

Лекция 8

Тема: *Химическое равновесие и факторы, влияющие на него. Методы расчёта констант равновесия. Принцип Ле-Шателье—Брауна.*

Цель лекции

Когнитивно-системная: сформировать целостное представление о химическом равновесии как динамическом состоянии обратимых процессов, научить рассчитывать константы равновесия и прогнозировать смещение равновесия под действием различных факторов на основе принципа Ле-Шателье—Брауна.

Основные вопросы

1. Понятие химического равновесия и его динамическая природа.
2. Закон действующих масс как количественное выражение равновесия.
3. Методы расчёта констант равновесия.
4. Факторы, влияющие на положение равновесия (концентрация, давление, температура, катализатор). Принцип Ле-Шателье—Брауна и его практическое значение.

Краткие тезисы лекции

1. Понятие химического равновесия

Обратимые реакции протекают в обоих направлениях.

В состоянии равновесия скорости прямой и обратной реакций равны, концентрации реагентов и продуктов остаются постоянными.

Характеризуется константой равновесия K , зависящей только от температуры.

2. Закон действующих масс: применяется для расчёта равновесных концентраций и направления сдвига реакции.

3. Методы расчёта констант равновесия

По концентрациям — на основе экспериментальных данных.

По парциальным давлениям — для газовых систем.

Через энергию Гиббса — $\Delta G^\circ = -RT \ln K$; связь с термодинамикой процессов.

5. Факторы, влияющие на равновесие

Концентрация: увеличение концентрации одного из реагентов смещает равновесие в сторону продуктов.

Давление (для газовых систем): повышение давления смещает равновесие в сторону меньшего числа молей газа.

Температура: для экзотермических реакций повышение температуры смещает равновесие в сторону исходных веществ, для эндотермических — в сторону продуктов.

Катализатор ускоряет установление равновесия, но не изменяет его положения.

6. Принцип Ле-Шателье—Брауна

Если на систему в состоянии равновесия оказывается внешнее воздействие, равновесие смещается в направлении, ослабляющем это воздействие.

Примеры: синтез аммиака (процесс Габера), контактный метод получения H_2SO_4 .

Вопросы для самоконтроля

1. В чём заключается динамическая природа химического равновесия?
2. Сформулируйте закон действующих масс и приведите пример его применения.
3. Как связаны константа равновесия и энергия Гиббса?
4. Как изменится положение равновесия при увеличении давления для реакции $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$?
5. Как влияет температура на равновесие экзотермических и эндотермических реакций?
6. Объясните роль катализатора в установлении равновесия.

Рекомендуемая литература

Основная

Глинка Н. Л. *Общая химия: Учебник для академического бакалавриата*. – Люберцы: Юрайт, 2016. – 729 с.

Ершов Ю. А., Попков В. А., Берлянд А. С. *Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов.* – 10-е изд. – Москва: Юрайт, 2020. – 215 с.

Petrucchi R. H., Herring F. G., Madura J. D., Bissonnette C. *General Chemistry: Principles and Modern Applications.* – 11th ed. – Pearson, 2017. – ISBN 978-0133400588.

Дополнительная

4. Atkins P., de Paula J. *Physical Chemistry.* – 10th ed. – Oxford University Press, 2014. – ISBN 978-0199697403.

5. Лидин Р. А., Молочко В. А., Андреева Л. Л. *Неорганическая химия в реакциях: справочник.* – 2-е изд. – Дрофа, 2007.