

Лекция 10

Тема: *Окислительно-восстановительные процессы.*

Цель лекции

Когнитивно-системная: сформировать у студентов целостное представление об окислительно-восстановительных (ОВ) процессах, механизмах электронного обмена и методах уравнивания ОВ-реакций, необходимых для объяснения природных и технологических химических явлений.

Основные вопросы

1. Понятие окисления и восстановления. Окислители и восстановители.
2. Определение степеней окисления элементов, их изменение в ходе реакции.
3. Классификация ОВ-реакций: межмолекулярные, внутримолекулярные, диспропорционирования, конпропорционирования.
4. Методы уравнивания ОВ-реакций: электронного баланса; ионно-электронного (для растворов).
5. Применение ОВ-процессов в природе, технике, энергетике и биохимии.

Краткие тезисы лекции

6. Сущность ОВ-процессов

Окисление — процесс отдачи электронов, повышение степени окисления элемента.

Восстановление — процесс присоединения электронов, понижение степени окисления.

Окислитель — вещество, принимающее электроны; восстановитель — отдающее.

2. Степени окисления

Условные заряды атомов в соединении.

Определяются по правилам: элементы в простых веществах — 0; щелочные металлы — +1; кислород обычно —2 (кроме пероксидов), водород — +1 (кроме гидридов).

3. Типы ОВ-реакций

Межмолекулярные — обмен электронами между разными молекулами или ионами (например, взаимодействие Fe^{2+} и KMnO_4).

Внутримолекулярные — перенос электронов в пределах одной молекулы.

Диспропорционирование — один элемент одновременно окисляется и восстанавливается (например, $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$).

Конпропорционирование — обратный процесс.

4. Методы уравнивания

Метод электронного баланса — определение электронного обмена между окислителем и восстановителем.

Ионно-электронный метод — используется для реакций в растворах, учитывает ионные формы и баланс зарядов.

7. Применение ОВ-процессов

Природа: дыхание, фотосинтез, коррозия металлов.

Техника: производство металлов, получение кислот и щелочей.

Энергетика: гальванические элементы, аккумуляторы, топливные элементы.

Экология: процессы самоочищения воды и воздуха.

Вопросы для самоконтроля

1. Дайте определение процессов окисления и восстановления.
2. Как определить степени окисления элементов в сложных соединениях?
3. Приведите примеры межмолекулярных, внутримолекулярных и диспропорционирующих реакций.
4. Опишите метод электронного баланса для уравнивания ОВ-реакций.
5. Какие примеры использования ОВ-процессов вы знаете из техники и биохимии?
6. Объясните, почему коррозию металлов относят к ОВ-процессам.

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

5. Miessler G. L., Fischer P. J., Tarr D. A. *Inorganic Chemistry*. – 5th ed. – Pearson, 2014. – ISBN 978-0321811059.