

Лекция 12

Тема: *Ионные равновесия в растворах. Произведение растворимости. Гидролиз солей. Степень и константа гидролиза. Факторы, влияющие на степень гидролиза.*

Цель лекции

Когнитивно-системная: раскрыть закономерности ионных равновесий в водных растворах, сформировать знания о произведении растворимости и гидролизе солей, научить применять их для расчёта концентраций и прогнозирования свойств растворов.

Основные вопросы

1. Ионные равновесия в водных растворах.
2. Произведение растворимости (ПР): определение, выражение, расчёт.
3. Гидролиз солей: сущность, виды.
4. Степень и константа гидролиза, формулы расчёта.
5. Влияние природы соли, концентрации, температуры и pH среды на степень гидролиза.

Краткие тезисы лекции

1. Ионные равновесия

Химические процессы в растворах электролитов сопровождаются установлением динамического равновесия между ионами и недиссоциированными частицами.

Характеризуются константами равновесия, зависят от температуры и ионной силы раствора.

2. Произведение растворимости (ПР)

Если ионное произведение $Q > K_{sp}$ — происходит осаждение; если $Q < K_{sp}$ — вещество растворяется.

Применение: прогноз растворимости, условия образования осадков в аналитической химии.

3. Гидролиз солей

Взаимодействие ионов соли с водой, приводящее к образованию слабого электролита и изменению pH раствора.

Типы гидролиза:

катионный (соли слабых оснований и сильных кислот, например NH_4Cl);

анионный (соли сильных оснований и слабых кислот, например CH_3COONa);

амфотерный (соли многоосновных слабых кислот, например AlCl_3).

4. Степень и константа гидролиза

Степень гидролиза (h) — доля вещества, подвергшегося гидролизу.

Константа гидролиза (K_h).

5. Факторы, влияющие на степень гидролиза

Природа соли (сила кислоты и основания).

Концентрация раствора: при разбавлении гидролиз усиливается.

Температура: обычно увеличивает степень гидролиза.

pH среды: влияет на равновесие между ионами и продуктами гидролиза.

6. Практическое значение

Контроль pH в технологических процессах.

Очистка сточных вод.

Образование осадков в геохимических и биохимических системах.

Вопросы для самоконтроля

1. Что понимается под ионным равновесием?
2. Сформулируйте определение произведения растворимости и объясните, как оно связано с выпадением осадка.
3. Дайте определение гидролиза солей и приведите примеры разных его типов.
4. Как рассчитать степень и константу гидролиза для соли слабой кислоты и сильного основания?
5. Перечислите факторы, влияющие на гидролиз, и объясните их действие.

6. Приведите примеры практического использования знания о гидролизе в химии и экологии.

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.