

Основы химической кинетики. Химическое равновесие. Катализ.

Содержание

Скорости химических реакций, их характеристики

Факторы, влияющие на скорость. Катализ

Кинетика обратимых реакций. Химическое равновесие

1.1. Скорости химических реакций, их характеристики

Химическая кинетика - это раздел химии, изучающий скорости и механизмы протекания химических реакций, а также факторы, влияющие на них.

Различают гомогенные и гетерогенные реакции, протекающие в гомогенной и гетерогенной системах, соответственно.

Скоростью гомогенной реакции называют количество какого-либо вещества, вступившего или выделившегося в ходе химической реакции в единице объёма системы за единицу времени.

На практике измеряется средняя скорость химической реакции:

$$v_{\text{ср}} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t} ; (\text{моль/л}\cdot\text{с})$$

где ΔC - изменение молярной концентрации какого-либо участника процесса, Δt - соответствующий этому изменению промежуток времени.

Скорость гетерогенной реакции определяется количеством какого-либо вещества, выделившегося или вступившего в ходе реакции на единице площади раздела фаз за единицу времени.

1.2. Факторы, влияющие на скорость. Катализ

Скорость химической реакции зависит от следующих факторов:

1. природы реагирующих веществ
2. от условий протекания реакции
 - а) концентраций веществ
 - б) температуры

в) наличия катализатора

Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ устанавливает основной закон химической кинетики - **закон действующих масс**:

Скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях их стехиометрических коэффициентов.

v

Для синтеза аммиака: $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$;

$$\vec{v} = k C_{N_2} * C_{H_2}^3$$

\vec{v}

v - скорость прямой реакции, k - константа скорости реакции, которая зависит от температуры и природы реагирующих веществ, но не зависит от их концентраций.

Константа скорости - это скорость реакции при концентрациях реагентов, равных 1 моль/л. Уравнение, связывающее скорость с концентрацией, называется *кинетическим*.

Различают химические реакции, идущие в одну стадию, называемые **простыми**, и реакции **сложные** - многостадийные.

Простые реакции характеризует *молекулярность*, а сложные реакции характеризует *порядок реакции*.

Молекулярность - это число молекул, одновременным взаимодействием которых осуществляется акт химического превращения. Бывают моно-, би- и тримолекулярные реакции.

Многостадийные, сложные реакции протекают в несколько последовательных или параллельных стадий, идущих с различными скоростями. На практике измеряется скорость **самой медленной - лимитирующей** - стадии.

Порядок реакции - это сумма показателей степеней в экспериментально полученном кинетическом уравнении лимитирующей стадии.

Различают:

- сложные реакции 1го порядка - часто это реакции разложения
- сложные реакции 2го порядка
- сложные реакции нулевого порядка, в которых скорость не зависит от концентраций реагирующих веществ.

Зависимость скорости реакции от температуры определяется правилом Вант-Гоффа, согласно которому: **при увеличении температуры на 10 °С скорость большинства реакций увеличивается в 2-4 раза.**

Математически эта зависимость выражается соотношением:

$$v_{t2} = v_{t1} * \gamma^{\Delta t/10}$$

v_{t2} и v_{t1} - скорости при более высокой и более низкой температурах, соответственно.

γ –температурный коэффициент скорости реакции, который показывает, во сколько раз увеличивается скорость реакции при изменении температуры на 10 °С.

Влияние катализаторов

Катализаторы - это вещества, которые изменяют скорость химической реакции, но остаются неизменными как количественно, так и качественно. Катализ бывает положительным и отрицательным (называется ингибированием); гетерогенным и гомогенным. *Суть действия катализатора состоит в уменьшении энергии активации процесса, т.е. той энергии молекул, которой достаточно для протекания этого процесса.*

Любой катализатор обладает **избирательностью** действия, то есть ускоряет только определенную реакцию.

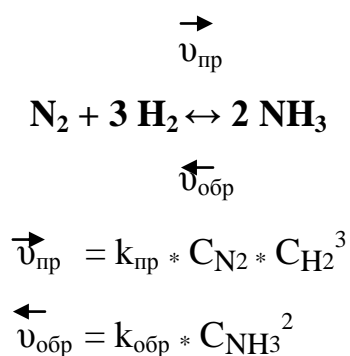
Эти принципы справедливы и для биологических систем.

Все **биологические катализаторы** являются по своей структуре белковыми веществами и называются **ферментами**. Ферменты в организме действуют в строго определенной последовательности, катализируют сотни многостадийных реакций, в ходе которых осуществляются превращения различных веществ. Помимо этого, особая группа регуляторных ферментов

способна воспринимать различные сигналы и изменять при этом свою активность и скорость всего процесса. Регуляторные ферменты катализируют лимитирующие реакции. С изменением активности ферментов связаны многие патологии.

1.3. Кинетика обратимых реакций. Химическое равновесие

Обратимые реакции - это реакции, идущие одновременно в обоих направлениях. В них, образующиеся продукты реакции взаимодействуют друг с другом, превращаясь в исходные вещества. Например, синтез аммиака:



То состояние системы, при котором скорость прямой реакции $v_{\text{пр}}$ равна скорости обратной $v_{\text{обр}}$ называется химическим равновесием, оно характеризуется $K_{\text{равн}}$. Такое равновесие является динамическим, то есть подвижным.

Пользуясь правилом Ле-Шателье, его можно сместить в сторону исходных веществ или в сторону продуктов реакции, но через некоторое время наступает состояние равновесия, соответствующее новым условиям.

Правило Ле-Шателье:

«Если на систему, находящуюся в состоянии равновесия оказано внешнее воздействие (изменили концентрации веществ, температуру или давление газов), то равновесие сместится в направлении, в котором эффект произведенного воздействия ослабляется», т. е. в противоположном направлении.

Например, синтез аммиака - это эндотермический процесс, то есть процесс, идущий с поглощением тепла. Чтобы установившееся равновесие

сместить в сторону продуктов реакции (NH_3) систему необходимо нагреть или увеличить концентрации исходных веществ или уменьшать концентрацию продуктов, убирая из системы получившийся аммиак.

Химическое равновесие характеризуется величиной константы равновесия ($K_{\text{равн}}$).

Константа равновесия – это отношение произведения равновесных концентраций продуктов реакции к произведению равновесных концентраций реагирующих веществ в степенях их стехиометрических коэффициентов, например:

$$K_{\text{равн}} = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] [\text{H}_2]^3}$$