



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 einem Proton (1 p+) bekommen das Symbol H.

Im Periodensystem sind die Elemente nach steigender Protonenzahl geordnet. Sie entspricht dort bei dem Element angegebenen Laufnummer, der Ordnungszahl (Z).

Anzahl an p+ = Z

1.1 Geben Sie die Protonen und die Elektronen folgender Teilchen an.

- a) Na p+: e: b) Al3+ p+: e: c) O2- p+: e:
d) N- p+: e: e) Au p+: e: e) H+ p+: e:

Für den Fall, dass ein H-Atom in der Atomhülle auch ein Elektron besitzt (1 e-), gleicht sich die Kernladung nach außen hin gerade aus. Es handelt sich dann um ein ungeladenes (= neutrales) Atom.

Geladene Atome oder Moleküle werden als Ionen bezeichnet. So ist beispielsweise ein H- Ion einfach negativ geladen. In der Elektronenhülle ist also ein Elektron mehr vorhanden, als im Atomkern Protonen zu finden sind. Da durch das Element „H“ fest steht, dass im Kern ein Proton zu finden ist müssen es also zwei Elektronen in der Hülle vorhanden sein (2 e-).

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

Da ein Proton und ein Neutron jeweils 1 u wiegen, sollten die Atommassen alle ganzzahlige Werte ergeben. Dies ist für viele Elemente auch nahezu der Fall. Beispiele für Elemente mit nahezu ganzzahligen Atommassen sind

Es gibt allerdings auch Gegenbeispiele, also Elemente deren Atommasse stark von einem ganzzahligen Wert abweichen:

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 A = 35,45 u ausgewiesen ist.
2. Von jedem Element sind Bauvarianten bekannt, die sich in der Neutronenzahl (N) unterscheiden. Die Bauvarianten haben die gleiche Ordnungszahl (Z), stellen daher das gleiche Element dar, weisen aber verschiedene Massen auf. Im PSE ist meistens die durchschnittliche Atommasse angegeben. Jede einzelne Bauversion wird Nuklid genannt, und die

Massenzahl („Atomgewicht“, A) links oben neben dem Elementsymbol angegeben. (Bsp: 13C, 7Li etc.). Die verschiedenen Nuklide eines gleichen Elements werden auch Isotope genannt. Isotope unterscheiden sich damit nur in der Neutronen- und Massenzahl, haben aber dieselbe Protonenzahl (Z). Beispielsweise sind die Nuklide 13C und 12C zueinander isotop. Die verschiedenen Isotope eines Elements verhalten sich chemisch fast identisch und zeigen dasselbe Reaktionsverhalten.

Gegenbeispiel: Die Nuklide 80Br und 37Cl sind nicht zueinander isotop.

Da ein Neutron und auch ein Proton jeweils 1 u wiegen, gibt die ganzzahlig gerundete Atommasse eines Nuklids die Summe der Protonen- und der Neutronenzahl an:

A = Z + N

Da durch das PSE die Ordnungszahl (≡ Protonenzahl) bekannt ist, kann man aus der Differenz auf die Neutronenzahl (N) schließen. N = A - Z. Beispiel: 13C: n0 = 13 - 6 = 7 n0

2.1 Bestimmen Sie die Anzahl der Atombauusteine der Wasserstoffisotope:

- 1H (...): p+ n0 e-
• 1H (...): p+ n0 e-
• 1H (...): p+ n0 e-

2.2 Bestimmen Sie die Anzahl der Atombausteine.

	Z (p ⁺ -Zahl)	N (n ⁰ -Zahl)	e ⁻ -Zahl
⁷ Li ⁺			
⁶³ Cu ²⁺			
¹²⁸ I ⁻			
²³⁸ U			

Schlussfolgerung zum Zahlenverhältnis n⁰ : p⁺ anhand der Reihe: Mit steigender des Nuklids nimmt die pro Proton benötigte 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 (Klebstoff), 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 n⁰ 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“ = ¹ H	-		99,9885%	stabil
Deuterium	„D“ =	-		0,0115%	stabil
Tritium	„T“ =	12,3 Jahre	p ⁺ : 1 n ⁰ : 2	1·10 ⁻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 eines einzigen Nuklids auftreten. Bei Fluor handelt es sich um das Nuklid Neben dem natürlichen und stabilen Isotop gibt es noch folgende synthetische Isotope: ¹⁷F, ¹⁸F, ²⁰F und ²¹F. 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“, (²³⁸U) 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 ²³⁵U gegenüber denjenigen in der natürlichen Isotopenzusammensetzung, steigern. ²³⁵U wird in Kernkraftwerken durch Beschuss mit Neutronen gespalten. Bei der Spaltung entstehen neben den Spaltprodukten auch wieder neue frei abgestrahlte Neutronen. Sie können weiteres ²³⁵U spalten. Deshalb kann durch Steuerung der zur Spaltung befähigten Neutronen eine **kontrollierte Kettenreaktion** aufrecht erhalten werden. Hierbei nutzen viele Kernkraftwerke auch **schweres Wasser, D₂O**. 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:

nicht radioaktiv: Leichtes, halbschweres und schweres Wasser. radioaktiv: Superschweres Wasser (Überbegriff zu 3 Varianten)

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 damit

einhergehende energetische Stabilität zeigt sich darin, 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 Isotopen.
- Die Isotope ${}^{206}\text{Pb}$, ${}^{207}\text{Pb}$ und ${}^{208}\text{Pb}$ sind die schwersten stabilen stabilen Nuklide überhaupt.

Ist sowohl die Protonen- als auch die Neutronenzahl eine magische Zahl, spricht man von einem **doppelt magischen Kern**. Hierzu gehören die ${}^4\text{He}$ (2 p^+ , 2 n^0), ${}^{16}\text{O}$ (8 p^+ , 8 n^0), ${}^{40}\text{Ca}$ (..... p^+ , n^0) und Blei-208 (..... p^+ , n^0).