

Лекция 11

Тема: *Растворы электролитов. Электролитическая теория диссоциации С. Аррениуса, её недостатки. Ионные реакции. Ионное равновесие растворов. Диссоциация воды.*

Цель лекции

Когнитивно-системная: сформировать у студентов целостное представление о поведении электролитов в водных растворах, механизме их ионизации, законах ионного равновесия, а также научить применять эти знания для объяснения кислотно-основных свойств, расчёта pH и составления ионных уравнений.

Основные вопросы

1. Определение электролитов и неэлектролитов, примеры.
2. Электролитическая теория диссоциации С. Аррениуса: сущность и значение.
3. Недостатки теории Аррениуса, пути её развития.
4. Ионные реакции в растворах электролитов. Полные и сокращённые ионные уравнения.
5. Ионное равновесие: закон действующих масс для ионных реакций.
6. Диссоциация воды. Ионное произведение воды и pH растворов.

Краткие тезисы лекции

1. Растворы электролитов

Электролиты — вещества, проводящие электрический ток в растворах или расплавах за счёт образования и движения ионов (кислоты, основания, соли).

Неэлектролиты — вещества, не образующие ионов (сахар, спирт).

2. Электролитическая теория диссоциации (С. Аррениус, 1887)

Электролиты в растворе диссоциируют на катионы и анионы.

Степень диссоциации зависит от природы вещества, концентрации, температуры.

Значение: объяснение электропроводности растворов, кислотно-основных свойств.

3. Недостатки теории Аррениуса

Не объясняет поведение электролитов в неводных растворителях.

Не учитывает роль растворителя как донорно-акцепторной среды.

Недостаточно объясняет сильные взаимодействия ионов (ионо-молекулярные комплексы).

Развитие: теория Бренстеда–Лоури, теория Льюиса.

4. Ионные реакции

Большинство реакций в растворах электролитов протекают с участием ионов.

Полное ионное уравнение отражает все ионы в растворе.

Сокращённое ионное уравнение содержит только ионы, участвующие в реакции.

5. Ионное равновесие

Описывается законом действующих масс: произведение концентраций ионов в насыщенном растворе — константа.

Принцип общего иона: добавление иона, уже присутствующего в растворе, уменьшает растворимость соли.

6. Диссоциация воды

Вода слабо диссоциирует: $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$.

Вопросы для самоконтроля

1. Приведите определение электролита и неэлектролита.
2. Сформулируйте основные положения теории диссоциации С. Аррениуса.
3. Укажите её основные недостатки и пути развития.
4. Составьте полное и сокращённое ионное уравнение реакции $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl}$.
5. Запишите уравнение диссоциации воды и объясните значение ионного произведения.
6. Как изменится pH раствора при разбавлении кислоты в 10 раз?

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.