

Grundlagen der Atomphysik

Atombau Teil 1

Atommodelle nach Rutherford und Bohr

(Erläuterungen und Begriffe)

Die Atomphysik ist das Teilgebiet der Physik, in dem der Aufbau der Atome, deren Eigenschaften, die Vorgänge innerhalb der Atome und die Wechselwirkungen zwischen den Atomen beschrieben werden.

(Atomkerne und Radioaktivität sind Untersuchungsgegenstände der Kernphysik, siehe dort)

Atommodell nach Rutherford (1912)

Atommodell nach Bohr (1913)

Atomaufbau

Zur Beschreibung der Atome werden Modelle verwendet.

Die Entwicklung unserer Vorstellungen über den Bau der Atome begann mit der Entwicklung des Kern-Hülle-Atommodells durch den englischen Physiker Ernest Rutherford im Jahre 1912.

Atom

Atome sind die kleinsten Teilchen chemischer Elemente. Sie lassen sich mit chemischen Verfahren nicht weiter zerlegen. Atome enthalten Elementarteilchen mit positiver oder negativer Ladung und auch neutrale Elementarteilchen. Atome sind nach außen hin elektrisch neutral.

Atomhülle

Die Atomhülle besteht aus Elementarteilchen, welche Elektronen genannt werden. Die Elektronen besitzen eine negative elektrische Ladung. Elektronen sind innerhalb der Atomhülle infolge ihrer unterschiedlichen Energie in bestimmten Räumen am häufigsten anzutreffen. Die Anzahl der Elektronen eines elektrisch neutralen Atoms ist mit der Ordnungszahl des chemischen Elements gleichlautend.

Die Atomhülle ist etwa 100 000mal größer wie der Atomkern, besitzt aber nur eine äußerst geringe Masse.

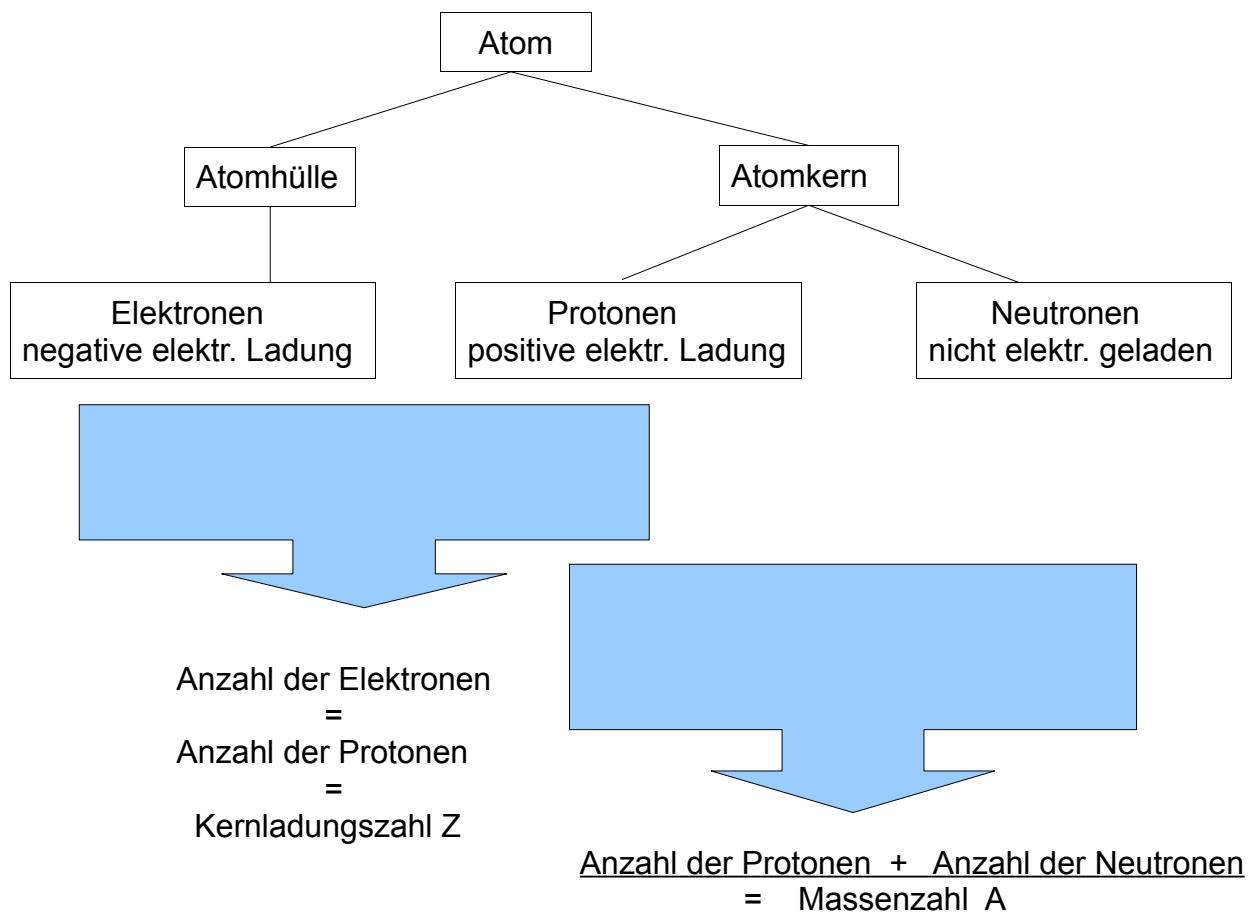
Atomkern

Der Atomkern besteht aus elektrisch positiv geladenen Elementarteilchen, den Protonen und elektrisch neutralen Teilchen, den Neutronen. Diese Elementarteilchen zählt man zu den Nukleonen. Protonen und Neutronen sind etwa gleich schwer, besitzen aber eine mehr als 1800fache Masse wie die Elektronen. Somit ist im Atomkern fast die gesamte Masse eines Atoms vereinigt.

Elektronenschalen

Die Räume, in denen sich mit größter Wahrscheinlichkeit die Elektronen von etwa gleicher Energie aufhalten, nennt man Elektronenschalen. Jede Elektronenschale kann eine bestimmte maximale Anzahl an Elektronen aufnehmen.

Übersicht zum Atombau



Energieniveauschema

Die Elektronen in der Atomhülle können (fast) gleiche oder unterschiedliche Energie aufweisen. Elektronen mit (fast) gleicher Energie gehören zum gleichen Energieniveau. Der Aufbau der Atomhülle ist gekennzeichnet durch eine gesetzmäßige Anordnung der Elektronen in verschiedenen Energieniveaus.

Außenelektronen

Außenelektronen sind die Elektronen in der jeweils äußersten Schicht der Atomhülle, der sogenannten Außenschale. Diese Außenschalen müssen nicht vollständig mit Elektronen besetzt sein. Die Außenelektronen besitzen besondere Bedeutung für die Eigenschaften der chemischen Elemente.

Achterschalen

Achterschalen sind Elektronenschalen, die beim Vorhandensein von 8 Elektronen besonders stabil sind (z.B. Edelgase = chemische Elemente der 8.Hauptgruppe). Alle nicht vollständig besetzten Achterschalen sind wenig stabil und können durch Abgabe oder Aufnahme von Elektronen zu einer stabilen Achterschale werden. Hierzu wird eine Energieänderung vollzogen.

Chemische Eigenschaften und Atombau

Der Aufbau der Atomhülle, insbesondere die Besetzung der Außenelektronen ist entscheidend für die chemischen Eigenschaften und chemischen Reaktionen der Elemente des Periodensystems. Die Anzahl der Außenelektronen ist gleichbedeutend mit der Zuordnung zu einer Hauptgruppe im Periodensystem der Elemente.

Die Anzahl der besetzten Schalen bezeichnet die Zuordnung zu der jeweils entsprechenden Periode im Periodensystem der chemischen Elemente.

Ordnungszahl Z

Ordnungszahl ist die Zahl für die Zuordnung im Periodensystem der chemischen Elemente. Für ein elektrisch neutrales Atom ist die Ordnungszahl identisch mit der Kernladungszahl oder der Protonenanzahl oder der Elektronenanzahl.

Massenzahl A

Die Massenzahl A eines Atoms ist gleich der Anzahl der Nukleonen. Die Anzahl der Nukleonen ergibt sich aus der Summe der Protonen und Neutronen. Die Massenzahl ist identisch mit der auf ganze Zahlen gerundeten relativen Atommasse m_r .

Absolute Atommasse m_A

Die absolute Atommasse m_A gibt die Masse eines bestimmten Atoms in Kilogramm an. Die absoluten Atommassen sind Zahlen mit sehr kleinen Werten, daher benutzt man für chemische Berechnungen die relativen Atommassen.

Beispiele für absolute Atommassen:	Wasserstoffatom	$1,673 \cdot 10^{-27}$ kg
	Kohlenstoffatom	$19,9 \cdot 10^{-27}$ kg
	Sauerstoffatom	$26,6 \cdot 10^{-27}$ kg

Relative Atommasse m_r

Die relative Atommasse gibt an, wieviel mal größer die absolute Atommasse eines beliebigen Atoms ist, als der zwölfte Teil der Atommasse des Kohlenstoff-12-Isotops.

$$m_r = \frac{m_a}{\frac{1}{12} \cdot m_a \left({}^{12}_6\text{C} \right)}$$

Atomare Masseneinheit u

Die atomare Masseneinheit u ist definiert als der zwölfte Teil der Masse des Kohlenstoff-12-Isotops.

$$\begin{aligned} 1 \text{ u} &= 1,660\,277 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \\ 1 \text{ kg} &= 6,023\,091 \cdot 10^{26} \text{ u} \end{aligned}$$

Die Masse eines Atom ermittelt man wie folgt:

$$m_A = m_r \cdot 1 \text{ u}$$