

---

# Grundlagen der Physik

## Atom- und Kernphysik



Atome sind die kleinsten Bausteine eines jeden chemischen Stoffes. Sie können nicht weiter zerteilt werden, ohne die charakteristischen Eigenschaften des jeweiligen Stoffes zu verlieren. Ein Atom hat einen Durchmesser in der Größenordnung von  $1 \cdot 10^{-10} \text{ m} = 1 \text{ \AA}$  (ein „Angström“, benannt nach **Anders Angström**).

Alle Atome enthalten einen Atomkern, der fast die gesamte Masse eines Atoms beinhaltet. Er besteht aus Kernbauteilchen („Nukleonen“), also aus positiv geladenen Protonen und gleich schweren, jedoch ungeladenen Neutronen. Umgeben wird der Atomkern von einer nahezu masselosen Hülle aus Elektronen.



## Atombausteine und ihre Eigenschaften

Elementarteilchen	Zeichen	Ladung	Masse
Elektron	$e^-$	$q_e = -1 e$	$m_e = 0,000\,55\, u = 9,109\,38 \cdot 10^{-31}\, \text{kg}$
Proton	$p^+$	$q_p = +1 e$	$m_p = 1,007\,28\, u = 1,672\,62 \cdot 10^{-27}\, \text{kg}$
Neutron	$n^0$	$q_n = 0$	$m_n = 1,008\,66\, u = 1,674\,93 \cdot 10^{-27}\, \text{kg}$



Mit  $1 e = 1,6022 \cdot 10^{-19} \text{ C}$  wird dabei die Elementarladung bezeichnet. Ein Proton beziehungsweise Neutron ist jeweils um ein rund 2000-faches schwerer als ein Elektron; der Durchmesser eines Atomkerns ist zugleich jedoch um ein rund rund 100 000-faches kleiner als die Elektronenhülle.



## Elektronenhülle

Ein Atom im Grundzustand ist nach außen hin elektrisch neutral, es besitzt genauso viele Elektronen in der Atomhülle wie Protonen im Atomkern. Der Aufbau der Elektronenhülle eines Atoms ist für die elektrischen und chemischen Eigenschaften eines Elementes von entscheidender Bedeutung.

Zur strukturellen Beschreibung der Elektronenhülle wird meist das *Schalenmodell* verwendet.



## Elektronenhülle

Ein kann ionisiert werden, indem ein Elektron aus seiner Valenzschale in eine darüber liegende, noch unbesetzte Schale angehoben wird. Die für das „Anheben“ des Elektrons (entgegen dem *elektrischen Feld* des Atomkerns) der dazu Ionisierungsenergie nötig.

Bei chemischen Reaktionen findet eine Wechselwirkung zwischen den Elektronenhüllen zweier oder mehrerer Atome statt; die Atomkerne bleiben dabei unverändert.



## Atomkern

Atomkerne („Nuklide“) setzen sich aus elektrisch positiv geladenen Protonen und elektrisch neutralen Neutronen zusammen; sie haben einen Durchmesser in der Größenordnung von  $10^{-15}$  m, sie sind also um das rund 100 000-fache kleiner als der Durchmesser der Atomhülle.

Die Nukleonen (Neutronen und Protonen) werden durch die sogenannte starke Wechselwirkung zusammengehalten. Diese anziehende Kraft ist im Bereich der kurzen Distanzen des Atomkerns sehr viel stärker als die abstoßende elektrostatische Kraft, die zwischen den positiv geladenen Protonen wirkt.



## Atomkern

Die Anzahl der Protonen eines Atomkerns wird als Ordnungszahl  $Z$  bezeichnet, da sie für jedes chemische Element charakteristisch ist. Die Anzahl der Neutronen im Atomkern hingegen kann bei verschiedenen Atomen des gleichen Elements variieren.

Die Summe der Protonen- und Neutronenanzahl wird als Massenzahl  $A$  bezeichnet, da sie die Masse eines Atomes bestimmt. Zur Kennzeichnung des Kernaufbaus wird die Massenzahl oben links, die Kernladungszahl  $Z$  (Anzahl der Protonen) unten links neben das chemische Symbol geschrieben:





## Atomkern

*Beispiel:*

- Für ein Helium-Atom mit zwei Protonen und zwei Neutronen schreibt man  ${}^4_2\text{He}$ , denn die Kernladungszahl (Anzahl an Protonen) beträgt  $Z = 2$ , und die Massenzahl (Anzahl an Protonen plus Neutronen) beträgt  $A = 4$ .
- Für ein Kohlenstoff-Atom mit sechs Protonen und sechs Neutronen schreibt man entsprechend  ${}^{12}_6\text{C}$ .
- Für ein Uran-Atom mit 92 Protonen und 143 Neutronen schreibt man entsprechend  ${}^{235}_{92}\text{U}$ .



## Atomkern

Wie das letzte Beispiel zeigt, muss in einem Atomkern die Anzahl an Protonen nicht mit der Anzahl an Neutronen übereinstimmen.

Auch für die drei Elementarteilchen Neutron, Proton und Elektron kann die obige Schreibweise verwendet werden:

Neutron:  ${}^1_0\text{n}$

Proton:  ${}^1_1\text{p}$

Elektron:  ${}^0_{-1}\text{e}$



## Atomkern

Die Angabe einer „negativen“ Protonenzahl beim Elektron ist hierbei eine alternative Schreibweise für die Angabe der elektrischen Ladung. Allgemein wird bei der Beschreibung von Atomkernen die Ladungsangabe häufig weggelassen, da diese ohnehin stets eine positive Ladung tragen, die ihrer Protonenzahl entspricht.



## Atomkern

### Isotope

Chemische Elemente werden durch die Anzahl an Protonen im Atomkern charakterisiert; die Anzahl an Neutronen hingegen kann bei verschiedenen Atomen des gleichen Elements unterschiedlich sein. Atome, die aufgrund der unterschiedlichen Anzahl an Neutronen im Atomkern eine unterschiedliche Massenzahl besitzen, werden als Isotope bezeichnet.



## Atomkern

### Isotope

- Für das chemische Element Wasserstoff sind folgende drei Isotope bekannt:
  - Bei „normalem“ Wasserstoff besteht der Atomkern aus einem einzelnen Proton:



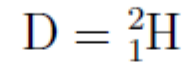
Dieses Isotop macht mit durchschnittlich **99,986%** den größten Anteil aller Wasserstoff-Atome aus.



## Atomkern

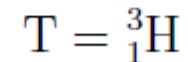
### Isotope

- Bei „schwerem“ Wasserstoff (Deuterium, Kurzform D) besteht der Atomkern aus einem Proton und einem Neutron:



Deuterium macht mit durchschnittlich 0,014% einen sehr kleinen Anteil aller Wasserstoff-Atome aus.

- Bei „sehr schwerem“ Wasserstoff (Tritium, Kurzform T) besteht der Atomkern aus einem Proton und zwei Neutronen:



Tritium ist radioaktiv; in der Natur tritt es nur in kleinsten Mengen auf.



## Atomkern

### Isotope

- Für das chemische Element Sauerstoff sind ebenfalls drei Isotope bekannt. Es besteht durchschnittlich zu 99,762% aus  $^{16}_8\text{O}$ , zu 0,038% aus  $^{17}_8\text{O}$  und zu 0,2% aus  $^{18}_8\text{O}$ ; alle Isotope sind „stabil“ (nicht radioaktiv).

Da für jedes chemische Element die Kernladungszahl  $Z$  eindeutig festgelegt ist, werden bei der Bezeichnung von Isotopen häufig nur die unterschiedlichen Massenzahlen neben das Symbol des jeweiligen Elements geschrieben, also beispielsweise  $^{16}\text{O}$  oder  $\text{O}-16$  für das Sauerstoff-Isotop mit insgesamt 16 Nukleonen.

Abgesehen vom Massenunterschied besitzen Isotope weitgehend gleiche physikalische und chemische Eigenschaften.



## Massendefekt

Die Masse eines Atomes entspricht nicht genau der Summe der Massen der Elementarteilchen, sondern ist stets etwas geringer. Dieser Masseverlust, der bei der Zusammenlagerung der Bausteine auftritt, wird als Massendefekt bezeichnet.

Ursache für den Massendefekt ist die bei der Zusammenlagerung der Elementarteilchen frei werdende Bindungsenergie. Nach [Albert Einsteins](#) berühmter Formel – der Äquivalenz von Masse und Energie – entspricht die Bindungsenergie  $E$  dem Differenzbetrag  $m$  der Massen der Elementarbausteine und des gesamten Atoms, multipliziert mit dem Quadrat der Lichtgeschwindigkeit  $c \approx 3 \cdot 10^8$  m/s:

$$E = m \cdot c^2$$

Massendefekte treten nur bei Kernreaktionen auf; bei chemischen Reaktionen ist lediglich das Zusammenwirken der äußeren Elektronen von Bedeutung.





## Massendefekt

Bereits ein winziger Massendefekt entspricht einer gewaltigen Menge an Energie.

*Beispiel:*

- Das Isotop  $^{12}\text{C}$  besteht aus je sechs Protonen, Neutronen und Elektronen. Rechnerisch würde die Summe der Massen aller Atombauusteine folgenden Wert ergeben:

$$6 \cdot 1,67262 \cdot 10^{-24} \text{ g} + 6 \cdot 1,67493 \cdot 10^{-24} \text{ g} + 6 \cdot 0,91094 \cdot 10^{-27} \text{ g} = 2,009 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

Die tatsächliche Masse des Isotops beträgt allerdings nur  $1,9924 \cdot 10^{-23} \text{ g}$ . Die Differenz von  $m = 1,66 \cdot 10^{-25} \text{ g}$  wird bei der Bildung aus den Kernbausteinen in Energie umgewandelt. Diese Masse entspricht einer Energie von  $1,494 \cdot 10^{-11} \text{ J}$  je Atom beziehungsweise  $7,5 \cdot 10^{11} \text{ J}$  je Gramm Kohlenstoff. Dies entspricht der 22-Millionen-fachen Energiemenge, die bei der Verbrennung von einem Gramm Kohle freigesetzt wird.