

## Lerneinheit 1

# Atombau und Periodensystem

**SbX**

Alle SbX-Inhalte zu dieser Lerneinheit finden Sie unter der ID: 2986.

Materie ist eine Bezeichnung für alles Stoffliche, das uns umgibt und aus dem wir selbst bestehen.

Bereits im antiken Griechenland wurde der Aufbau von Materie diskutiert und die Forscher machten sich Gedanken darüber, ob es unteilbare, kleinste Teilchen geben könnte. Die ersten deutlichen Hinweise auf einen Aufbau der Materie aus Atomen fand die Naturwissenschaft aber erst im 18. Jahrhundert. Heute ist es allgemein bekannt und es wurde von den Naturwissenschaften belegt, dass Stoffe aus Atomen aufgebaut sind. Mit speziellen Mikroskopen, die nichts mehr mit einem normalen Lichtmikroskop gemeinsam haben, können die Forscherinnen und Forscher die winzig kleinen Atome sogar sichtbar machen. Diese bestehen aus Protonen, Neutronen und Elektronen. Das Periodensystem der Elemente verrät uns vieles über den Aufbau der Atome.

## Lernen

### 1 Modell oder Wirklichkeit Gibt es Atome?

**SbX**

Eine Animation zum Teilen von Materie finden Sie unter der ID: 2987.

#### Die Idee von den Atomen

Machen wir gemeinsam ein Gedankenexperiment: Sie nehmen ein Stück eines beliebigen Stoffes und teilen es in zwei Hälften. Dann halbieren Sie es wieder und wieder, es werden immer kleinere Stücke. Was geschieht, wenn das Stück immer weiter geteilt wird?

#### Gruppenarbeit



**Diskutieren Sie:** Ein Stück Materie wird mehrmals halbiert. Wie oft kann es geteilt werden? Erhält man irgendwann das kleinste Teilchen, das nicht mehr weiter teilbar ist?



Ist Materie unendlich oft in immer kleinere Stücke teilbar? Zu dem Gedankenexperiment gibt es zwei sich widersprechende Antwortmöglichkeiten:

- Antwort A: Ja, Materie ist unendlich oft teilbar, weil sie aus einem einheitlichen **Kontinuum** besteht, d.h., keine Risse, Löcher oder Hohlräume besitzt.
- Antwort B: Nein, Materie ist nur endlich oft teilbar. Irgendwann erhält man ein Teilchen, das nicht mehr weiter teilbar ist. Materie besteht aus kleinsten, unteilbaren Teilchen.

Für die Griechen war das vor über 2000 Jahren eine unlösbare Frage. Sie konnten weder Antwort A noch Antwort B experimentell nachweisen. Allerdings hatten sie in ihrer Sprache bereits ein Wort für diese kleinsten Teilchen. Sie nannten sie ATOMOS, das Unteilbare. Es gibt zwei griechische Philosophen, die die Idee von den Atomen vertreten haben: **Leukipp** und Demokrit.



**Leukipp** (um 500 v. Chr.) Dieser griechische Denker gilt als Begründer des Atomismus – der Idee vom Aufbau des Universums aus Atomen.

#### Einzelarbeit



Ein Blick mit den stärksten Mikroskopen, die wir uns vorstellen können, auf einen beliebigen Stoff: Sieht man das rechte oder das linke Bild?





**John Dalton**  
(1766–1844)

Der berühmte englische Naturforscher untermauerte die Idee von den Atomen mit naturwissenschaftlichen Experimenten und Gesetzen.

## Erste Beweise für die Existenz der Atome

Um 1800 wurde die Idee von den Atomen von den Naturforschern wieder aufgegriffen. **John Dalton** wusste bereits, dass Stoffe nur in bestimmten Mengenverhältnissen miteinander reagieren. Diese Beobachtung war durch die Vorstellung, dass Materie aus Atomen besteht, gut erklärbar. Er formulierte 1808 seine Hypothese (Vermutung) zum Aufbau der Materie aus Atomen.

### Daltons Atomhypothese:

1. Materie besteht aus kleinsten kugelförmigen Teilchen oder Atomen.
2. Atome sind unteilbar und können weder geschaffen noch zerstört werden.
3. Alle Atome eines chemischen Elements sind gleich, sie unterscheiden sich nur in der Masse von den Atomen anderer Elemente.
4. Atome können chemische Bindungen eingehen und aus diesen auch wieder gelöst werden.
5. Das Teilchen einer Verbindung wird aus einer bestimmten, stets gleichen Anzahl von Atomen jener Elemente gebildet, aus denen die Verbindung besteht.

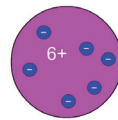
### Dalton stellte sich die Atome als unteilbar vor und betrachtete sie als feste Kugeln.

Dieses einfache Bild (Modell) von der Materie und den Atomen ist in der Chemie bis heute sehr nützlich. Die Abbildung von Atomen als bunte Kugeln finden Sie in jedem Chemiebuch – auch in diesem!

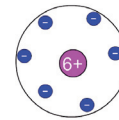
### Die „unteilbaren Teilchen“ sind teilbar



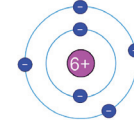
Dalton



Thomson



Rutherford



Bohr

Abb. 1: **Atommodelle:** Das Bild (Modell) vom Atom als feste, unteilbare Kugel musste im 20. Jahrhundert mehrmals verändert werden. Zuerst wurde entdeckt, dass Atome aus noch kleineren Teilchen bestehen. Anschließend wurde in mehreren Schritten erforscht, wie sich diese Elementarteilchen zu einem Atom verbinden.

Um 1900 fanden die Naturwissenschaftler heraus, dass Atome aus noch kleineren Teilchen bestehen. In Experimenten mit Gasen in Glasrohren unter hohen elektrischen Spannungen machte **Joseph Thomson** Beobachtungen, die am besten damit erklärbar waren, dass Atome in negative Teilchen, die Elektronen, und in positive Teilchen zerfallen können. Sie sind somit nicht unteilbar! Thomson stellte sich das **Atom als mehrfach positiv geladene Kugel** vor. In dieser verteilen sich die negativ geladenen Elektronen (wie Rosinen in einem Kuchen).

**Sir Ernest Rutherford** (1871–1937) löste ein weiteres Rätsel in Bezug auf das Atom. Er zeigte in einem berühmten Versuch, dass die Masse im Atom sehr ungleich verteilt ist. Das Atom besteht nach Rutherford aus einem **positiven Atomkern und der Atomhülle**. Der Atomkern enthält im Zentrum des Atoms fast die gesamte Masse. In der Atomhülle befinden sich nur die winzigen, negativ geladenen Elektronen.

**Niels Bohr** (1885–1962) brachte in das Atommodell die Idee der fixen Bahnen der Elektronen ein. Bis dahin konnte niemand erklären, wieso die Elektronen nicht in den Atomkern gezogen werden. Anders als Planeten, die lange Zeit auf ihren Bahnen um die Sonne kreisen, können sich geladene Teilchen nicht längere Zeit frei in der Atomhülle bewegen, ohne dass sie ständig Energie verlieren und rasch ins Zentrum stürzen. Bohr wusste aber, dass die Atome sehr stabil sind. Daher **postulierte** er, dass es **Bahnen** gibt, auf denen sich die **Elektronen ohne Energieabstrahlung** um den Atomkern bewegen können. Energie wird nur bei Sprüngen zwischen den einzelnen Bahnen frei.

Aber auch das Bohr'sche Atommodell weist noch Ungereimtheiten und Fehler auf. Auf den folgenden Seiten wird zusammengefasst, was heute als gesichertes Wissen über den Atombau gilt.

SbX

Eine Linkliste zu den Atommodellen und eine Animation zum Atommodell nach Bohr finden Sie unter der ID: 2987.



**Joseph John Thomson**  
(1856–1940)

Er fand Belege dafür, dass Atome aus noch kleineren Teilchen bestehen.

**Postulieren:** Fordern, zur Bedingung machen

In den Naturwissenschaften sind Postulate manchmal notwendig. Sie zeigen allerdings, dass die tieferen Zusammenhänge noch nicht verstanden wurden.



Eine Audiodatei zur Geschichte des Periodensystems finden Sie unter der ID: 2987.

Querverweis

Elementarteilchen werden auch in der Physik besprochen.

Perioden heißen die Zeilen im Periodensystem.

Einzelarbeit



Das Periodensystem finden Sie unter der ID: 2987. Es enthält alle chemischen Elemente, die derzeit bekannt sind.

Größenverhältnis Atomkern – ganzes Atom: Könnte man ein Atom so weit vergrößern, dass der Wiener Stephansdom darin Platz hätte, wäre der Atomkern ungefähr 1 cm groß!

## 2 Atombau

Atome sind aus Protonen, Neutronen und Elektronen aufgebaut.

### Die Elementarteilchen

Alle Atome bestehen aus den gleichen Elementarteilchen: aus Protonen, Neutronen und Elektronen. Die folgende Tabelle zeigt Masse, relative Masse und Ladung der drei Teilchen sowie den Ort im Atom, an dem sie sich befinden.

Tabelle: Elementarteilchen

	Elektron	Proton	Neutron
Masse	$0,91 \cdot 10^{-30}$ kg	$1,6725 \cdot 10^{-27}$ kg	$1,6748 \cdot 10^{-27}$ kg
Relative Masse	0,00055	1,0072	1,0087
Ladung (in Vielfachen der Elementarladung e)	-1	+1	0
Ort im Atom	Hülle	Kern	Kern

### Ausflug in die Mathematik:

$0,91 \cdot 10^{-30}$  ist eine unvorstellbar kleine Zahl. Als Dezimalzahl ausgeschrieben ist es 0,000000000000000000000000000091.

### Periodensystem und Atombau

Die Atome der verschiedenen Elemente unterscheiden sich in der Anzahl der Protonen, aus denen sie bestehen.

**Atombau:** Betrachten Sie die Abbildung, schlagen Sie parallel dazu das Periodensystem auf und vergleichen Sie dieses mit den Abbildungen der Atome! Sehen Sie sich die Ordnungszahlen im Periodensystem an. Hängen sie mit der Zahl der Protonen, Elektronen oder Neutronen zusammen?

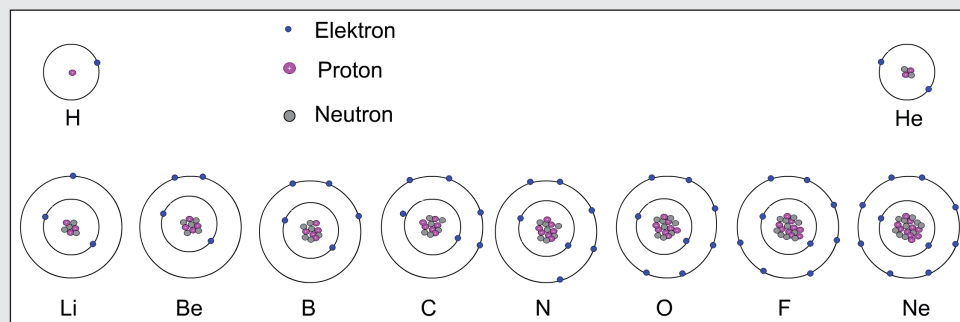


Abb. 2: Atomkern und Atomhülle

**Hinweis:** In dieser Abbildung wird der Blick auf die Anzahl der Teilchen gerichtet. Die Größe entspricht nicht der Realität. Die Elektronen sind viel kleiner als die Protonen und Neutronen. Der Atomkern ist wesentlich kleiner als das ganze Atom.

Lehrbeispiel

**L 1:** Das Heliumatom besitzt die Ordnungszahl 2. Es enthält zwei Protonen im Atomkern und zwei Elektronen in der Atomhülle.

**Aufgabe:** Ermitteln Sie mit Hilfe des Periodensystems die Protonenzahl folgender Elemente: Sauerstoff, Eisen, Gold, Uran.

Beachten Sie

Die **Ordnungszahl** gibt die Anzahl der Protonen im Kern und die Anzahl der Elektronen in der Hülle an.

**Querverweis**

Genauer über Atomkerne, radioaktive Strahlung und Atomspaltung erfahren Sie im Gegenstand Physik.

**Neutronen und Isotope**

Die **Neutronen** befinden sich wie die Protonen im Atomkern. Man kann allerdings nur mit Hilfe des Periodensystems nicht sagen, wie viele Neutronen ein Atom besitzt.

Die Anzahl der Neutronen eines Elementes kann unterschiedlich sein. Im Periodensystem kann nur ein mittlerer Wert dafür herausgelesen werden: Atommasse (gerundet) minus Ordnungszahl.

**Beispiele:** Wasserstoff:  $1 - 1 = 0$ ; Helium:  $4 - 2 = 2$ ; Lithium:  $7 - 3 = 4$ ; Sauerstoff:  $16 - 8 = 8$

Wasserstoffatome können null, ein oder zwei Neutronen enthalten. In der Abbildung 4 auf der vorigen Seite sehen Sie links oben die am häufigsten vorkommende Form des Wasserstoffatoms als Modell. Wenn ein Element verschiedene Atomkerne besitzen kann, weil es mehrere mögliche Neutronenzahlen für dieses Element gibt, so spricht man von Isotopen.


**Isotope** besitzen gleich viele Protonen, aber unterschiedlich viele Neutronen.

**Einzelarbeit**


SbX

Die Lösung der Aufgabe finden Sie unter der ID: 2987.


- Elektron
- Proton
- Neutron



${}^1_1\text{H}$



${}^2_1\text{H}$



${}^3_1\text{H}$

Abb. 3: Isotope

**Isotope:** Die Schreibweise  ${}^1_1\text{H}$  bezieht sich auf den Atomkern mit einer bestimmten Zahl an Protonen und Neutronen. Vergleichen Sie die Schreibweise in den drei Beispielen mit den Abbildungen! Was bedeuten die beiden Zahlen? Wie hängen sie mit der Zahl der Protonen und der Neutronen zusammen?

SbX

Ein Fallbeispiel zur Herstellung eines neuen Elements durch Aufeinanderschießen von Atomkernen finden Sie unter der ID: 2987.

**Die Schalen der Atome**

Mit dem Wissen über den Aufbau der Atomhülle kann die Chemie eine Unzahl von Beobachtungen erklären und Voraussagen über Eigenschaften und Reaktionsfähigkeit von Stoffen treffen.

Die Elektronen umkreisen den Atomkern und bilden dabei Schalen. Diese umgeben den Atomkern wie ineinandergelegte Kugeln verschiedener Größe. Die innerste Schale ist die kleinste, sie kann nur zwei Elektronen aufnehmen. In die zweite Schale passen bereits acht Elektronen. Die großen Atome haben bis zu sieben Schalen.

**Einzelarbeit**

Die folgende Tabelle zeigt die Anzahl der Elektronen der ersten zehn Elemente in der ersten und zweiten Schale. Vergleichen Sie die Zahlen mit der Abbildung 2 auf der vorigen Seite!

	H							He
1. Schale	1							2
2. Schale								
	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
1. Schale	2	2	2	2	2	2	2	2
2. Schale	1	2	3	4	5	6	7	8

Im **He-Atom** gibt es zwei Elektronen. Beide befinden sich in der ersten Schale. Das ist der Grundzustand des Heliumatoms. Beide Elektronen haben die Hauptquantenzahl 1. Damit ist die erste Schale voll. In sie passen nur zwei Elektronen.

Im **Li-Atom** gibt es drei Elektronen. Zwei Elektronen befinden sich in der ersten Schale, ein Elektron in der zweiten. Es passt nicht mehr in die erste Schale. Die zweite Schale kann acht Elektronen aufnehmen. Die Elemente Li, Be, B, C, N, O, F, Ne füllen diese zweite Schale mit Elektronen auf. Im Ne-Atom sind die erste und die zweite Schale vollständig gefüllt.

**Versuch**

Flammenfärbung von Salzen von Na, K, Rb, Sr, Ca

Elektronen können angeregt werden, in höhere Schalen zu springen. Sie können dann aus den höheren Schalen wieder in den Grundzustand zurückfallen. Dabei wird Energie frei. Bei vielen Elementen kann man diese Sprünge direkt beobachten: Sie strahlen sichtbares Licht ab.