

Aufbau des Atomkerns

Aus der Chemie ist bekannt: Atome eines Elements mit Ordnungszahl $Z \in \mathbb{N}$ bestehen aus einem Atomkern mit elektrischer Ladung $+Ze$ und einer Atomhülle aus Z Elektronen, von denen jedes die Ladung $-e$ hat. Daraus ergibt sich die naheliegende Vermutung, dass der Atomkern jeweils aus Z Teilchen (Protonen, von griechisch *proton* = das erste) besteht, von denen jedes die Ladung $+e$ hat. Die Kerne von Wasserstoff-Atomen würden dementsprechend aus genau einem Proton bestehen, die von Helium-Atomen aus zwei usw. Der englische Chemiker **William Prout** hatte schon 1815 vermutet, dass alle Atome aus Wasserstoff-Atomen zusammengesetzt sind; **Rutherford** zeigte dann 1919, dass die Kerne schwererer Elemente tatsächlich Wasserstoff-Kerne enthalten.

Da die Masse der Elektronen gegenüber der Masse des Atomkerns vernachlässigbar klein ist, ergibt sich also: $m_{\text{Proton}} = m_{\text{H-Atom}} \approx 1,7 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$. Für andere Elemente müsste dann also gelten: $m = Z \cdot m_{\text{H}}$. Messungen zeigen aber z. B., dass $m_{\text{He}} \approx 4 \cdot m_{\text{H}}$ (statt $2 \cdot m_{\text{H}}$) ist, und dass $m_{\text{Ar}} > m_{\text{K}}$ ist, obwohl $Z_{\text{Ar}} < Z_{\text{K}}$.

Außerdem wies der britische Chemiker und Physiker **Francis William Aston** (ein Schüler von Thomson, Nobelpreis 1922) ab dem Jahre 1918 mit Hilfe des von ihm gebauten ersten *Massenspektrometers* eindeutig nach, dass es bei den meisten Elementen nicht nur eine „Sorte“ von Atomen gibt, sondern mehrere verschieden schwere (z. B. gibt es beim Bor zwei verschiedene schwere „Sorten“: $m_{\text{B1}} \approx 10 \cdot m_{\text{H}}$ und $m_{\text{B1}} \approx 11 \cdot m_{\text{H}}$ (statt $5 \cdot m_{\text{H}}$). Der englische Chemiker **Frederick Soddy** (ein Schüler von Rutherford, Nobelpreis 1921) zeigte 1904-1914, dass Atome desselben chemischen Elements trotz unterschiedlicher Massen dieselben chemischen Reaktionen zeigen, und prägte für die verschiedenen Atomsorten eines Elements bereits 1913 den Begriff von Isotopen eines Elements.

Es zeigte sich, dass alle Atome eines Isotops jeweils (recht genau) Massen haben, die ganzzahlige Vielfache von m_{H} sind, also $m = A \cdot m_{\text{H}}$; $A \in \mathbb{N}$ heißt dabei die Massenzahl des Isotops. (*Anmerkung*: im PSE steht jeweils ein Mittelwert der Massen aller Isotope eines Elements). Es gilt aber fast immer: $A > Z$!

Neben diesem Massen-Problem gibt es noch ein zweites: Protonen haben alle eine positive Ladung - sie müssten sich also elektrisch abstoßen, d. h. Atomkerne könnten nicht stabil sein. Als Erklärung für beide Probleme postulierte **Rutherford** 1920, dass Atomkerne neben Protonen auch noch andere Teilchen mit fast derselben Masse enthalten, die aber elektrisch neutral sind. Außerdem sollen sich die Protonen und diese neutralen Teilchen gegenseitig durch eine neue Art von Kraft anziehen (heute „starke Kernkraft“ genannt – *nicht mit „Kernkraft“ in „Kernkraftwerk“ verwechseln! das „Kraft“ in „Kraftwerk“ steht eigentlich für „Energie“... historische Gründe!*)

Nach mehreren experimentellen Hinweisen auf die Existenz dieser Teilchen (u. a. durch den deutschen Physiker **Walther Bothe** und das französische Ehepaar **Frédéric** und **Irène Joliot-Curie** (Tochter von Marie Curie, Nobelpreis 1935)) wies sie dann der englische Physiker **Sir James Chadwick** (ein Schüler von Rutherford, Nobelpreis 1935) im Jahre 1932 endgültig nach und nannte sie Neutronen.

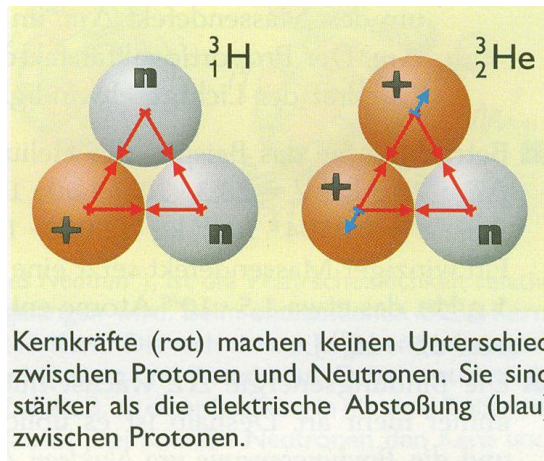
Die Anzahl der Neutronen eines Isotops wird mit N bezeichnet. Damit hat man dann also:

- $m = Z \cdot m_{\text{Proton}} + N \cdot m_{\text{Neutron}} \approx (Z + N) \cdot m_{\text{H}}$, also $A = Z + N$
- Isotope eines Elements haben immer dieselbe Protonenanzahl Z , aber unterschiedliche Neutronenanzahl $N \rightarrow$ Isotope haben jeweils dieselbe Anzahl an Elektronen (\rightarrow selbes chemisches Verhalten), aber unterschiedliche Massen
- Da sich die Protonen und die Neutronen gegenseitig anziehen, halten Atomkerne entgegen der elektrischen Abstoßung der Protonen zusammen; ein Atomkern ist also im Allgemeinen umso stabiler, je mehr Neutronen er enthält.

Protonen und Neutronen zusammen nennt man Nukleonen („Kernteilchen“); A ist also die Anzahl der Nukleonen. Ein Sorte von Atomkernen mit festem Z und N nennt man ein Nuklid.

Für Nuklide sind folgende Schreibweisen üblich (wobei X für das chemische Element-Symbol steht):





Beispiele:

- ein Bor-Nuklid mit Massenzahl 11 und Kernladungszahl 5 schreibt man als ${}^{11}_5\text{B} = {}^{11}\text{B} = \text{B}11 = \text{B}-11$
- ein Uran-Nuklid mit Massenzahl 235 kann man als U-235 schreiben
- ein Helium-Nuklid mit Massenzahl 3 als ${}^3\text{He}$

Alle bekannten Nuklide kann man in einer sogenannten Nuklidkarte finden. In dieser ist nach rechts die Anzahl der Neutronen, nach oben die Anzahl der Protonen eines Nuklids aufgetragen. Bei jedem Nuklid steht das chemische Symbol und die Massenzahl dabei. (Außerdem enthält die Nuklidkarte noch viele Informationen zu möglichen Zerfällen eines Nuklids.) Die allermeisten der bekannten Nuklide kommen übrigens in der Natur nicht vor, sondern wurden künstlich hergestellt!

Abschließend, nur für Interessierte, ein kurzer Ausflug in die Elementarteilchenphysik:

Das Elektron ist (nach heutigem Wissen) ein *Elementarteilchen*, d. h. es besteht aus keinen Einzelteilen, kann also nicht weiter zerlegt werden. Für Protonen und Neutronen gilt das nicht: diese bestehen jeweils aus sogenannten Quarks (gesprochen: „Quork“), genauer: ein Proton besteht aus zwei up-Quarks (Ladung jeweils $+\frac{2}{3}e$) und einem down-Quark (Ladung $-\frac{1}{3}e$), ein Neutron aus einem up- und zwei down-Quarks.

Die Quarks sind (nach heutigem Wissen) ebenfalls *Elementarteilchen*. Die US-Physiker **Murray Gell-Mann** und **George Zweig** schlugen 1964 unabhängig voneinander die Existenz der Quarks vor; 1969 erhielt Gell-Mann den Nobelpreis.

Außerdem gehören zu den Elementarteilchen noch die sogenannten (Elektron-)Neutrinos, die bei bestimmten Kernzerfällen entstehen. Ihre Masse ist winzig – exakt bekannt ist sie nicht, aber mindestens 1 Million mal kleiner als die Masse von Elektronen. Die vier Elementarteilchen Elektron, Neutrino, up- und down-Quark werden eine *Familie* von Elementarteilchen genannt. Neben dieser einen Familie gibt es aber noch zwei weitere, die ebenfalls aus vier Teilchen bestehen, die sich im Prinzip genauso verhalten wie Elektron bzw. Neutrino bzw. up- bzw. Down-Quark – der einzige Unterschied ist, dass sie jeweils eine weit höhere Masse haben (und deshalb nicht stabil sind, sondern sehr schnell in ihre leichteren „Verwandten“ zerfallen!). Die Teilchen der zweiten Familie nennt man Myonen, Myon-Neutrinos, strange- und charm-Quarks; die Teilchen der dritten Familie Tauonen, Tauon-Neutrinos, top- (oder truth-) und bottom- (oder beauty-) Quarks. Warum es drei Familien gibt statt nur einer, weiß bis heute niemand! (Der Teilchenphysiker **Rabi** soll nach der Entdeckung des Myons gesagt haben: „Wer hat das denn bestellt?!“)

Und als wäre das nicht genug, gibt es zu allen 12 dieser Teilchen auch noch sogenannte Anti-Teilchen: Teilchen mit genau derselben Masse, aber entgegengesetzter elektrischer Ladung. Das Anti-Teilchen zum Elektron heißt *Positron*; alle anderen Anti-Teilchen haben keine eigenen Namen, sondern man setzt einfach die Silbe „Anti-“ davor, z. B. Anti-Tauon.

Theoretisch sind alle diese Elementarteilchen punktförmig (haben keine Ausdehnung); experimentell nachgewiesen ist zumindest, dass sie sicher kleiner als 10^{-18} m sind.