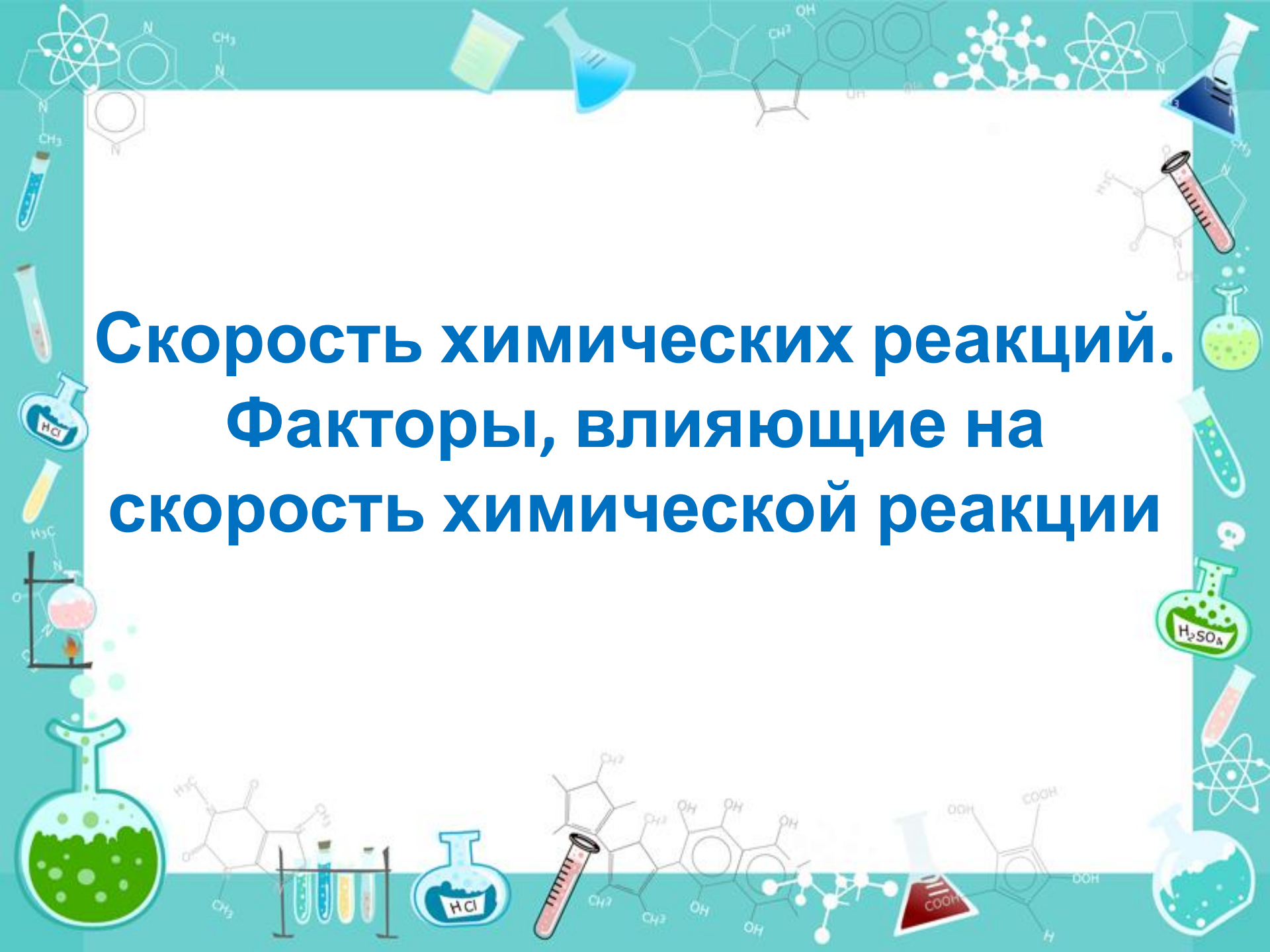


Скорость химических реакций. Факторы, влияющие на скорость химической реакции



План:

1. Скорость химической реакции
2. Гетерогенные и гомогенные реакции
3. Зависимость скорости реакции от различных факторов

Скорость химической реакции

Обозначается V

определяется изменением
концентрации одного из реагирующих
веществ или одного из продуктов
реакции в единицу времени

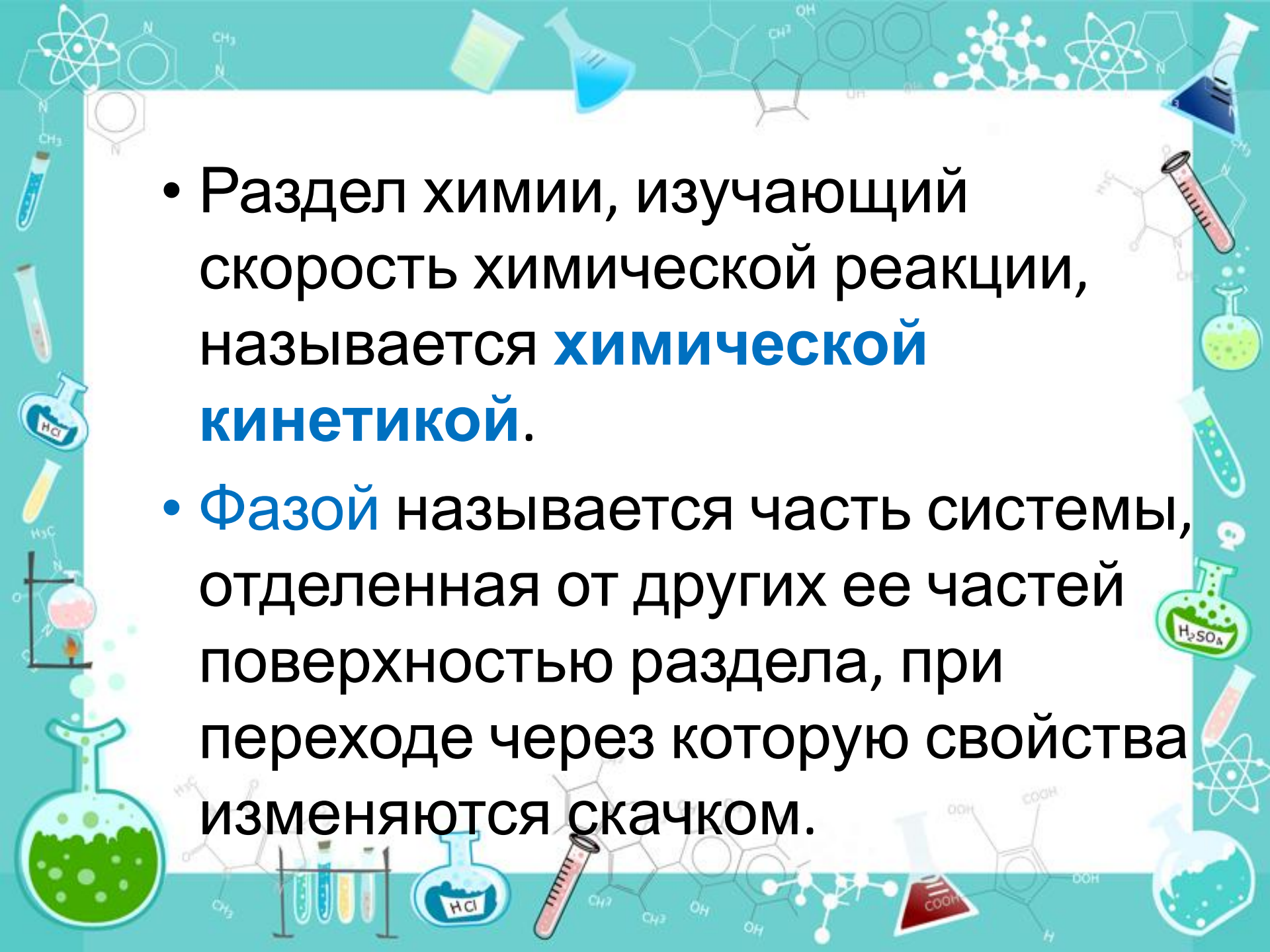
$$v = \pm \Delta c / \Delta t$$

$$\Delta C = c_2 - c_1$$

$$\Delta t = t_2 - t_1$$

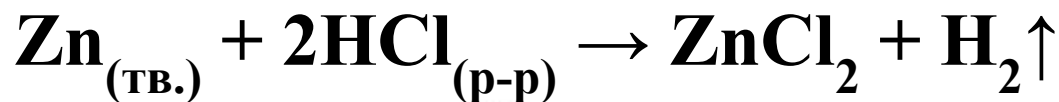
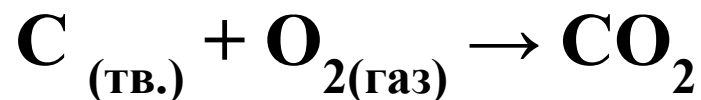
1 моль/л·с

1 кмоль/м³·мин

- 
- The slide features a decorative border with various chemistry-related icons. At the top, there are molecular structures, a beaker with green liquid, a flask with blue liquid, and a test tube with red liquid. On the left side, there's a test tube with blue liquid, a flask with HCl, a test tube with yellow liquid, a flask with pink liquid, and a large flask with green liquid. On the right side, there's a test tube with red liquid, a flask with green liquid and H2SO4, a test tube with red liquid, and a flask with blue liquid. At the bottom, there are molecular structures, a test tube with red liquid, a flask with HCl, a test tube with red liquid, a flask with red liquid, and a flask with blue liquid.
- Раздел химии, изучающий скорость химической реакции, называется **химической кинетикой**.
 - **Фазой** называется часть системы, отделенная от других ее частей поверхностью раздела, при переходе через которую свойства изменяются скачком.

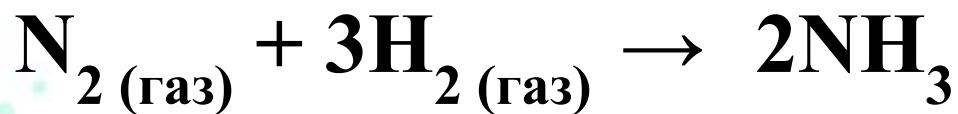
Гетерогенные реакции

- Это реакции идущие между веществами в неоднородной среде. Например, на поверхности соприкосновения твердого вещества и жидкости, газа и жидкости и т.д.



Гомогенные реакции

- Это реакции протекающие в однородной среде (нет поверхности раздела реагирующих веществ). Например в смеси газов или в растворах.



Скорость реакции определяется изменением количества вещества в единицу времени.

В единице V (для
гомогенной)

$$v_{\text{гомоген}} = \frac{\Delta n}{\Delta t \cdot V} \left[\frac{\text{моль}}{\text{с} \cdot \text{л}} \right]$$

На единице поверхности
соприкосновения веществ S (для
гетерогенной)

$$v_{\text{гетероген}} = \frac{\Delta n}{\Delta t \cdot S} \left[\frac{\text{моль}}{\text{мин} \cdot \text{см}^2} \right]$$

$\frac{\Delta n}{V} = -\Delta C$ - изменение
молярной
концентрации; $v = \frac{\Delta C}{\Delta t}$

$$\Delta C = C_2 - C_1$$

Δn - изменение количества
вещества (моль);
 Δt - интервал времени (с, мин)
 $\Delta t = t_2 - t_1$

Факторы, влияющие на скорость химической реакции

- природа реагирующих веществ;
- концентрация реагирующих веществ
- поверхность соприкосновения реагирующих веществ (в гетерогенных реакциях).
- температура;
- действие катализаторов.

1. Природа реагирующих веществ.

- Под природой реагирующих веществ понимают их состав, строение, взаимное влияние атомов в неорганических и органических веществах.

Изучаемый фактор

Природа
реагирующих
веществ

Используемые вещества

HCl

+Zn

V_1

$>$

CH₃COOH

укс. кислота

+Zn

V_2

Вывод

Чем активнее
вещество,
вступающее в
реакцию, тем
быстрее идет
эта реакция.

2. Концентрации реагирующих веществ.

- На основе большого экспериментального материала в 1867 г. норвежские учёные К. Гульдберг, и П Вааге и независимо от них в 1865 г. русский учёный Н.И. Бекетов сформулировали основной закон химической кинетики, устанавливающий зависимость скорости реакции от концентраций реагирующих веществ.

Концентрация:

С повышением концентрации реагирующих веществ увеличивается скорость реакции.

Закон действующих масс.

$$V = k C_A^a C_B^b$$

Скорость химической реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях равных их коэффициентам в уравнении реакции.



- **Гульдберг** (1836-1902). Норвежский физикохимик.
- **П. Вааге** (1833-1900). Норвежский ученый.

Изучаемый фактор

Используемые вещества

Вывод

Концентрация реагирующих веществ

HCl 10%
+Zn

V_1

<

HCl 20%
+Zn

V_2

Чем больше концентрация реагирующих веществ, тем выше скорость химической реакции.

Реакции между ионами протекают мгновенно

Математическое выражение закона действующих масс.

По закону действующих масс скорость реакции, уравнение которой $A+B=C$ может быть вычислена по формуле:

$$v_1 = k_1 C_A C_B,$$

а скорость реакции, уравнение которой $A+2B=D$, может быть вычислена по формуле:

$$v_2 = k_2 C_A C_B.$$

В этих формулах: C_A и C_B – концентрации веществ A и B (моль/л), k_1 и k_2 – коэффициенты пропорциональности, называемые *константами скоростей реакции*.

Эти формулы также называют *кинетическими уравнениями*.

3. Поверхность соприкосновения реагирующих веществ.

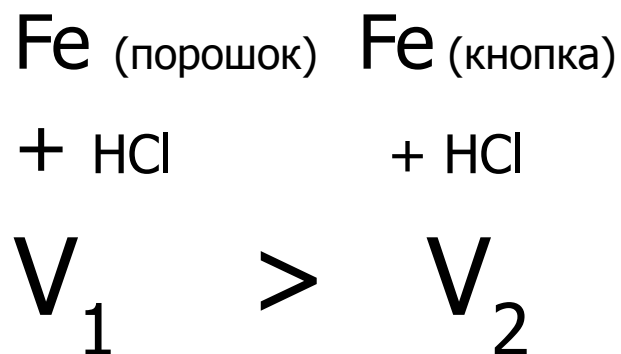
- **Скорость реакции увеличивается благодаря:**
 - **увеличению площади** поверхности соприкосновения реагентов (измельчение);
 - **повышению реакционной способности** частиц на поверхности образующихся при измельчении микрокристаллов;
 - **непрерывному подводу реагентов** и хорошему отводу продуктов с поверхности, где идёт реакция.
- Фактор связан с гетерогенными реакциями, которые протекают на поверхности соприкосновения реагирующих веществ: газ - твердое вещество, газ - жидкость, жидкость - твердое вещество, жидкость - другая жидкость, твердое вещество - другое твердое вещество, при условии, что они **не растворимы друг в друге**.

Изучаемый фактор

Используемые вещества

Вывод

Площадь
соприкоснове
ния
реагирующих
веществ



Чем больше
площадь
соприкоснове
ния
реагирующих
веществ, тем
выше скорость
химической
реакции.

4. Температура

Правило Вант-Гоффа: при повышении температуры на каждые 10^0C скорость химической реакции увеличивается в 2 – 4 раза

$$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

v_1 и v_2 – скорости реакции при температурах T_1 и T_2 соответственно

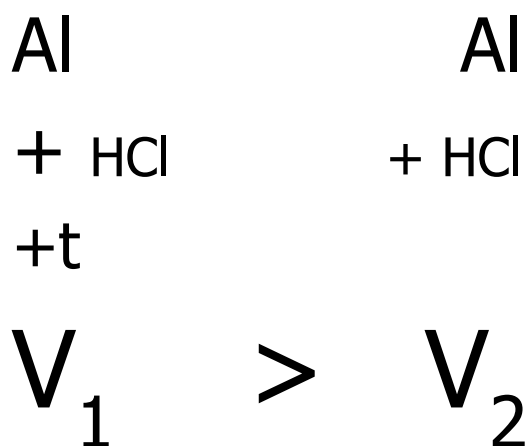
γ – температурный коэффициент (2 - 4), показывает во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры на 10^0C

**Изучаемый
фактор**

**Используемые
вещества**

Вывод

Температура



При нагревании
скорость
химической
реакции
повышается.

Зависимость скорости реакции от температуры

уравнение Аррениуса:

$$k = A * e^{-E_{\text{акт}}/RT}$$

где A - постоянная, отражающая число столкновений между молекулами в секунду, в единице объема;

e – основание натурального логарифма, $e=2,728$;

E_a - энергия активации, (кДж/моль),

T – абсолютная температура (К);

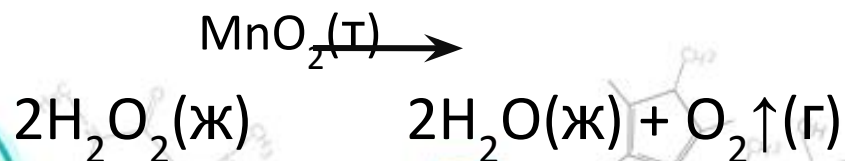
R – универсальная газовая постоянная ($R=8,314$).

5. Действие катализатора

- Можно изменить скорость реакции, используя специальные вещества, которые изменяют механизм реакции и направляют ее по энергетически более выгодному пути с меньшей энергией активации.
- **Катализаторы** – это вещества, участвующие в химической реакции и увеличивающие ее скорость, но по окончании реакции остающиеся неизменными качественно и количественно.
- **Ингибиторы** – вещества, замедляющие химические реакции.
- Изменение скорости химической реакции или ее направления с помощью катализатора называют **катализом**.

Различают два вида катализа:

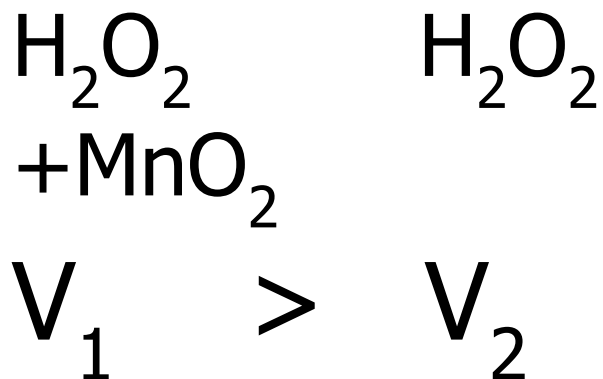
- **Гомогенный катализ**, при котором и катализатор, и реагирующие вещества находятся в одном агрегатном состоянии (фазе).
 - Например, ферментативно-каталитические реакции в клетках организма проходят в водном растворе.
- **Гетерогенный катализ**, при котором катализатор и реагирующие вещества находятся в разных фазах.
 - Например, разложение пероксида водорода в присутствии твердого катализатора оксида марганца(IV):



Изучаемый фактор

Присутствие некоторых веществ

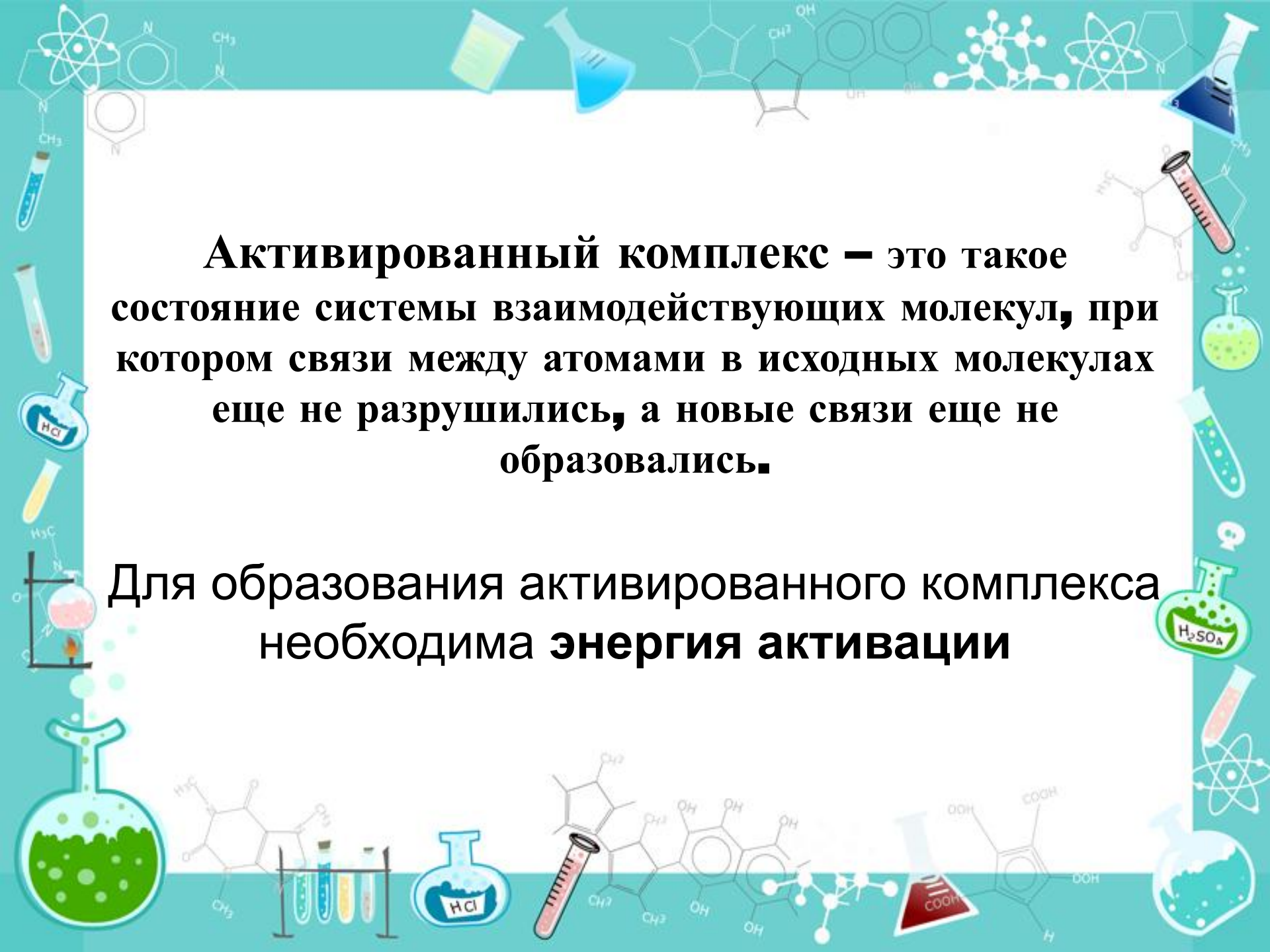
Используемые вещества



Вывод

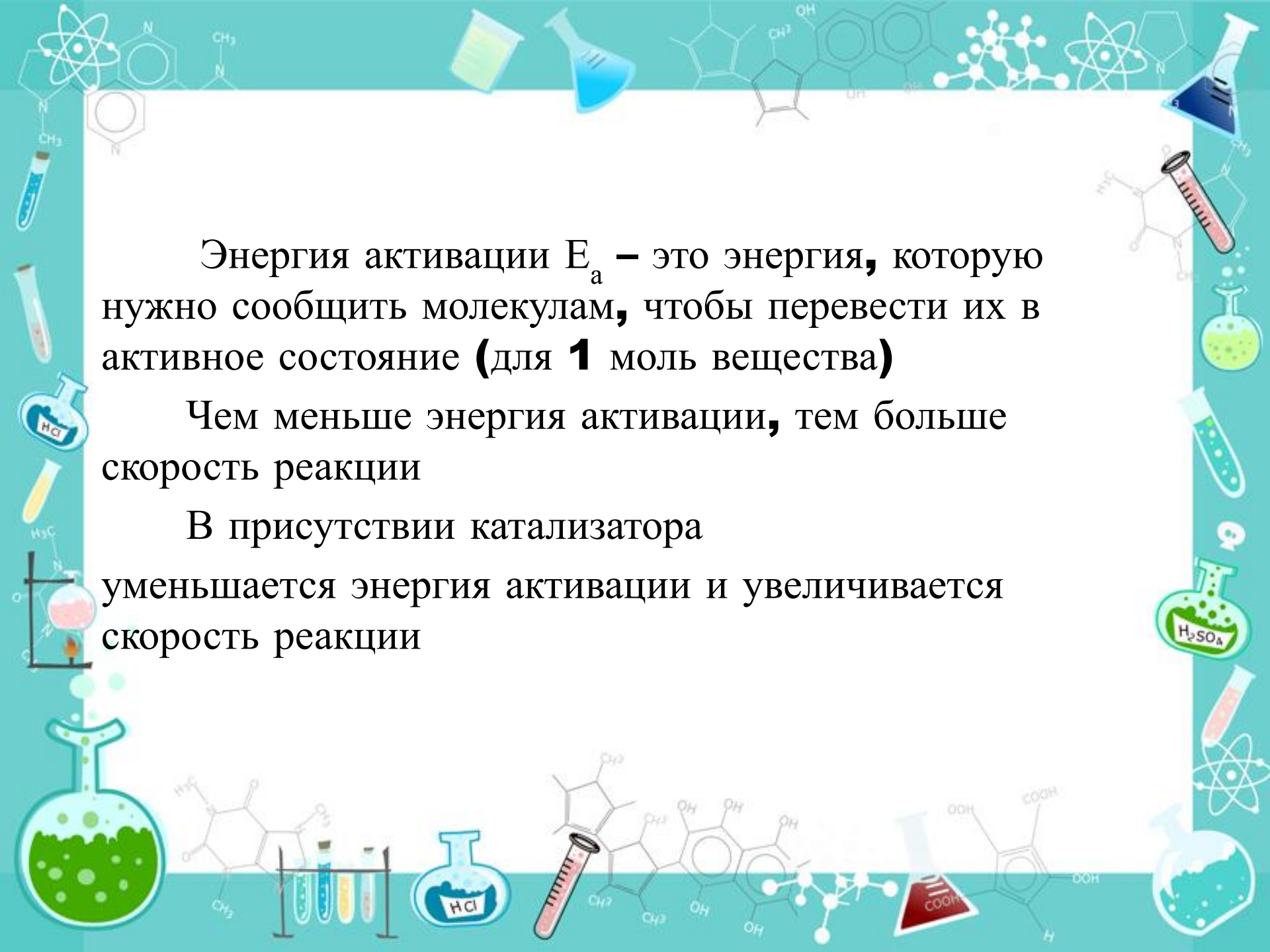
Катализаторы – вещества, ускоряющие скорость химической реакции.

Ингибиторы – уменьшают скорость реакции.

The slide features a teal border decorated with various chemistry-related icons. At the top, there are molecular structures including a benzene ring, a pyridine ring, and a complex polycyclic aromatic hydrocarbon. Below these are icons of a beaker with yellow liquid, an Erlenmeyer flask with blue liquid, and a ball-and-stick molecular model. On the right side, there is a flask with blue liquid, a test tube with red liquid, a flask with green liquid, and a test tube with blue liquid. At the bottom, there is a large flask with green liquid, a test tube rack with four test tubes (blue, yellow, orange, and red), a flask with blue liquid labeled 'HCl', a test tube with red liquid, a ball-and-stick molecular model, a flask with red liquid labeled 'COOH', and a flask with blue liquid. The central text is in a bold, black, sans-serif font.

Активированный комплекс — это такое состояние системы взаимодействующих молекул, при котором связи между атомами в исходных молекулах еще не разрушились, а новые связи еще не образовались.

Для образования активированного комплекса необходима **энергия активации**

The slide features a teal border decorated with various chemistry-related icons. These include molecular structures like benzene rings, pyridine, and amino acids; laboratory glassware such as beakers, flasks, and test tubes containing colored liquids; and symbols like the atomic symbol for nitrogen (N) and chemical formulas like HCl and H2SO4. The central text is presented in a clean, black font on a white background.

Энергия активации E_a – это энергия, которую нужно сообщить молекулам, чтобы перевести их в активное состояние (для **1** моль вещества)

Чем меньше энергия активации, тем больше скорость реакции

В присутствии катализатора уменьшается энергия активации и увеличивается скорость реакции

Выводы по теме:

«Скорость химических реакций»

- Химические реакции протекают с различными скоростями. Величина скорости реакции зависит от объёма в гомогенной системе и от площади соприкосновения реагентов – в гетерогенной.
- На пути всех частиц, вступающих в химическую реакцию, имеется энергетический барьер, равный энергии активации E_a .
- Скорость реакции зависит от факторов:
 - природа реагирующих веществ;
 - температура;
 - концентрация реагирующих веществ;
 - действие катализаторов;
 - поверхность соприкосновения реагирующих веществ (в гетерогенных реакциях)

- Среди всех известных реакций различают реакции **обратимые** и **необратимые**.



Обратимые и необратимые реакции.

- Обратимые химические реакции – это реакции, одновременно протекающие в прямом и обратном направлениях в одних и тех же условиях.
- Например:
$$\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$$
$$\text{CaCO}_3 \leftrightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$$
- Необратимые химические реакции – это реакции, протекающие в одном направлении до полного превращения реагирующих веществ в продукты реакции.
- Например :
$$\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{NaCl}$$

Признаки необратимости.

- $\text{CuCl}_2 + 2\text{KOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{KOH}$ – выпал осадок
- $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ – образовался слабый электролит, который разлагается на воду и углекислый газ.
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ – образовалась вода – очень слабый электролит.

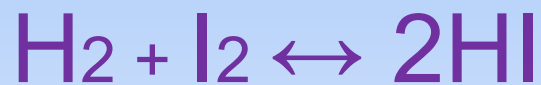
**Состояние системы, при котором
скорость прямой реакции равна
скорости обратной реакции,
называют химическим
равновесием.**

$$U_{\text{пр}} = U_{\text{обр}}$$

Состояние химического
равновесия сохраняется до тех
пор, пока остаются неизменными
условия реакции: **концентрация,
температура и давление.**



Химическое равновесие.



- Вернемся к обратимой реакции водорода с парами йода. В соответствии с законом действующих масс кинетическое уравнение прямой реакции имеет вид:

$$V_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} [\text{H}_2] [\text{I}_2]$$

С течением времени скорость прямой реакции уменьшается, т.к. исходные вещества расходуются. В то же время с накоплением в системе йодоводорода увеличивается скорость реакции его разложения:

$$V_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} [\text{HI}]^2$$

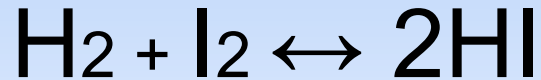
В любой обратимой реакции рано или поздно наступит такой момент, когда скорости прямого и обратного процессов становятся равными.

Состояние обратимого процесса, при котором скорости прямой и обратной реакций равны, называют химическим равновесием.

$$V_{\text{пр}} = V_{\text{обр}}$$

$$k_{\text{пр}} [\text{H}_2] [\text{I}_2] = k_{\text{обр}} [\text{HI}]^2$$

Константа химического равновесия.

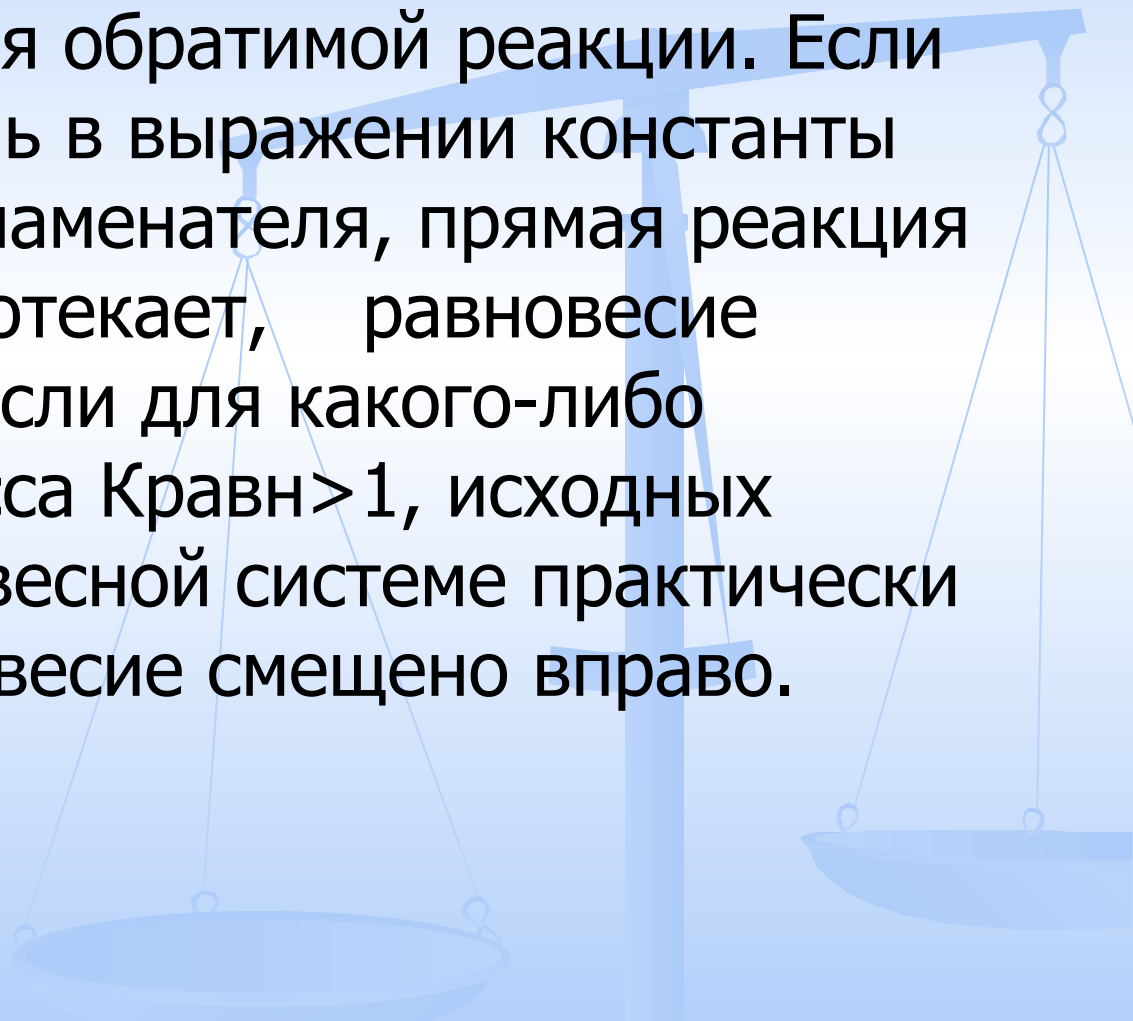


- Состояние химического равновесия характеризуется особой величиной – константой равновесия. Для нашего примера константа равновесия имеет вид:

$$K_{\text{равн}} = k_{\text{пр}} / k_{\text{обр}} = [\text{HI}]^2 / [\text{H}_2] [\text{I}_2]$$

- Константа равновесия k равна отношению констант скоростей прямой и обратной реакции, или отношению произведению равновесных концентраций продуктов и реагентов, возведенных в степени, равные коэффициентам в уравнении реакции. Величина константы равновесия определяется природой реагирующих веществ, и зависит от температуры.

- Величина константы равновесия характеризует полноту протекания обратимой реакции. Если $K_{равн} < 1$, числитель в выражении константы намного меньше знаменателя, прямая реакция практически не протекает, равновесие смещено влево. Если для какого-либо обратимого процесса $K_{равн} > 1$, исходных реагентов в равновесной системе практически не остается, равновесие смещено вправо.



Факторы, вызывающие смещение химического равновесия.

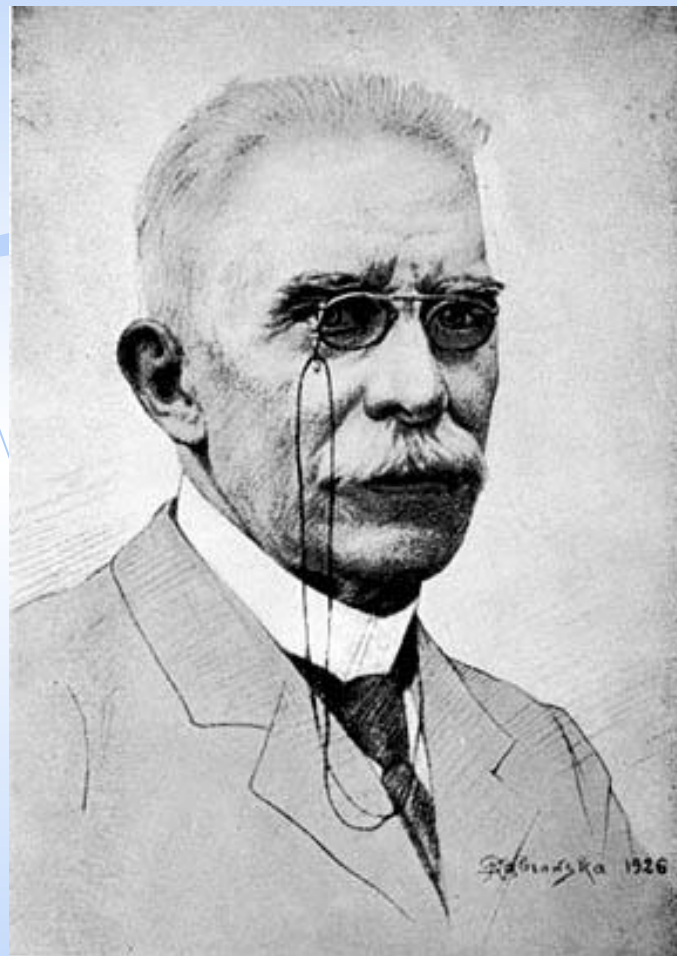
- Состояние химического равновесия может сохраняться долго при неизменных внешних условиях: температуры, концентрации исходных веществ или конечных продуктов, давления (если в реакции участвуют газы).

Если изменить эти условия, можно перевести систему из одного равновесного состояния в другое, отвечающее новым условиям.

Такой переход называется смещением или сдвигом равновесия. Управление смещения можно предсказать, пользуясь принципом Ле Шателье, 1884г.

Историческая справка.

- Французский ученый- химик, занимался исследованиями процессов протекания химических реакций.
- Принцип смещения равновесий- самое известное, но далеко не единственное научное достижение Ле Шателье.
- Его научные исследования обеспечили ему широкую известность во всем мире. Он дожил до 86 лет.



Анри Луи Ле Шателье
(1850- 1936)

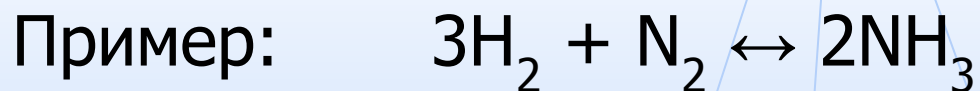
Изменение концентрации:



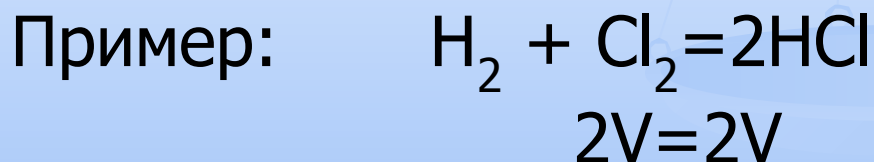
- А) если увеличиваем концентрацию конечных продуктов, равновесие смещается в сторону образования исходных продуктов, т.е. преобладает обратная реакция.
- Б) увеличиваем концентрацию исходных продуктов, равновесие смещается в сторону образования конечных продуктов, преобладает прямая реакция.
- В) при уменьшении концентрации конечных продуктов реакция равновесия смещается в сторону их образования, преобладает прямая реакция.
- Г) при уменьшении концентрации исходных продуктов реакции, преобладает обратная реакция.

Изменение давления

- А) при увеличении давления равновесие смещается в сторону той реакции, при которой объем образовавшихся газообразных продуктов уменьшается.
- Б) при уменьшении давления равновесие смещается в сторону той реакции, при которой объем образовавшихся газообразных продуктов увеличивается.



- в) если объемы газообразных продуктов одинаковы как в прямой, так и в обратной реакции- изменение давления не оказывает смещения равновесия.



Изменение температуры

- А) при повышении температуры химическое равновесие смещается в сторону эндотермической реакции.
- Б) при понижении температуры химическое равновесие смещается в сторону экзотермической реакции.

■ Пример:

