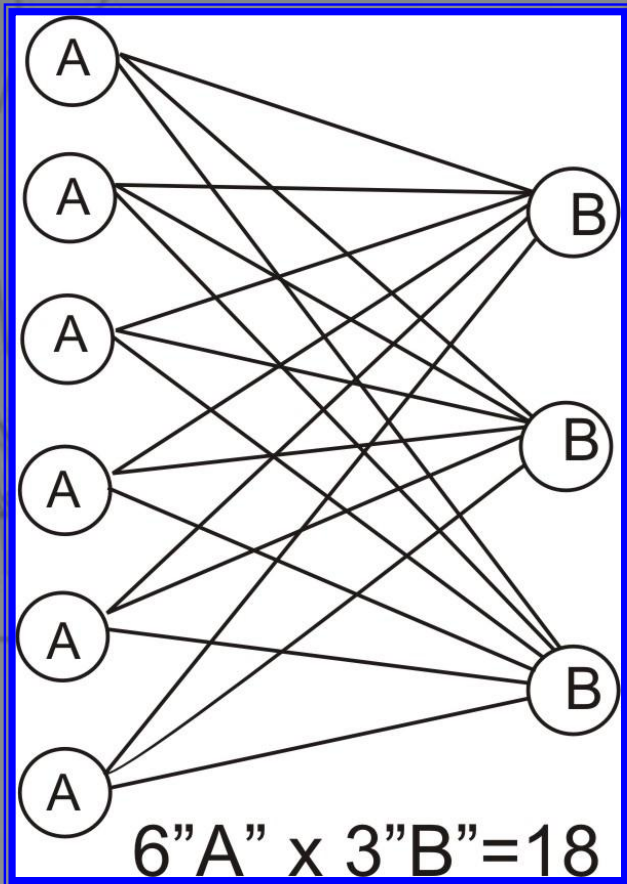
$$k = \frac{1}{t(C_{01} - C_{02})} \ln \frac{C_{02}C_1}{C_{01}C_2}$$

Линейная зависимость  $1/C$  от  $t$ ,  $k$  –  $\text{tg } \alpha$

# ТЕОРИЯ СТОЛКНОВЕНИЙ:

- ЧИСЛО СТОЛКНОВЕНИЙ ЧАСТИЦ (МОЛЕКУЛ, ИОНОВ, РАДИКАЛОВ) В ЕДИНИЦУ ВРЕМЕНИ

- ЧИСЛО ЭФФЕКТИВНЫХ СТОЛКНОВЕНИЙ (ПРИВОДЯТ К ХИМИЧЕСКОМУ ПРЕВРАЩЕНИЮ).



Количество возможных столкновений =  
= произведение количества частиц  $\approx$   
произведение молярных концентраций.

Скорость реакции всегда меньше этого произведения, т.к. не все столкновения являются эффективными;

Константа скорости  $k$  как раз и есть доля эффективных столкновений в данных условиях

простая реакция  $A + B = C$

$$U = k \cdot 18$$



**Основной закон химической кинетики (ОЗХК)** описывает зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ: *скорость химической реакции в каждый момент времени пропорциональна текущим концентрациям реагирующих веществ, возведенным в некоторые степени.*

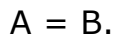
*Константа скорости реакции* зависит только от природы реагирующих веществ и температуры и не зависит от их концентрации, т.е. при постоянной температуре  $k$  остается постоянной величиной в течение всей реакции (в отличие от скорости).

Порядок реакции может быть целым, дробным числом и равным 0.

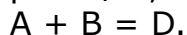
Большинство химических реакций протекают в несколько стадий, называемых *элементарными*. Самая медленная стадия определяет скорость всей реакции и называется *лимитирующей*. Элементарная реакция состоит из большого числа однотипных актов химического превращения.

*Молекулярность реакции* – число молекул, участвующих в элементарном акте химического превращения. Молекулярность реакции – всегда целое положительное число, равное 1, 2 и реже 3.

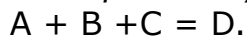
*Мономолекулярные реакции* – элементарные реакции распада и изомеризации, в которых участвует только одна молекула, например,



В *бимолекулярных реакциях* происходит столкновение двух частиц, это самый распространенный тип реакций, например,



В *тримолекулярных реакциях* одновременно сталкиваются три частицы, например,



Вероятность одновременного столкновения четырех и более частиц ничтожно мала.

Для элементарных реакций общий порядок равен молекулярности, а частные порядки – стехиометрическим коэффициентам уравнения реакции. Для сложных реакций порядок и молекулярность могут сильно различаться.

**Гомогенные реакции** – реакции, в которых все реагенты находятся в одном агрегатном состоянии



**Гетерогенные реакции** – реакции, в которых реагирующие вещества находятся в различных агрегатных состояниях:



**Для гомогенных реакций**

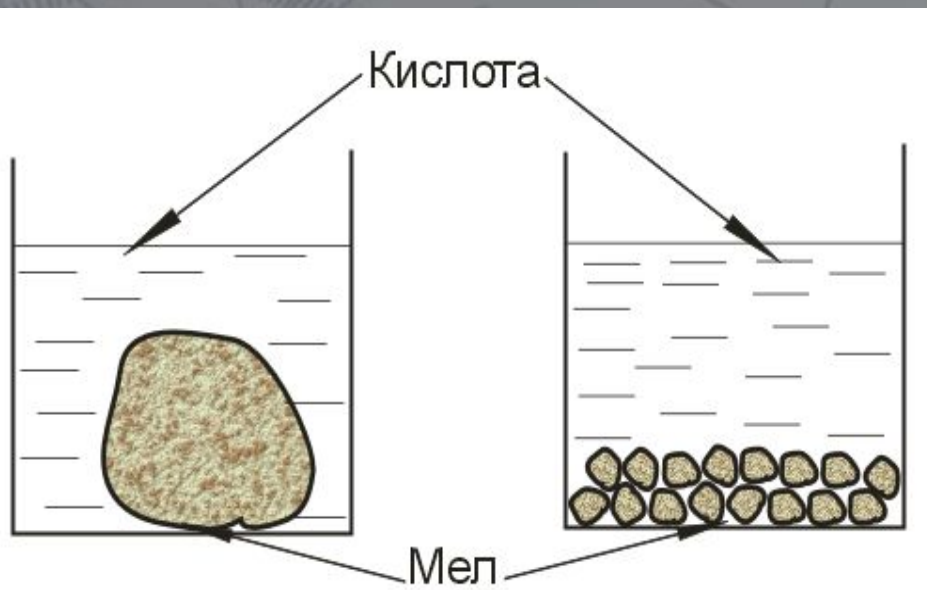
$$v = - \Delta C / \Delta t$$

**ДЛЯ ГЕТЕРОГЕННЫХ:**

$$v = \Delta n / S \Delta t,$$

где  $S$  – площадь поверхности фазы;  $\Delta n$  – количество вещества, вступающего в реакцию на данной поверхности;  $\Delta t$  – промежуток времени, в течение которого происходит взаимодействие.

И чем больше площадь реакционной поверхности, тем выше скорость реакции



Скорость химической реакции определяют экспериментально. По полученным результатам эксперимента строят кинетическую кривую - график изменения концентрации реагирующего вещества (или образующегося продукта) во времени, за которое протекает реакция:

**Средняя скорость за период 3,5 минуты равна**

$$v_{\text{ср}} = \Delta C / \Delta t = \frac{(1 - 0,25)}{3,5}$$

$$= 0,0036 \text{ моль}/(\text{л} \cdot \text{с})$$

**Истинная скорость (мгновенная):**

$$\lim(\Delta C / \Delta t) \text{ при } \Delta t \rightarrow 0$$

$$dC / dt = \text{tg } \alpha = 0,25 / 3,5$$

$$= 0,0012 \text{ моль}/(\text{л} \cdot \text{с})$$

# Концентрация реагентов влияет на скорость реакции:

Для реакции:  $A + 2B = 3C$

$$v = -\frac{dC(A)}{dt} = -\frac{1}{2} \frac{dC(B)}{dt} = \frac{1}{3} \frac{dC(C)}{dt}$$

Для реакции:  $H_2 + I_2 = 2HI$

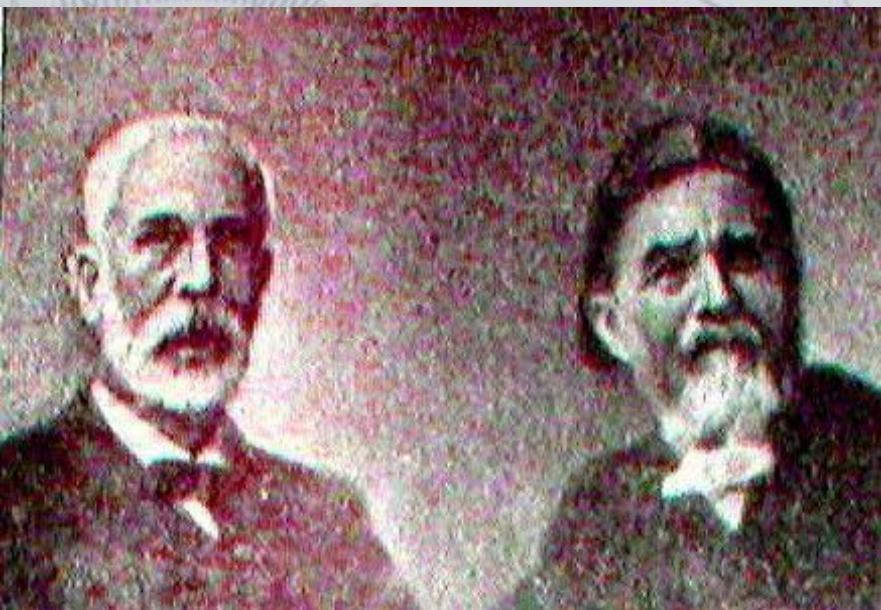
$$v = \frac{dC(HI)}{dt} = -2 \frac{dC(H_2)}{dt} = -2 \frac{dC(I_2)}{dt}$$

## Факторы, влияющие на скорость реакции:

- концентрация реагентов,
- температура,
- физическое состояние реагентов,
- наличие катализаторов.

Зависимость скорости реакции от концентраций реагирующих веществ выражается законом действующих масс (ЗДМ)

В 1864 – 1867 годах норвежские ученые Като Максимилиан Гульдберг и Петер Ваге для расчета скорости химической реакции предложили *закон действующих масс*, который был установлен экспериментальным путем для многих реакций.



# Роль ферментов в жизнедеятельности организма



# Функции ферментов

Ферменты выступают в роли катализаторов практически во всех биохимических реакциях, протекающих в живых организмах — ими катализируется около 4000 биореакций. Ферменты играют важнейшую роль во всех процессах жизнедеятельности, направляя и регулируя обмен веществ организма.

**Уравнение Михаэлиса — Ментен** — основное уравнение ферментативной кинетики, описывает зависимость скорости реакции, катализируемой ферментом, от концентрации субстрата. Уравнение названо в честь физикохимиков Леонора Михаэлиса и Мод Леоноры Ментен, опубликовавших в 1913 году статью, в которой они провели математический анализ ферментативной кинетики

Простейшая кинетическая схема, для которой справедливо уравнение Михаэлиса:

Уравнение имеет вид: 
$$V = \frac{V_{\max} [S]}{K_m + [S]}$$

,где

$V_m$  — максимальная скорость реакции, равная ;  
 $K_M$  — константа Михаэлиса. По определению  $K_M = \frac{k_{-1} + k_2}{k_1}$ , где  $k_{-1}$  есть константа скорости реакции распада фермент-субстратного комплекса на фермент и исходный субстрат,  $k_2$  есть константа скорости реакции образования фермент-субстратного комплекса и  $k_{-2}$  есть константа скорости реакции распада фермент-субстратного комплекса на фермент и продукт (см. ниже вывод уравнения для скорости реакции). Константа Михаэлиса численно равна концентрации субстрата, при которой скорость реакции составляет половину от максимальной;

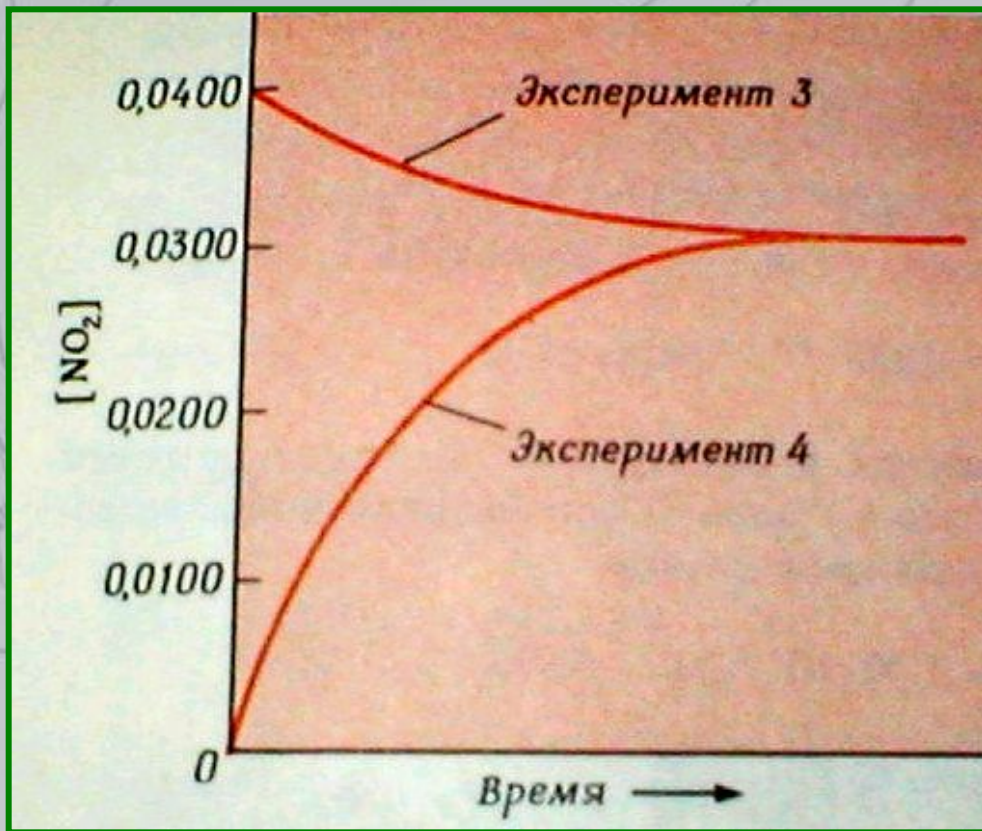
$S$  — концентрация субстрата.



□ **Химическое равновесие** — состояние химической — состояние химической системы, в котором протекает одна или несколько химических реакций — состояние химической системы, в котором протекает одна или несколько химических реакций, причём скорости — состояние химической системы, в котором протекает одна или несколько химических реакций, причём скорости в каждой паре прямой-обратной реакции равны между собой. Для системы, находящейся в химическом равновесии, концентрации — состояние химической системы, в котором протекает одна или несколько химических

# ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ – СКОРОСТЬ ПРЯМОЙ РЕАКЦИИ РАВНА СКОРОСТИ ОБРАТНОЙ

➔ Только для обратимых реакций!!!!



$$v_1 = k_1 [N_2O_4],$$
$$v_2 = k_2 [NO_2]^2.$$

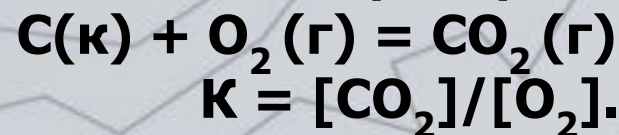
в равновесии

$$v_1 = v_2 = k_1 [N_2O_4] = k_2 [NO_2]^2$$

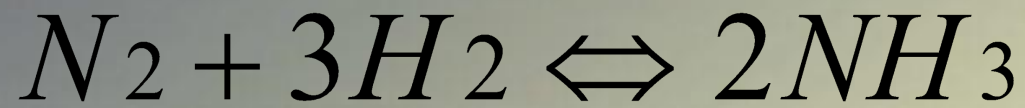
Константа равновесия

$$K = k_2 / k_1 = [NO_2]^2 / [N_2O_4].$$

**Важное замечание!** В выражении константы равновесия гетерогенных реакций концентрация конденсированной фазы не включается! Пример:



Зависимость скоростей реакции разложения  $N_2O_4 = 2 NO_2$  от времени. (бесцветный ↔ бурый газы)



## Давление P

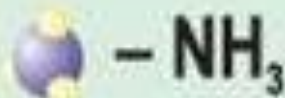
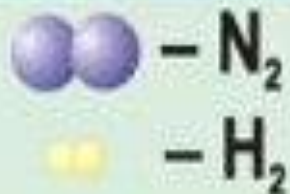


Увеличение давления



Уменьшение давления

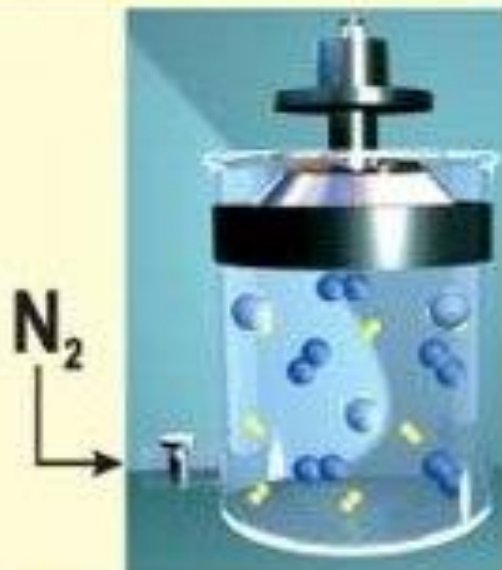
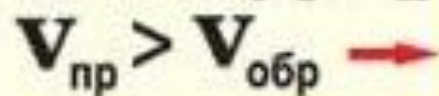
Повышение давления (P) смещает равновесие в сторону процесса, протекающего с уменьшением объема и числа молекул



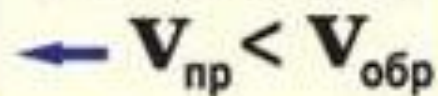
## Концентрация С



Увеличение  $[\text{N}_2 \text{ и } \text{H}_2]$



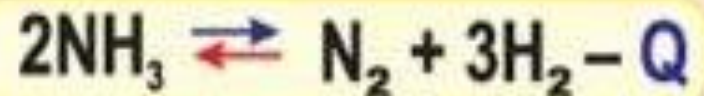
Увеличение  $[\text{NH}_3]$



## Температура T



$+Q$  — экзотермический процесс



$-Q$  — эндотермический процесс

При повышении температуры равновесие смещается в сторону эндотермического процесса

**Катализатор (по определению В. Оствальда 1905г.) – вещество, которое изменяет скорость химической реакции, не изменяя ее суммарного энергетического баланса, при этом само не подвергается химическому превращению в данном процессе. Катализ – это процесс.**

**некаталитическая  
реакция**



**каталитическая  
реакция**

Энергетическая кривая (профиль) каталитической (с активатором) и некаталитической реакции

**Катализ:**

**положительный:  $E_a$  уменьшается, скорость увеличивается**

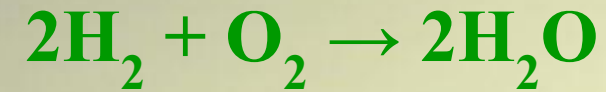
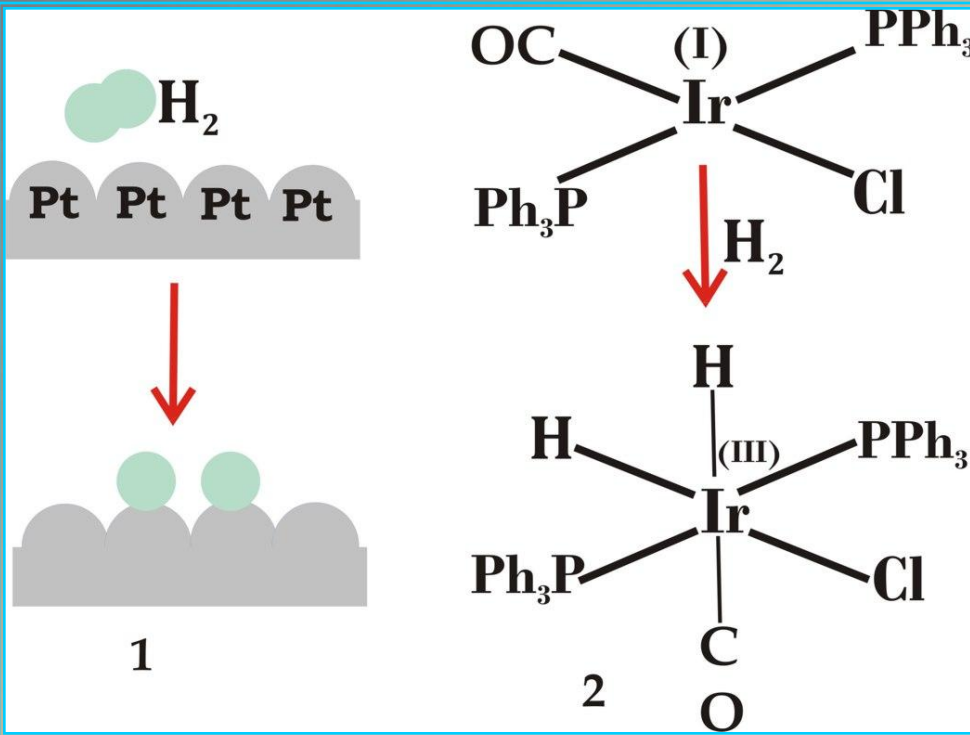
**отрицательный (ингибирование):  $E_a$  увеличивается, скорость уменьшается**

Катализатор ускоряет и прямую и обратную реакции.

Катализатор не влияет на условия Р/В, а только на скорость его достижения!!!

гомофазный (гомогенный)  
(гетерогенный)

гетерофазный

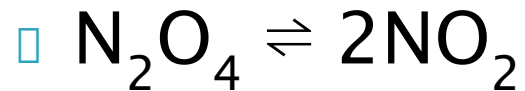


Kat = Pt

$\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}$  – очень активны

# Обратимые и необратимые реакции

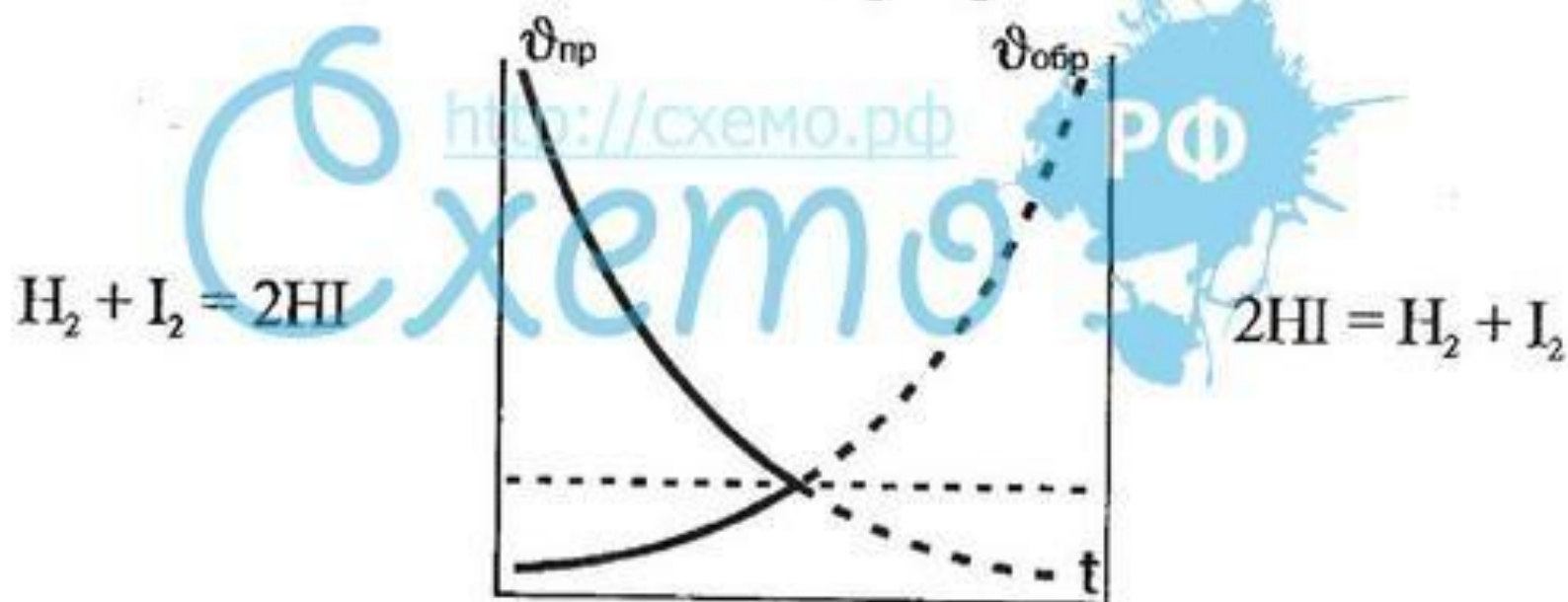
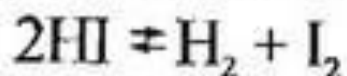
▣ **Обратимые реакции** — химические реакции, протекающие одновременно в двух противоположных направлениях (прямом и обратном), протекает до конца например:





## ОБРАТИМЫЕ РЕАКЦИИ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Реакции, протекающие одновременно в двух противоположных направлениях, называются **обратимыми**.



Состояние системы, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции, называют **химическим равновесием**.

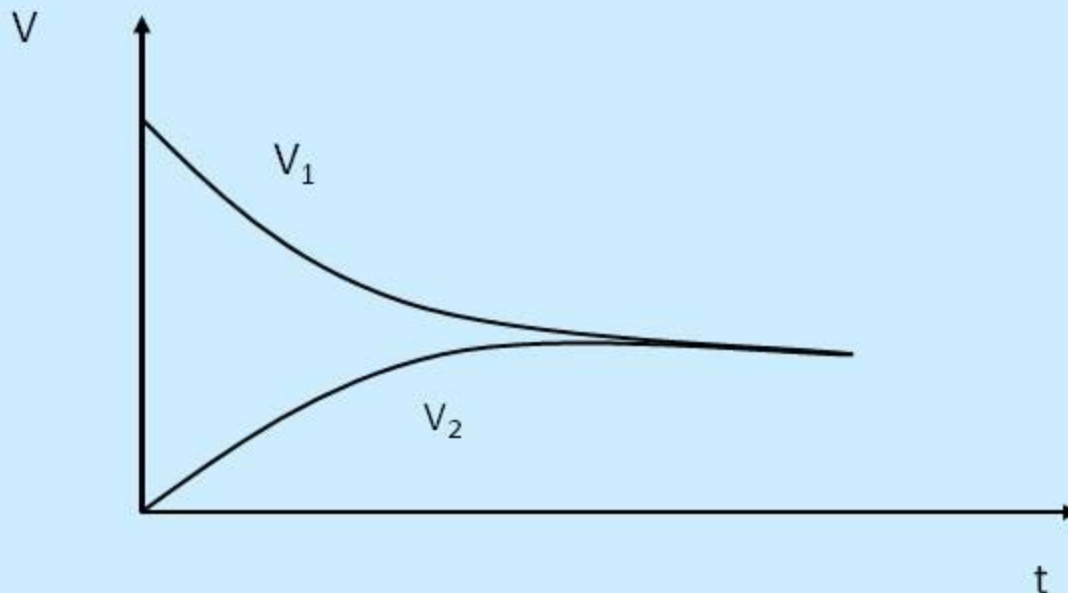
Химическое равновесие — подвижное (динамическое).

# Химическое равновесие. Обратимость химических реакций

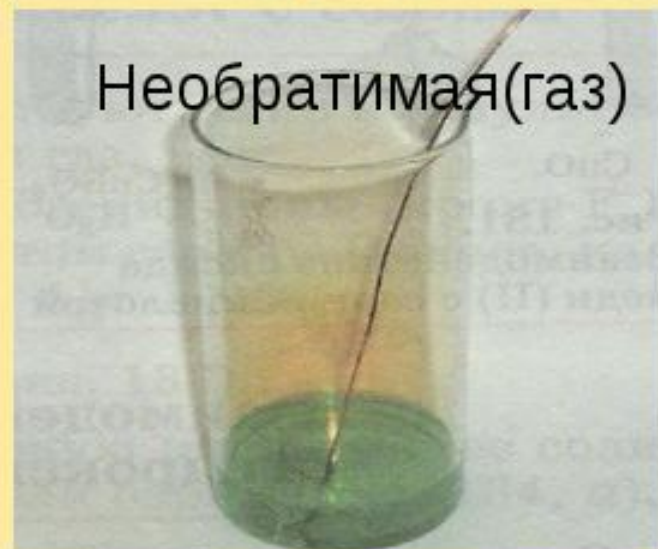
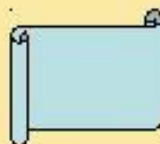
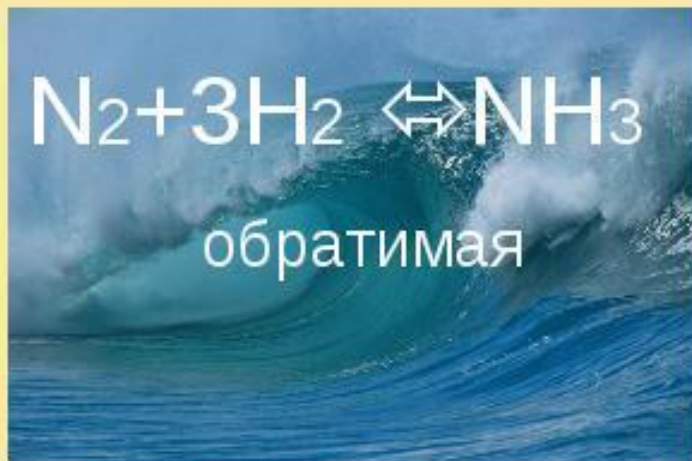
1. Необратимые реакции – одно из реагирующих веществ расходуется полностью.



2. Обратимые реакции – ни одно из реагирующих веществ не расходуется полностью. Реакция протекает одновременно в прямом и обратном направлении.



# Обратимые и необратимые реакции



- **Константа равновесия** — величина, определяющая для данной химической реакции — величина, определяющая для данной химической реакции соотношение между термодинамическими активностями — величина, определяющая для данной химической реакции соотношение между термодинамическими активностями (либо, в зависимости от условий протекания реакции, парциальными давлениями — величина, определяющая для данной химической реакции соотношение между термодинамическими активностями (либо, в зависимости от условий протекания реакции, парциальными давлениями, концентрациями — величина, определяющая для данной химической реакции соотношение между термодинамическими активностями (либо, в зависимости от условий протекания реакции, парциальными

- Для реакции в смеси идеальных газов константа равновесия может быть выражена через равновесные парциальные давления компонентов  $p_i$  по формуле 
$$K_p = \prod p_i^{\nu_i}$$
- где  $\nu_i$  — стехиометрический коэффициент (для исходных веществ принимается отрицательным, для продуктов — положительным).  $K_p$  не зависит от общего давления, от исходных количеств веществ или от того, какие участники реакции были взяты в качестве исходных, но зависит от температуры.

# Для прогнозирования направления смещения равновесия реакций используется принцип Ле Шателье:

*Изменение любого фактора, могущего влиять на состояние химического равновесия, вызывает в системе реакцию, стремящуюся противодействовать производимому изменению: 1) Повышение температуры вызывает реакцию, стремящуюся понизить ее;*

*2) повышение давления вызывает реакцию, сопровождающуюся уменьшением давления;*

*3) увеличение концентрации веществ вызывает реакцию, стремящуюся уменьшить ее. Катализаторы не влияют на смещение химического равновесия*

# Литература:

- ▣ **Ленский А.С.**  
**«Введение в бионеорганическую и биофизическую химию»**
- ▣ *Кемпбел Дж.* Современная общая химия. В трех томах. — М.: Мир, 1975.
- ▣ *Хомченко И. Г.* Общая химия. — 2-е изд. — М.: Новая волна, 2010
- ▣ *Хаускрофт К., Констебл Э.* Современный курс общей химии. В 2-х томах. — М.: Мир, 2009.
- ▣ **wikipedia.org**

An aerial photograph of London, England, taken during the "golden hour" of sunset. The River Thames flows through the center of the frame. On the left bank, the Elizabeth Tower (Big Ben) stands prominently, its clock face illuminated. In the foreground, the intricate Gothic architecture of the Palace of Westminster is visible. On the right bank, the London Eye, a massive Ferris wheel, is a focal point. The city skyline extends into the distance under a sky filled with soft, golden light and scattered clouds. The text "Thank you for attention!" is overlaid in a blue, italicized font across the middle of the image.

*Thank you for attention!*