

Lernzettel

Atomaufbau und Bindungstheorien: Atomstruktur, Orbitalmodell, Elektronenkonfiguration

Universität: Technische Universität Berlin
Kurs/Modul: Einführung in die Allgemeine und Anorganische Chemie
Erstellungsdatum: September 20, 2025



Zielorientierte Lerninhalte, kostenlos!
Entdecke zugeschnittene Materialien für deine Kurse:

<https://study.AllWeCanLearn.com>

Einführung in die Allgemeine und Anorganische Chemie

Lernzettel: Atomaufbau und Bindungstheorien: Atomstruktur, Orbitalmodell, Elektronenkonfiguration

(1) Atomstruktur

Der Atomaufbau besteht aus dem Kern (Protonen Z , Neutronen N) und der Elektronenhülle. Die Kernladung bezeichnet man durch die Ordnungszahl Z . Die Massenzahl ist $A = Z + N$. Die Hülle wird durch Coulomb-Kräfte gebildet, welche die Elektronen an den Kern binden.

$$V(r) = - \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{Ze^2}{r}$$

(2) Orbitalmodell

Elektronen in Atomen werden durch Orbitale beschrieben, die aus Quantenzahlen festgelegt sind. Die Schlüsselquanten sind:

$$n \in \mathbb{N}^+ \quad (\text{Hauptquantenzahl}) \quad l \in \{0, 1, 2, 3\} \quad (\text{L-Quantenzahl})$$

$$m_l \in \{-l, -l+1, \dots, l\} \quad (\text{Magnetquantenzahl}) \quad m_s \in \left\{-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}\right\} \quad (\text{Spin})$$

Für die Zuordnung der Orbitale gelten die Zuordnungen:

$$l = 0 \rightarrow s \text{ Orbital}, \quad l = 1 \rightarrow p \text{ Orbital}, \quad l = 2 \rightarrow d \text{ Orbital}, \quad l = 3 \rightarrow f \text{ Orbital}.$$

(3) Aufbauprinzip, Hund-Regel und Pauli-Prinzip

- Pauli-Prinzip: Zwei Elektronen im selben Orbital besitzen entgegengesetzten Spin ($m_s = \pm\frac{1}{2}$).
- Aufbauprinzip (Madelungregel): Die Elektronen besetzen Orbitale in der Reihenfolge

$$n + \ell \text{ aufsteigend, bei gleichen } n + \ell \text{ kleinere } n \text{ zuerst.}$$

(4) Elektronenkonfiguration

Elektronenkonfiguration beschreibt die Verteilung der Elektronen auf die Orbitale. Kurzschrift nutzt Kernzustände (Kern-/Spitzenorbitale) und ggf. die Edelstein-/Kernhülle.

$$\text{Helium (He): } 1s^2$$

$$\text{Neon (Ne): } 1s^2 2s^2 2p^6$$

$$\text{Beispiele:Sauerstoff (O): } 1s^2 2s^2 2p^4$$

$$\text{Natrium (Na): } [\text{Ne}] 3s^1$$

$$\text{Eisen (Fe): } [\text{Ar}] 3d^6 4s^2$$

(5) Wichtige Folgerungen für Bindungstheorien

- Die Elektronenstruktur bestimmt reaktive Eigenschaften, Bindungstypen (Ionen-, kovalente, Metallbindung) und Substrukturfähigkeiten.

- Valenzelektronen (außerhalb der abgeschlossenen Schalen) dominieren chemische Reaktionen.
- Orbitalformen erklären die Geometrie von Molekülen (z. B. *s*-Orbital ist kugelförmig, *p*-Orbital schwerpunktartig; Mehrfachbindungen entstehen durch Überschneidungen von Orbitalen).

(6) Beispielhafte Abbildungen (Textliche Beschreibung)

- *S-Orbital*: kugelförmig um den Kern; $l = 0$.
- *P-Orbitale*: drei räumlich gerichtete Orbitale (p_x, p_y, p_z); $l = 1$.
- *D- und F-Orbitale*: komplexere Formen mit $l = 2, 3$; bedeutsam in Übergangsmetallen und lanthanidischen Elementen.

(7) Kompakte Übersicht – Formeln im Überblick

$$n \in \mathbb{N}^+, \quad l \in \{0, 1, 2, 3\}, \quad m_l \in \{-l, \dots, l\}, \quad m_s \in \left\{-\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}\right\}$$

$$V(r) = -\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{Ze^2}{r}$$

$$E_n \approx -\frac{R_H}{n^2}, \quad R_H = 13.6 \text{ eV}$$

(8) kurze Übungsbeispiele

- Geben Sie die Elektronenkonfiguration von Natrium unter Nutzung der [Ne]-Vorrangregel an.
- Welches Orbitale dient als Beispiel für $l = 1$ (Orbitalart)?