

1 Chemie

1.1 Geschichte der Atommodelle

- Demokrit (ca. 460 bis 370 v. Chr.): atomos, unteilbar („Wasser-Atom“, „Holz-Atom“)
- Dalton (um 1800): Atome können verbunden und getrennt werden, empirische Messungen
- Thomson (1897): „Zwiebelmodell“
- Rutherford (1903): Elektronen auf Bahnen, Vakuum in „Lücken“, Streuversuche
- Bohr: Die Elektronen kreisen auf verschiedenen Energiestufen (Schalen)

1.2 Das Orbitalmodell

Heisenberg (1901 bis 1986): „Elektronen haben keine Bahnen - sie bewegen sich bahnlos“

⇒ Der Aufenthaltsbereich eines Elektrons ist nur statistisch fassbar.

Definition des Orbitals: Raum, in dem sich ein Elektron mit 99% Wahrscheinlichkeit aufhält.

Pauli-Prinzip

Keine zwei Elektronen eines Atoms stimmen in allen vier Quantenzahlen miteinander überein.

Aufbauregel

Die Orbitale werden ihrem Energieniveau entsprechend sukzessive besetzt.

Hundsche Regel

Energieriche Orbitale werden zuerst mit **einem** Elektron besetzt.

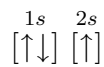
1.2.1 Kästchenschreibweise der Elektronenkonfiguration

Die Kästchen werden nebeneinander geschrieben, ihrer Energiestufe entsprechend.

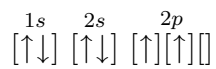
H



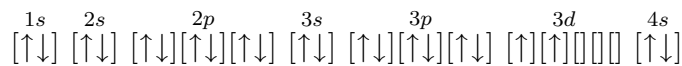
Li



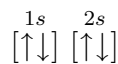
C



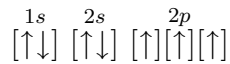
Ti



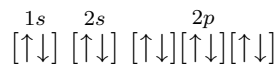
Be



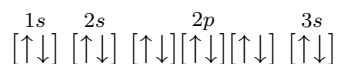
N



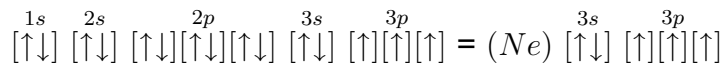
Ne



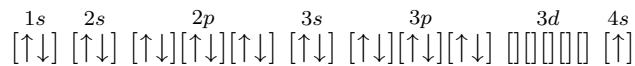
Mg



P

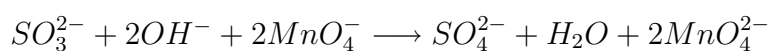


K

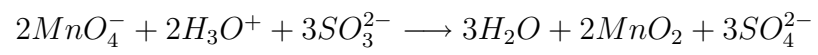


Beispiel: Mangan tritt in vielen verschiedenen Oxidationsstufen auf.

- Im alkalischen Milieu:



- Im Neutralen:



- Im Sauren:

