

Лекция 2

Тема: *Строение атома. Основные идеи квантовой теории. Квантовые числа. Принципы заполнения атомных орбиталей многоэлектронных атомов: принцип минимума энергии, правило Клечковского, принцип Паули, правило Хунда.*

Цель лекции

Когнитивно-системная: сформировать целостные представления о квантово-механической природе атома, раскрыть взаимосвязь между квантовыми числами и энергетическими уровнями, научить применять принципы заполнения орбиталей для объяснения химических свойств элементов.

Основные вопросы

1. Развитие представлений о строении атома: от планетарной модели к квантово-механической.
2. Основные идеи квантовой теории строения атома.
3. Квантовые числа и их физический смысл.
4. Принципы заполнения атомных орбиталей многоэлектронных атомов:
 - принцип минимума энергии,
 - правило Клечковского,
 - принцип Паули,
 - правило Хунда.
5. Применение электронных конфигураций для объяснения свойств элементов.

Краткие тезисы лекции

1. Историческое развитие модели атома

Модель Томсона («пудинг»), опыт Резерфорда — открытие ядра.
Планетарная модель Бора: квантование орбит, объяснение спектров водорода
Ограниченность модели Бора для многоэлектронных атомов.

2. Основные идеи квантовой теории

Электрон в атоме описывается волновой функцией (уравнение Шрёдингера).
Электронные состояния определяются дискретными энергетическими уровнями и подуровнями (s, p, d, f).
Вероятностная природа нахождения электрона (орбитали вместо орбит).

3. Квантовые числа

Главное n — энергетический уровень, размер орбитали.
Орбитальное l — форма орбитали (0–s, 1–p, 2–d, 3–f).
Магнитное m — ориентация орбитали в пространстве.
Спиновое s — направление собственного вращения электрона ($+\frac{1}{2}$, $-\frac{1}{2}$).

4. Принципы заполнения орбиталей

Принцип минимума энергии — электроны занимают уровни с минимальной энергией.
Правило Клечковского — порядок заполнения орбиталей определяется суммой $n + l$ (при равной сумме — меньшее n заполняется раньше).

Принцип Паули — на одной орбитали могут находиться максимум два электрона с противоположными спинами.

Правило Хунда — при заполнении орбиталей одного подуровня электроны сначала размещаются по одному с параллельными спинами.

5. Электронные конфигурации

Запись конфигурации (пример: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ для К).

Связь конфигурации с химическими свойствами: валентность, степень окисления, периодичность свойств.

Вопросы для самоконтроля

1. Опишите основные этапы развития моделей атома.
2. Каковы ключевые положения квантовой теории строения атома?
3. Дайте определение и физический смысл каждого квантового числа.
4. Сформулируйте принцип минимума энергии и правило Клечковского, приведите примеры их применения.
5. Объясните принципы Паули и Хунда и их значение при построении электронных конфигураций.
6. Приведите примеры связи электронного строения атома с его положением в периодической системе.

Рекомендуемая литература

Основная

1. Глинка Н. Л. *Общая химия: Учебник для академического бакалавриата*. — Люберцы: Юрайт, 2016. — 729 с.
2. Ершов Ю. А., Попков В. А., Берлянд А. С. *Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов*. — 10-е изд. — Москва: Юрайт, 2020. — 215 с.
3. Petrucci 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. Strohfeldt K. A. *Essentials of Inorganic Chemistry*. — John Wiley & Sons, 2015. — ISBN 978-0-470-66558-9.