

# Atomorbitale

## 4 Quantenzahlen für den Zustand des Elektrons

1. **Hauptquantenzahl n**

$$n = 1, 2, 3, \dots$$

2. **Nebenquantenzahl l**

$$l = 0, 1, 2, \dots, n-1$$

dafür meistens Buchstaben s, p, d, f, g, ... verwendet

3. **Magnetische Quantenzahl m**

$$m = 0, \pm 1, \pm 2, \dots, \pm l$$

dafür bei  $\pm 1$  und  $\pm 2$  meistens Indices verwendet

$$l = 0: \quad s: \quad s \text{ ohne Index}$$

$$l = 1: \quad p \quad p_x, p_y, p_z$$

$$l = 2: \quad d: \quad d_{xy}, d_{xz}, \dots$$

4. **Spinquantenzahl s** (auch  $m_s$ )

$$s = \pm \frac{1}{2}$$

dafür oft Symbol  $\uparrow$  und  $\downarrow$  ("Spin up bzw. down") verwendet.

## Regeln für die Besetzung der Zustände mit Elektronen

1. Die Elektronen besetzen die Zustände von der niedrigsten Energie an.
2. Keine zwei Elektronen können alle 4 Quantenzahlen gleich haben.  
"Pauli - Prinzip"
3. Wenn zwei Zustände gleiche Energie haben, heißen die Zustände entartet.
4. Bei entarteten Zustände werden zuerst die Zustände einfach besetzt, und erst nachfolgend werden Zustände mit zwei Elektronen (mit antiparallelem Spin) besetzt.  
"Hundsche Regel"
5. Einen durch n, l und m beschriebenen Zustand nennt man auch **Orbital**.
6. Ohne äußeres Magnetfeld hängt (genähert) die Energie nur von n und l ab.  
D.h. alle p-, d-, f- usw. Orbitale haben die gleiche Energie.