

Regeln für die Elektronenverteilung in den Unterniveaus (Orbitalen)

1 Das PAULI-Prinzip

Die Elektronen im gleichen Atom müssen sich in mindestens einer Quantenzahl unterscheiden (☞ jedes Orbital kann mit maximal 2 Elektronen unterschiedlichen Spins besetzt werden).

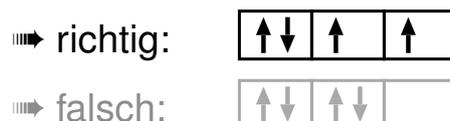
2 Energetisches Aufbau-Prinzip

Die energieärmeren Zustände (bzw. Orbitale) werden immer vor den energiereicheren Zuständen (Orbitalen) besetzt.

3 HUNDSche Regel

Unterniveaus (= Orbitale gleicher Haupt- und Nebenquantenzahl) werden zuerst mit Elektronen gleichen Spins besetzt, bevor die Doppelbesetzung unter Spinpaarung erfolgt.

Beispiel: 4 Elektronen auf einem p-Unterniveau (bzw. p-Orbital):



4 Stabilitätsregeln

Da voll und halb besetzte d- und f-Unterniveaus/Orbitale stabil sind, wird in einigen Fällen das energetische Aufbauprinzip teilweise aufgehoben.

Beispiele:

Element	Konfig. nach energetischem Aufbauprinzip	tatsächliche Elektronenkonfiguration	Hinweise
${}_{29}\text{Cu}$	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^9$	$[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$	analog bei Silber (${}_{47}\text{Ag}$) und Gold (${}_{79}\text{Au}$)
${}_{24}\text{Cr}$	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^4$	$[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$	analog bei Molybdän (${}_{42}\text{Mo}$)
${}_{64}\text{Gd}$	$[\text{Xe}] 6s^2 4f^8$	$[\text{Xe}] 6s^2 4f^7 5d^1$	analog bei Curium (${}_{96}\text{Cm}$)