

## 0.1 132. Hausaufgabe

### 0.1.1 Exzerpt von B. S. 426: Das Pauli-Prinzip

Das Pauli-Prinzip besagt, dass in einem Elektron höchstens ein Elektron eine bestimmte Quantenzahlkombination einnehmen kann. Anders formuliert: Die vier Quantenzahlen ( $n$ ,  $l$ ,  $m$  und  $s$ ) identifizieren ein Elektron eindeutig.

### 0.1.2 Exzerpt von B. S. 426f.: Der Aufbau des Periodensystems

Atome sind so mit Elektronen besetzt, dass die Gesamtenergie minimal ist.

Anders als beim Modell des Elektrons im Kasten ist es bei Systemen mit mehreren Elektronen, die noch dazu nicht in einem Kasten, sondern einem COULOMBpotenzial eingesperrt sind, nicht so einfach, die Energie eines Zustands treffend zu berechnen.

Viele verschiedene Effekte spielen eine Rolle, beispielsweise dass der Kern nicht eine einzige homogen verteilte positive Ladung ist, sondern aus kleineren Elementarteilchen besteht.

Auch wechselwirken die Elektronen von Mehrelektronensystemen miteinander; möglicherweise müssen auch Einflüsse anderer Atome (beispielsweise bei Bindungen oder Reaktionen) mit modelliert werden.

Für Abschätzungen genügen die Vorhersagen der einfachen Atommodelle aber durchaus.

Die Zustandsreihenfolge, wie in der Chemie (auswendig) gelernt, ist: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p (Quelle: »<http://www.abi-tools.de/themem/chemie/allgem/211's2.htm>«)

### 0.1.3 Fragen

- Wie kann im Bild 427.1 die Manifestationswahrscheinlichkeit in Abhängigkeit der Entfernung zum Kern aufgetragen sein, wenn doch aber p-Orbitale nicht kugelsymmetrisch sind?

- Wie kommt man auf das Pauli-Prinzip? Gibt es einen fundamentaleren Zusammenhang, den das Pauli-Prinzip nur spezialisiert?
- Inwieweit gilt das Pauli-Prinzip bei der Verschmelzung oder Annäherung zweier Atome? „Wo hört ein Atom auf?“
- Welche Kraft (im übertragenden Sinne) führt dazu, dass Zustände höherer Energie wenn möglich in Zustände niedrigerer Energie übergehen?

(Benötigte Zeit: 53 min)