

Лекция 2 по химии

**Химическая термодинамика.
Кинетика химических реакций.
Химическое равновесие.**

План лекции.

- 1. Основные термодинамические характеристики. Законы термодинамики.
- 2. Энергия Гиббса. Критерий самопроизвольного протекания химических реакций.
- 3. Тепловой эффект реакции. Термохимический закон Гесса.
- 4. Скорость химической реакции. Закон действия масс.
- 5. Закон Вант-Гоффа.
- 6. Катализаторы. Биокатализаторы.
- 7. Химическое равновесие с точки зрения кинетики.
- 8. Химическое равновесие с точки зрения термодинамики.
- 9. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье.

Основные термодинамические характеристики

Законы термодинамики.

- 1. Внутренняя энергия (ΔU).
 - 2. Энтальпия (ΔH).
 - 3. Энтропия (ΔS).
 - 4. Энергия Гиббса (ΔG).
 - 1-ый закон термодинамики:
 - Теплота , сообщенная системе, расходуется на увеличение внутренней энергии системы и на совершение этой системой работы:
- $$\Delta H = \Delta U + p \cdot \Delta V$$
- 2-ой закон термодинамики: самопроизвольно протекают процессы в сторону увеличения энтропии ($\Delta S > 0$).

Энергия Гиббса (ΔG)

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

ΔH - энтальпийный фактор,

$T \cdot \Delta S$ – энтропийный фактор.

Критерий самопроизвольного протекания процесса:

Самопроизвольно протекают процессы, у которых изменение энергии Гиббса $\Delta G < 0$.

Тепловой эффект реакции. Закон Гесса.

- **Тепловой эффект реакции**- это количество теплоты, которое выделяется или поглощается в результате химической реакции.
- **Экзотермические** реакции идут с выделением тепла ($\Delta H < 0$).
- **Эндотермические** реакции идут с поглощением тепла ($\Delta H > 0$)
- **Термохимический закон Гесса:**
Тепловой эффект химической реакции не зависит от пути её протекания, а зависит от природы и состояния исходных веществ и продуктов реакции.

Скорость химической реакции.

Закон действия масс.

- Скорость химической реакции (V)- это изменение концентрации реагирующих веществ в единицу времени (в замкнутом объеме).
- Зависимость скорость реакции от концентрации веществ. Закон действия масс:

Скорость реакции прямо пропорциональна произведению концентраций веществ в степени коэффициентов, взятых из уравнения реакции.

Закон Вант – Гоффа.

- Зависимость скорости реакции от температуры. Закон Вант-Гоффа:
- При повышении температуры на каждые 10 градусов скорость реакции увеличивается в 2-4 раза.

Катализаторы. Биокатализаторы.

- **Катализаторы** – это вещества, которые изменяют скорость реакции, но сами в реакции не расходуются.
- **Ингибиторы**- замедляют химическую реакцию.
- **Биокатализаторы** – ферменты – обладают высокой избирательностью.

Химическое равновесие с точки зрения кинетики

- **Обратимыми** называются реакции, протекающие в двух противоположных направлениях.
- Самым устойчивым состоянием обратимых реакций является **химическое равновесие**.
- **С точки зрения кинетики** при химическом равновесии равны скорости прямой и обратной реакций: $V_{\text{пр.}} = V_{\text{обр.}}$

Химическое равновесие с точки зрения термодинамики.

- На протекание химической реакции влияют 2 фактора: энтальпийный (ΔH) и энтропийный ($T \cdot \Delta S$).
- В состоянии **химического равновесия** энтальпийный и энтропийный факторы одинаковы:

$$\Delta H = T \cdot \Delta S,$$

- Изменение энергии Гиббса при химическом равновесии равно нулю:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S = 0$$

Смещение химического равновесия

На состояние химического равновесия влияет температура(t), давление(p) и концентрация веществ (C).

Предсказать направление смещения химического равновесия при изменении одного из этих параметров позволяет принцип Ле Шателье:

- Если на систему, находящуюся в химическом равновесии оказано воздействие извне (изменили t , p , C) , то химическое равновесие смещается в сторону ослабления этого воздействия (т.е. обратимая реакция оказывает противодействие).

!

**Благодарю
за
внимание!**