

Лекция № 4

Химическая кинетика

- **Химическая кинетика – учение о скорости химических реакций и факторах, влияющих на неё;**
- **Химическая реакция – взаимодействие молекул, приводящее к изменению их химического состава, т.е. к образованию новых молекул;**
- **Изменение химического состава молекул происходит за счет перераспределения атомов между реагирующим молекулами.**

Основные типы химических реакций

- Реакции соединения:

В общем виде $A + B \rightarrow C$



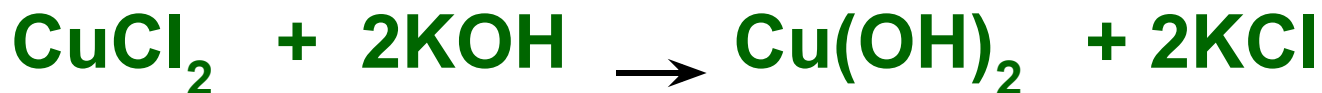
- Реакции разложения:

В общем виде $A \rightarrow B + C$



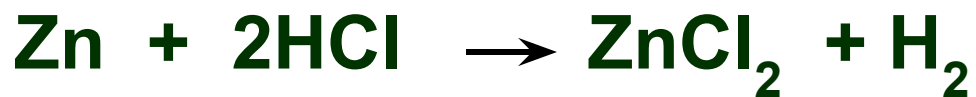
- Реакции обмена:

В общем виде $AB + CD \rightarrow AD + BC$



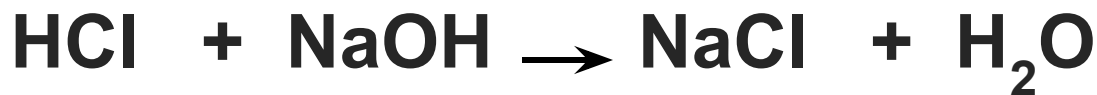
- **Реакции замещения:**

В общем виде: $A + BC \rightarrow AC + B$



- **Реакции нейтрализации:**

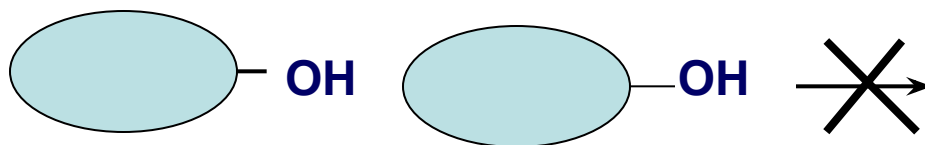
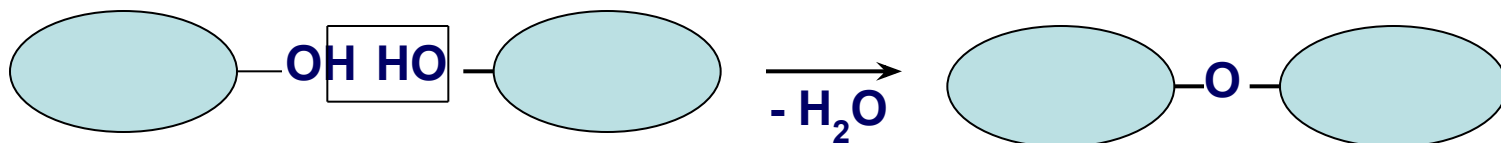
В общем виде $\text{H}\cdot\text{A} + \text{B}\cdot\text{OH} \rightarrow \text{AB} + \text{H}_2\text{O}$



Обязательные условия протекания химических реакций

- Столкновения молекул;
- Наличие у молекул в момент столкновения повышенного запаса энергии;
- Избыток энергии выше среднего запаса называется **энергией активации**;
- Чем ниже величина энергии активации, тем легче вступают во взаимодействия реагирующие молекулы;

- Наличие в момент столкновения взаимной пространственной ориентации реагирующих молекул:



- Это условие необходимо для взаимодействия молекул больших размеров

Скорость химической реакции

- Скорость химической реакции показывает какое количество молекул вступает в реакцию или образуется за счет реакции в единице объема за единицу времени;
- Скорость химической реакции имеет размерность **МОЛЬ/Л·МИН**;
- Скоростью химической реакции еще можно считать изменение концентрации реагирующих веществ или продуктов реакции во времени: **$\Delta C/\Delta t$** ;

Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ

- Эту зависимость описывает закон действующих масс: скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ;
- В случае реакции $A + B \rightarrow C$ этой зависимости соответствует уравнение:

$$v = k \cdot [A] \cdot [B]$$

↑
Константа скорости
реакции

Зависимость скорости химической реакции от температуры

С повышением температуры скорость химических реакций возрастает, так как увеличивается число столкновений реагирующих молекул, у молекул запас энергии становится больше.

Правило Вант-Гоффа

При увеличении температуры на каждые 10°C скорость большинства реакций повышается в несколько раз (2-4 раза).

Температурный коэффициент Вант-Гоффа

- Температурный коэффициент Вант-Гоффа указывает во сколько раз возрастает скорость конкретной реакции при увеличении температуры на каждые 10°C ;
- Температурный коэффициент Вант-Гоффа (γ) находится по формуле:

$$\gamma = \frac{t_2 - t_1}{10^{\circ}\text{C}} \sqrt{\frac{V_2}{V_1}}$$

V_1 - скорость реакции при низкой температуре

V_2 - скорость реакции при высокой температуре

- Зная величину температурного коэффициента можно рассчитать скорость реакции при любой температуре;
- Для этого достаточно определить скорость данной реакции при каком-то одном значении температуры:

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

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

Катализ

- Катализ – повышение скорости химической реакции под действием вещества, которое не является участником данной реакции;
- Такое вещество называется катализатором;

Для любого катализа характерны следующие закономерности:

- ❖ В процессе химической реакции катализатор подвергается изменениям, из одной формы переходит в другую. Однако он всегда возвращается в исходную форму;**
- ❖ Поэтому катализатор не расходуется, и его содержание в реакционной смеси всегда очень низкое.**

Катализ

гомогенный

гетерогенный

- В случае гомогенного катализа все его участники: катализатор, исходные и конечные продукты реакции имеют одинаковое агрегатное состояние;
- В случае гетерогенного катализа катализатор – твердое тело, а исходные и конечные продукты находятся в газообразном или жидком состоянии

Гомогенный катализ

- **Химическая реакция осуществляется более сложным, обходным путем;**
- **Катализатор вступает в реакции с исходными веществами, вследствие чего образуются промежуточные неустойчивые соединения, подвергающиеся последующим превращениям, приводящим в итоге к образованию конечных продуктов реакции и переходу катализатора в исходную форму;**

- **Все промежуточные реакции, протекающие с участием катализатора, имеют низкую величину энергии активации и поэтому у них очень высокая скорость.**

Гетерогенный катализ

- Гетерогенный катализатор является твердым телом с большой поверхностью вследствие пористости (губчатая платина, активированный уголь и др.);
- Реагирующие вещества, находящиеся в газообразном или жидком состоянии сорбируются на поверхности твердого катализатора;

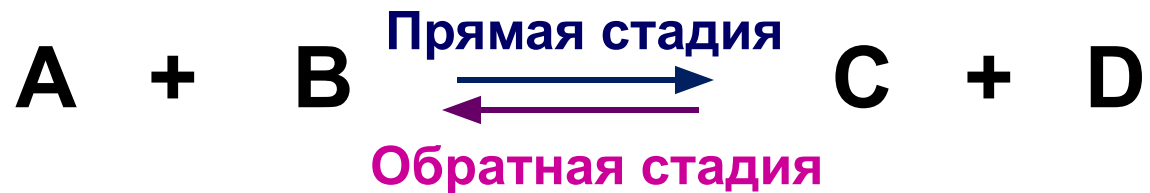
- **За счет сорбции большого количества молекул реагирующих веществ на поверхности катализатора создается повышенная локальная (местная) концентрация реагирующих молекул, что способствует лучшему их взаимодействию;**
- **Благодаря сорбции у реагирующих молекул создается благоприятная взаимная пространственная ориентация.**

Необратимые химические реакции

- **Необратимые химические реакции встречаются не часто;**
- **Условия необратимости реакций:**
 - ❖ **Выпадение конечных продуктов в осадок;**
 - ❖ **Выделение конечных продуктов в виде газа;**
 - ❖ **Выделение большого количества энергии.**

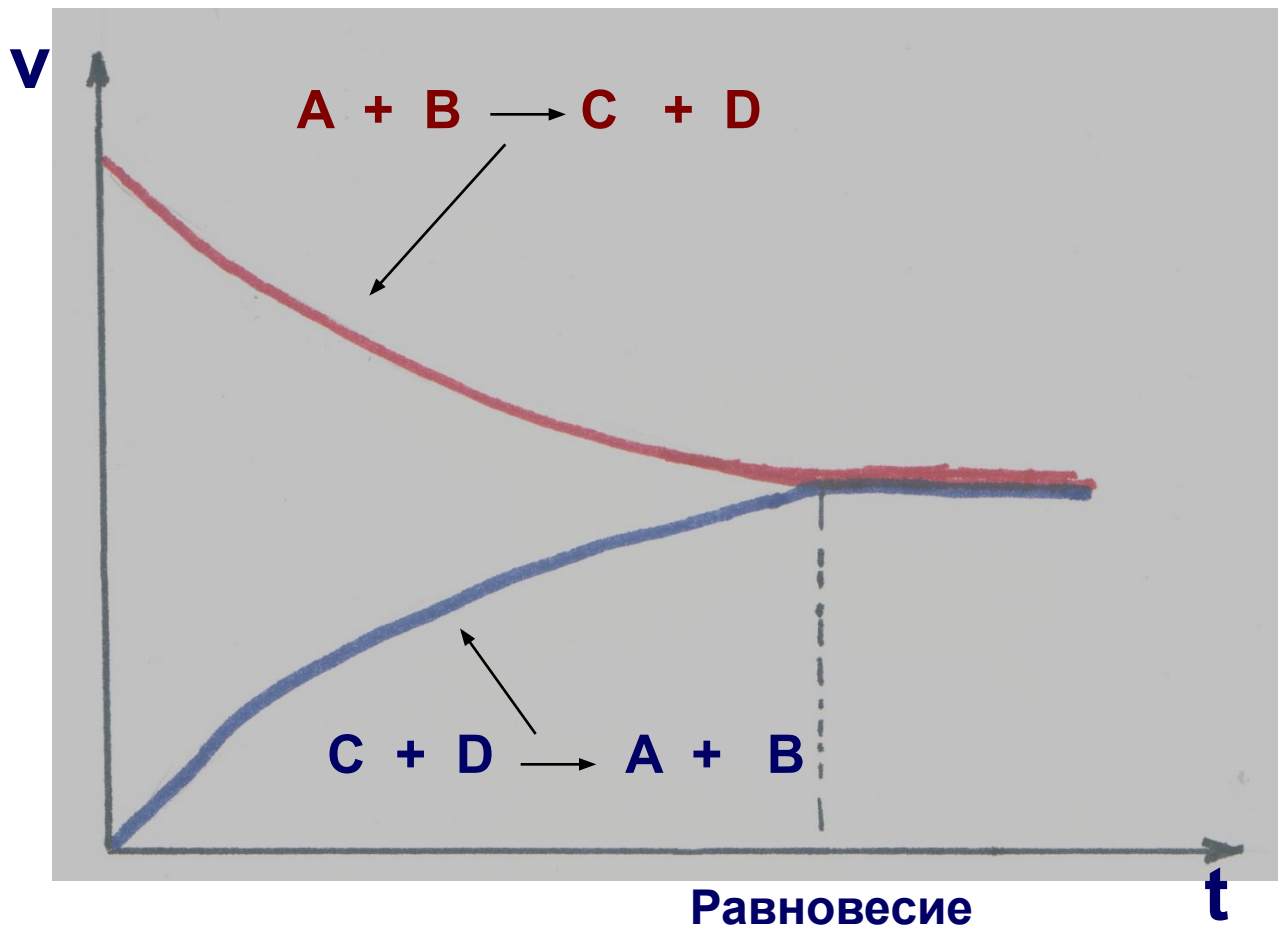
Обратимые химические реакции

- Большинство химических реакций являются обратимыми и протекают в двух направлениях;



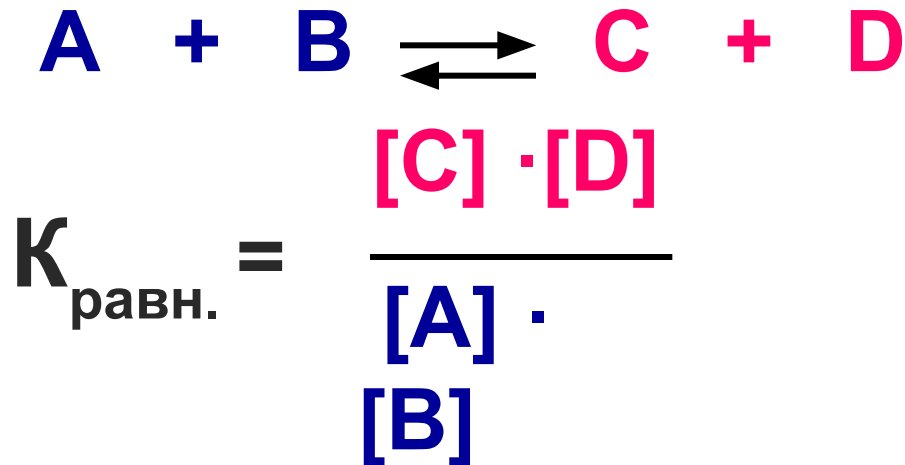
- Для обратимых химических реакций характерно состояние равновесия;

Химическое равновесие



Константа равновесия

- Константа равновесия характеризует соотношение между концентрациями конечных и исходных веществ при наступлении равновесия:



Условия равновесия

- Прямая и обратная стадии протекают с одинаковой скоростью:

$$V_1 = V_2$$

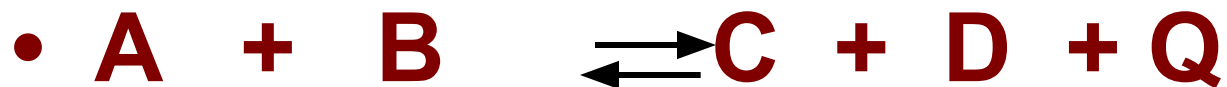
- Концентрации исходных и конечных продуктов больше не изменяются:

$$[A], [B], [C], [D] = \text{const}$$

- Соотношение между концентрациями исходных и конечных продуктов не

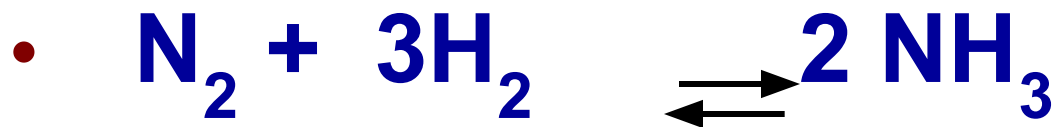
изменяется:

$$\frac{[C] \cdot [D]}{[A] \cdot [B]} = \text{const}$$



Температура не изменяется

$$t^{\circ} = \text{const}$$



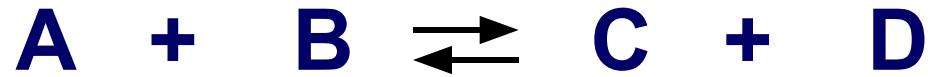
(моль любого газа содержит $6 \cdot 10^{23}$ молекул и при нормальном давлении занимает одинаковый объем - 22,4 л)

Давление не изменяется

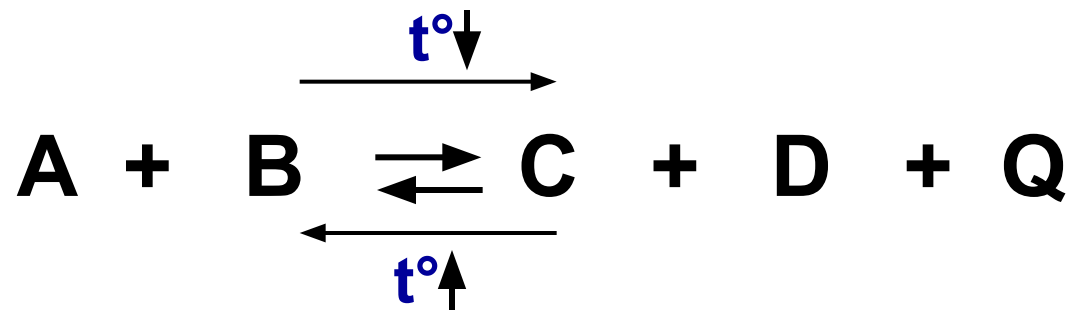
$$P = \text{const}$$

Принцип (правило) Ле Шателье

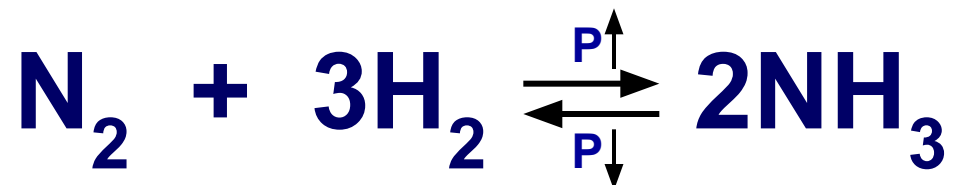
- При воздействии на обратимую химическую реакцию, находящуюся в равновесии, какого-либо фактора повышается скорость той стадии, которая устраняет действие этого фактора



- **Дополнительное поступление в реакционную среду исходных веществ (А,В) или удаление конечных продуктов (С, D) вызывает повышение скорости прямой стадии;**
- **Удаление из реакционной системы исходных веществ (А, В) или дополнительное поступление веществ, являющимися конечными продуктами (С, D), ускоряет обратную стадию.**



- При нагревании повышается скорость эндотермической реакции, так как она поглощает тепло;
- При охлаждении повышается скорость экзотермической реакции, выделяющей тепло.



- При повышении давления повышается скорость той стадии, которая приводит у уменьшению объема, занимаемого молекулами газа – т.е количества молекул (в данном случае прямой стадии);
- При снижении давления повышается скорость стадии, вызывающий возрастание объема, занимаемого молекулами – т.е. количества молекул (в данном случае обратной стадии)

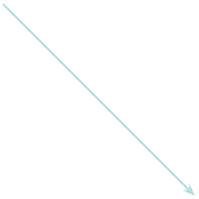
Тест 1

Константой химической реакции является:

- а) скорость реакции**
- б) температура**
- в) концентрация реагирующих веществ**
- г) температурный коэффициент Вант-Гоффа**

Тест 2

Необратимой (протекающей до конца)
является реакция:

- а) $\text{KCl} + \text{NaNO}_3 \longrightarrow \text{KNO}_3 + \text{NaCl}$
- б) $2 \text{NH}_4\text{Cl} + \text{Na}_2\text{SO}_4 \longrightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2 \text{NaCl}$
- в) $\text{KNO}_3 + \text{NaCl} \longrightarrow \text{KCl} + \text{NaNO}_3$
- г) $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \longrightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
- 

Тест 3

Температурный коэффициент Вант-Гоффа показывает во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры:

- а) на 1°C**
- б) на 5°C**
- в) на 10°C**
- г) на 20°C**

Тест 4

За 5 мин. концентрация реагирующих веществ снизилась с 10 моль/л до 5 моль/л. Скорость реакции равна:

- а) 0,5 моль/л·мин
- б) 1,0 моль/л·мин
- в) 2,0 моль/л·мин
- г) 5,0 моль/л·мин

Тест 5

При 20°C химическая реакция с температурным коэффициентом Вант-Гоффа, равным 3, полностью протекает за 18 мин. При 40°C эта реакция завершится:

- а) за 1 мин.
- б) за 2 мин.
- в) за 3 мин.
- г) за 6 мин.

Тест 6

Для повышения скорости химической реакции ($\gamma = 2$) в 8 раз температуру необходимо **повысить :**

- а) на 10°C
- б) на 20°C
- в) на 30°C
- г) на 40°C

Следующая лекция
12 сентября (понедельник)
в ауд. 419
в 12 час.

Не опаздывать!

