

Der Bau des Atomkerns und Isotope: Die Ausstattung mit Atombausteinen variiert

C1CL



1. Die Zugehörigkeit zu einem Element und die Ladung eines Atoms

Es ist die Anzahl an Protonen (p^+), die die Zugehörigkeit eines Atoms zu einem Element festlegt. So gehören alle Atome, die 1 Proton (p^+) im Atomkern besitzen, dem Element (Atomart) *Wasserstoff* an, ganz gleich wie viel Neutronen oder Elektronen sie auch besitzen. Alle diese Atome mit $p^+ = 1$ bekommen das Symbol H.

Im *Periodensystem* sind die Elemente nach steigender Protonenzahl geordnet. Sie entspricht der dort angegebenen **Ordnungszahl (OZ)**. Sie ist stets ganzzahlig ist und nimmt beim Voranschreiten im PSE immer um 1 zu: ${}_1\text{H}$, ${}_2\text{He}$, ${}_3\text{Li}$, ${}_4\text{Be}$, ${}_5\text{B}$ etc.

1.1 Geben Sie die Protonen- (p^+) und die Elektronen-Zahl folgender Teilchen an.

- | | | | | | | | | |
|-----------------|---------|---------|---------------------|---------|---------|--------------------|---------|---------|
| a) Na | p^+ : | e^- : | b) Al^{3+} | p^+ : | e^- : | c) O^{2-} | p^+ : | e^- : |
| d) N^- | p^+ : | e^- : | e) Au | p^+ : | e^- : | e) H^+ | p^+ : | e^- : |

Für den Fall, dass ein H-Atom in der Atomhülle 1 Elektron (e^-) besitzt, gleicht sich die Kernladung nach außen hin gerade aus. Es handelt sich dann um ein *ungeladenes (= neutrales)* Atom. Ein H^- -Atom besitzt eine negative Ladung mehr als positive Ladungen vorhanden sind. In der Elektronenhülle ist also ein Elektron mehr vorhanden, als im Atomkern. Da durch das Element „H“ festgelegt ist, dass im Kern ein 1 Proton zu finden ist, sind es also 2 Elektronen in der Hülle. Geladene Teilchen (Atome oder Moleküle) werden als Ionen bezeichnet. Das H^- wird als das Hydrid-Ion bezeichnet.

2. Bau des Atomkerns, Neutronenzahl und Isotope: Bauvarianten der Atome eines Elements

Da sowohl Protonen und Neutronen jeweils ca. 1 u wiegen und die Masse der Elektronen zu vernachlässigen ist, sollten alle Atommassen ungefähr ganzzahlig sein. Beispiele für Elemente mit nahezu ganzzahligen Atommassen:

Es gibt allerdings auch Gegenbeispiele. Viele Elemente weichen in ihrer Atommasse stark von einem ganzzahligen Wert ab. Beispiele:

Für das Abweichen von ganzzahligen Atommassen gibt es vor allem zwei Gründe:

- 1. Massendefekt:** Bei der Bildung eines Atomkerns aus Protonen und Neutronen wird viel Energie an die Umgebung abgegeben. Dieser Energieverlust führt zu einem Massenverlust, denn beide hängen mit der Beziehung $E = mc^2$ (**Energie-Masse-Äquivalenz**) zusammen. Er macht allerdings höchstens 0,2 u aus, meist sogar viel weniger. Der Massendefekt alleine kann also nicht erklären, warum beispielsweise beim Chlor (Cl) die Atommasse 35,45 u ausgewiesen ist.
- Von nahezu jedem Element sind **Bauvarianten** bekannt, die sich in der Neutronenzahl unterscheiden. Die Bauvarianten eines Elements, also solche mit der gleichen Ordnungszahl, aber unterschiedlicher Massen- und Neutronenzahl werden **Isotope** genannt („iso“ = gr. für „gleich“). Im PSE wird die durchschnittliche Atommasse der natürlichen Isotopenzusammensetzung angegeben, sie ist deshalb selten ganzzahlig. Neben den *natürlichen*, gibt es zusätzlich auch *künstliche (synthetische)* Isotope.

Allgemein spricht man den bei verschiedenen Atomarten, die durch eine bestimmte Protonen- und Neutronenzahl chara-

cterisiert sind, auch von **Nukliden**. ${}^{16}\text{O}$, ${}^4\text{He}$, ${}^{19}\text{F}$, ${}^3\text{He}$ sind Beispiele für Nuklide. Isotope sind die verschiedenen Nuklide eines Elements.

Die verschiedenen Isotope eines Elements verhalten sich chemisch fast identisch und zeigen dasselbe Reaktionsverhalten. Sie können ausschließlich auf chemischem Weg, also über Stoffumwandlungen, mit wenigen Ausnahmen deshalb nicht voneinander getrennt werden.

Da sowohl Neutron und Proton jeweils ca. 1 u wiegen, ist die Massenzahl eines *einzelnen* Nuklids stets nahezu ganzzahlig. Sie entspricht der Summe der Protonenzahl und der Neutronenzahl (n^0) an. Da die Ordnungszahl der Protonenzahl entspricht, kann man aus der Differenz dieser beiden Werte auf die Neutronenzahl schließen. Bsp. n^0 vom Nuklid ${}^{13}\text{C}$: $13 - 6 = 7$
2.1 Bestimmen Sie die Anzahl der Nukleonen und Elektronen:

- Wasserstoffisotope: a) ${}^1\text{H}$ b) ${}^2\text{H}$ c) ${}^3\text{H}$
d) ${}^7\text{Li}^+$ e) ${}^{63}\text{Cu}^{2+}$ f) ${}^{128}\text{I}^-$ g) ${}^{238}\text{U}$

Schlussfolgerung zum Zahlenverhältnis $n^0 : p^+$ anhand der Reihe Aufgaben 2.1 d) - g): Mit steigender des Nuklids nimmt die pro Proton benötigte Neutronenzahl zu. Dies ist auf die abstoßenden Kräfte der Protonen untereinander, zurückzuführen. Sie sind auf kleinstem Raum untergebracht, denn der Atomkern ist winzig. Um dies zu ermöglichen, wird eine zunehmend steigende Zahl an Neutronen benötigt. **Sie wirken wie ein Kitt, der die Protonen und damit den Atomkern zusammen hält.**

3. Über die Stabilität verschiedener Nuklide

3.1 Ergänzen Sie die Lücken sinnvoll.

Es sind nicht beliebige Protonen- und Neutronenzahlenkombinationen für Atomkerne erlaubt. Nur bei bestimmten Zahlenkombinationen von n^0 zu p^+ ist ein Atomkern stabil. Abweichungen von diesen Zahlenkombinationen führen zur Instabilität. Der Atomkern und damit das ganze Atom neigt dann zum Zerfall. Beim Zerfall in leichtere Isotope werden große Energiemengen in Form verschiedener Strahlung frei. Diese Eigenschaft instabiler Kerne zur Strahlungsabgabe wird **Radioaktivität** genannt (lat. *radiare* = strahlen).

Auch alle künstlich erzeugten Nuklide sind radioaktiv, d.h. sie neigen zum Zerfall. Die Zeitdauer, in der 50% einer anfänglichen Isotop-Menge zerfällt, wird **Halbwertszeit** genannt. Hohe Instabilität führt dazu, dass in sehr kurzer Zeit schon 50% einer Anfangsmenge zerfallen ist. Je kürzer die Halbwertszeit, desto instabiler die Isotope und desto höher ist damit deren Radioaktivität. Für *stabile Nuklide* gibt man keine Halbwertszeit an, da sie, wenn sie nicht zufällig von spaltender Strahlung getroffen werden - nach allem was wir bis jetzt wissen, ewig existieren.

Beispiel 1: Isotope des Elements Wasserstoff

Die Isotope des Wasserstoffs sind so wichtig, dass sie sogar eigenständige Namen und Symbole bekommen haben. Alle drei Wasserstoff-Isotope kommen in der Natur vor.

3.2 Ergänzen Sie die Symbole und die Nukleonen.

Bezeichnung	Symbol	Halbwertszeit	Nukleonen	Natürl. Häufigkeit	Bemerkungen
Protium	„H“ = ^1H	-		99,9885%	stabil
Deuterium	„D“ =	-		0,0115%	stabil
Tritium	„T“ =	12,3 Jahre	p^+ : 1 n^0 : 2	$1 \cdot 10^{-15}\%$	natürl. radioaktiv

Beispiel 2: Isotope des Elements Fluor (F)

Fluor ist ein Beispiel für ein **Reinelement**. So werden die Elemente genannt, die in der Natur nur in einem einzigen Nuklid auftreten. Bei Fluor handelt es sich um das Nuklid Neben dem natürlichen und stabilen Isotop gibt es noch folgende synthetische Isotope: ^{17}F , ^{18}F , ^{20}F und ^{24}F . Sie besitzen Halbwertszeiten von wenigen Sekunden bis einige Minuten.

Beispiel 3: Uran - Brennstoff der meisten Kernkraftwerke

Von den bekannten Uran-Isotopen kommen drei in der Natur vor. Damit ist Uran ein **Mischelement**. Alle Uran-Isotope, synthetisch oder natürlich, sind radioaktiv. Das „Uran-238“,

(^{238}U) ist mit einer Halbwertszeit von 4,5 Milliarden Jahren das am schwächsten radioaktive. Es macht 99,3% des natürlichen Urans aus. Das wesentlich seltenere Uran-235 wird häufig in Kernkraftwerken eingesetzt. Man kann es in einer Uranverbindung mit aufwändigen Verfahren anreichern, d.h. den Anteil an ^{235}U gegenüber denjenigen in der natürlichen Isotopenzusammensetzung, steigern. ^{235}U wird in Kernkraftwerken durch Beschuss mit Neutronen gespalten. Bei der Spaltung entstehen neben den Spaltprodukten auch wieder neue frei abgestrahlte Neutronen. Sie können weiteres ^{235}U spalten. Deshalb kann durch Steuerung der zur Spaltung befähigten Neutronen eine **kontrollierte Kettenreaktion** aufrecht erhalten werden. Hierbei nutzen viele Kernkraftwerke auch **schweres Wasser, D_2O** . Bei der Spaltung entstehen leichtere Nuklide und sehr große Energiemengen. Die Wärme wird zur Wasserdampferzeugung genutzt. Er treibt Turbinen zur Stromerzeugung an. Die Spaltprodukte sind selbst auch radioaktiv und zerfallen aufgrund ihrer Instabilität weiter.

In Atomwaffen läuft eine *unkontrollierte*, aufgrund der zunehmenden Neutronenzahl, explosive Kettenreaktion ab.

3.3 Klären Sie die Unterschiede: Leichtes, halbschweres, schweres und superschweres Wasser.

Beispiel 4: Technetium - Der Fluch der 43 Protonen

Es fällt auf, dass *Technetium* das einzige leichte Element ist, von dem keine stabilen Nuklide bekannt sind. Offensichtlich kann mit 43 Protonen kein stabiler Atomkern existieren, egal wie die Neutronenzahl auch ist. Bei der Benennung („Techni“ = gr. für künstlich) nahm man an, es gäbe keine irdischen Vorkommen. Erst 1961 konnte man Spuren nachweisen.

Atome mit magischem Kern

Es gibt auch Protonen- und Neutronenzahlen die zu besonderer Stabilität führen. Nuklide in denen sie verwirklicht sind, sind auffallend häufig. Ihre Energiearmut und energetische Stabilität zeigt sich, dass bei ihrer Bildung besonders viel Energie frei wird. Die in dieser Weise beobachtbaren magischen Zahlen sind 2, 8, 20, 28, 50, 82, 126 und 184.

- So ist beispielsweise Zinn ($_{50}\text{Sn}$) das Element mit der höchsten Anzahl bekannter stabiler Isotope.
- Die Isotope ^{206}Pb , ^{207}Pb und ^{208}Pb sind die schwersten stabilen Nuklide überhaupt.

Gehören sowohl die Protonen- und auch die Neutronenzahl zu den magischen Zahlen, spricht man von einem doppelt magischen Kern. Hierzu gehören die ^4He (2 p^+ , 2 n^0), ^{16}O (8 p^+ , 8 n^0), ^{40}Ca (..... p^+ , n^0) und Blei-208 (..... p^+ , n^0).