

[zur Startseite](#)

# Der Mikrokosmos

[\[Atome und Isotope\]](#) [\[Elektronen und ihre Orbitale\]](#) [\[Der Blick ins innere des Atoms\]](#) [\[Das Periodensystem der Elemente\]](#)

## Atomtheorie

Im Jahre 1802 stellte der englische Chemiker John Dalton (1766-1844) seine Atomtheorie vor. Obwohl die alten Griechen bereits über Atome nachgedacht haben, lieferte Dalton doch als erster Beweise für deren Existenz; sie beruhen auf den Gewichtsverhältnissen der Elemente, die eine Verbindung eingingen. Dalton veröffentlichte 1805 seine Atomtheorie. Er behauptete, alle Materie bestünde aus unzerstörbaren und unteilbaren Teilchen. Die Atome eines Elements seien ihren Gewicht und ihren chemischen Eigenschaften nach identisch; doch die Atome eines Elements unterschieden sich von den Atomen aller anderen Elemente. Dalton behauptete, Elemente würden sich in einfachen Gewichtsverhältnissen untereinander verbinden. Die Forscher wussten damals schon, dass die Zusammensetzung von Verbindungen stets dieselbe war; sie hatten bereits eine Reihe solcher "Gewichtskombinationen" aufgefunden. Dalton erkannte aber als erster, dass sich die Elemente in einfachen Mengenverhältnissen untereinander verbanden. Er erkannte auch noch ein weiteres: Wenn Verbindungen sich zersetzen, werden Atome der betreffenden Elemente frei und können danach an weiteren Reaktionen wieder teilnehmen. Sie werden also nicht verändert, wenn sie Verbindungen eingehen und diese wieder verlassen.

Dalton hielt Atome für feste Körper ähnlich wie Billardkugeln. Als Thomson das Elektron entdeckte, stellte er sich die Elektronen wie die Rosinen in einen Pudding positiv geladener Materie vor. Rutherford entdeckte den Kern mit den kreisenden Elektronen. Bohr schließlich bewies, dass diese Bahnen in "Schalen" angeordnet sind.

## Der Atomkern

Die Größe der Atome schwankt von 0,1 bis 0,5 Nanometer (nm). Die Kerne sind nur ein Hunderttausendstel so groß und haben einen Durchmesser von rund  $10^{-6}$  nm. Der größte Teil der Atommasse ist im Kern konzentriert und setzt sich aus den Massen der Protonen und der Neutronen zusammen. Die Masse eines Protons liegt bei  $1,673 \cdot 10^{-27}$ , die eines Neutrons bei  $1,675 \cdot 10^{-27}$  Kg. Ein Elektron wiegt  $9,110 \cdot 10^{-31}$  Kg und ist damit 1836 mal leichter als ein Proton oder Neutron.

Die Atome eines Elements sind unter sich identisch, unterscheiden sich aber von den Atomen anderer Elemente. Wasserstoffatome sind am leichtesten; Ihr Kern besteht aus einem einzigen Proton, die Schale aus einem Elektron. Schwere Elemente weisen auch komplexere Kerne auf, wobei die Anzahl der Protonen zunimmt. Die Anzahl der Protonen ist charakteristisch für das Atom, man bezeichnet sie auch als Ordnungszahl. Wasserstoff hat mit seinem einzigen Proton die Ordnungszahl 1, Uran die Ordnungszahl 92. Es gibt auch Elemente mit noch mehr Protonen, doch kann man sie normalerweise nur künstlich durch Kernreaktionen herstellen. Sie zerfallen auch sofort wieder.

**Das Scanner-Elektronenmikroskop** arbeitet mit Elektronenbündeln anstatt mit sichtbarem Licht. Sein Auflösungsvermögen ist unvergleichlich höher, da die Wellenlängen der Elektronen viel geringer sind als die des sichtbaren Lichtes. Die Wellennatur des Elektrons kann man durch Beugungsmuster ähnlich wie beim Licht beweisen. Wenn ein Elektronenbündel durch ein dünnes Loch zieht, fächert der Strahl auf und zeigt auf einem Leuchtschirm Beugungsmuster.



## Atome und Isotope

Leichte Atome enthalten bevorzugt die gleiche Zahl von Protonen wie von Neutronen, Kohlenstoffkerne setzen sich beispielsweise aus sechs Protonen und sechs Neutronen zusammen. Die Anzahl der Neutronen in den Atomen eines bestimmten Elements kann schwanken, die der Protonen nicht. Chloratome beispielsweise enthalten stets 17 Protonen, doch gibt es zwei verschiedene Formen von Chloratomen in der Natur. Bei der einen enthält der Kern 18 Neutronen, bei der anderen 20.

Diese beiden Formen des Chlors sind Beispiele für Isotope. Einige Isotope sind instabil und zerfallen in Isotope anderer Elemente. Dabei geben sie Strahlung ab. Eine große Stabilität findet man bei Atomkernen mit einer der magischen Neutronenzahlen 2, 8, 20, 28, 50, 82, und 126. Auch wenn die Protonen diese Zahlen aufweisen, ist der Kern eines Isotops stabil. In seltenen Fällen gibt es Isotope mit magischen Zahlen bei den Neutronen wie bei den Protonen. Das Bleisotop mit 82 Protonen und 126 Neutronen ist ein Beispiel dafür und ist in der Tat stabil.

[\[nach oben\]](#)

## Atommassen

Atome sind extrem leicht und die Wissenschaftler machen von einem einfachen System Gebrauch, um ihre Masse zu kennzeichnen. Sie verwenden dazu eine Verhältniszahl; sie gibt das Verhältnis der Masse eines Atoms zum zwölften Teil der Masse des häufigen Kohlenstoffisotops C-12 an. Selbst bei dieser Darstellungsweise entspricht keine Atommasse einer ganzen Zahl.

Eigentlich müsste man erwarten, dass die relative Atommasse von Kohlenstoff "12" betrage. Doch ist dies falsch, da es nicht nur ein Kohlenstoffisotop gibt. Die Atommasse wird nach den relativen Anteilen der beiden natürlichen Kohlenstoffisotope berechnet- von C-12 und C-13. 98,89 Prozent des Kohlenstoffs liegt als C-12 vor, 1,11 Prozent als C-13. Mit diesen Prozentsätzen kommt man auf eine relative Atommasse von 12,011. Auch die übrigen Atommassen werden auf ähnliche Weise berechnet. Der

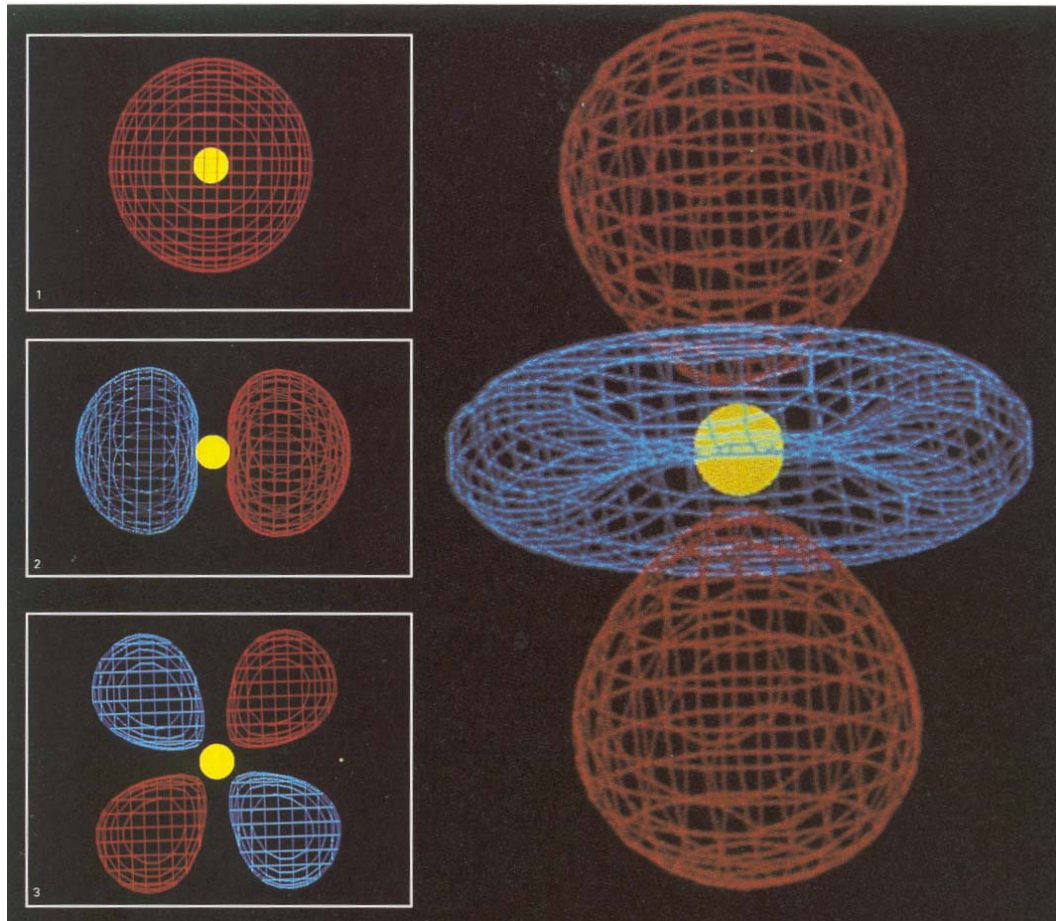
Bezugspunkt bleibt aber stets das Kohlenstoffisotop C-12. Eisen hat zum Beispiel eine Atommasse von 55,847, das schwere Uran von 238,03.

## Elektronen und ihre Orbitale

Elektronen sind Elementarteilchen mit negativer Ladung. Früher glaubte man, sie würden sich um den Kern wie die Planeten um die Sonne bewegen. Der dänische Physiker Niels Bohr (1885-1962) vertrat aufgrund des Emissionsspektrums des Wasserstoffs diese Meinung als erster. Bohr behauptete, die Elektronen würden sich auf fest umrissenen Bahnen um den Kern herumbewegen und auf jeder dieser Bahnen hätten sie eine bestimmte Energie. Elektronen nehmen Energie auf, oder geben sie ab, indem sie zwischen diesen Bahnen hin und her sprängen.

Spätere Forscher veränderten diese Auffassungen. Mit Hilfe einer Wellengleichung für Teilchen von Erwin Schröder, kann man Räume der Aufenthaltswahrscheinlichkeit für Elektronen in einen bestimmten Energiezustand berechnen. Ihre exakte Lage lässt sich allerdings nicht bestimmen. Diese Räume bezeichnet man als Orbitale. Für den Wasserstoff mit seinen einzigen Elektron, kann man eine Reihe solcher Räume bestimmen. Jedes Orbital ist nach den Linien im Emissionsspektrum des Wasserstoffs benannt: sharp (s), principal (p), diffuse (d), und fundamental (f).

Das einfachste Atomorbital liegt kugelförmig symmetrisch um den Kern und heißt s-Orbital. Elektronen mit mehr als einem Energiezustand existieren in größeren kugelförmig symmetrischen Orbitalen, oder in anderen Orbitalen mit unterschiedlicher Form. Die so genannten p-Orbitale sind paarig und bohnen- bis nierenförmig. Die Elektronen können in jedem dieser Teilorbitale existieren. Doch die Wahrscheinlichkeit, dass man einem Elektron in Kernnähe begegnet, liegt nahe bei Null. Es gibt drei p-Orbitale für Wasserstoffatome; sie stehen senkrecht aufeinander und liegen somit auf der x-, y-, und z-Achse eines Koordinatensystems. Berechnungen zufolge gibt es fünf d-Orbitale; auch sie sind lappenförmig um den Kern herum angeordnet. Ferner gibt es sieben f-Orbitale mit Formen, die sich grafisch nur noch schwer darstellen lassen.



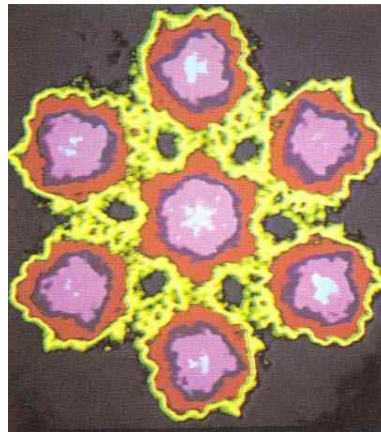
Beim Wasserstoffatom ist, wie erwähnt, nur ein einziges Elektron an der Arbeit, beim Eisen sind sechsundzwanzig, beim Radium sogar achtundachtzig Elektronen um das Zentrum angeordnet. Sie laufen in einer einzigen Sekunde zehntausendbillionenmal um den Kern ( $10^{16}$ ).

## Das Aufbauprinzip

Obwohl sich die Schrödinger-Gleichung für das einzige Elektron im Wasserstoffatom ziemlich leicht auflösen lässt, liegen die Dinge bei Atomen mit mehr Elektronen viel schwieriger, selbst wenn man die größten Computer zu Hilfe nimmt. Dennoch kann man das allgemeine Prinzip der Orbitale auch auf andere Atome anwenden. Man nimmt an, dass ähnliche Orbitale wie beim Wasserstoff für alle anderen Elemente existieren. So baute man Modelle solcher Atome auf, indem man immer wieder ein Elektron hinzufügte. Dieses Prinzip heißt sogar im Englischen "Aufbauprinzip". Wir allerdings benennen es nach dem österreichischen Physiker Wolfgang Pauli (1900-1958) als Pauliprinzip. Pauli behauptete, in einem Orbital können keine zwei Elektronen mit derselben Energie existieren. Dies ist allerdings möglich, wenn sie einen entgegengesetzten Spin aufweisen. Elektronen bilden in Orbitalen Paare und ihre Spins gleichen sich aus. Damit kann jedes Orbital nur zwei Elektronen enthalten. Wenn Elektronen zwei gleiche Möglichkeiten haben, begeben sie sich zuerst in ein noch nicht besetztes Orbital. Die p-, d- und f- Orbitale werden also aufgefüllt, bevor eine Elektronenpaarung stattfindet. Dieses Bildungsprinzip macht es den Forschern möglich, viele chemische und physikalische Eigenschaften der Elemente zu erklären.

[\[nach oben\]](#)

## Scanner-Tunnelmikroskop (STM)



Modernste Techniken erlauben es, einzelne Atome mit einem Durchmesser von nur 30 Milliardstel Zentimeter aufzunehmen. Im Bild sehen wir eine Gruppe von sieben Uranatomen. Die Fotografie wurde mit Hilfe eines Scanner-Tunnelmikroskops (STM) aufgenommen; es wurde erst in den achtziger Jahren entwickelt.

## Der Blick ins innere des Atoms

### Beschleuniger

Um in das innere des Atoms sehen zu können, brauchen die Forscher Verfahren, mit denen sie Entfernungen von  $10^{-15}$  m und weniger untersuchen können. Das liegt weit jenseits des Auflösungsvermögens auch der modernsten Mikroskope. Das Prinzip, das man dabei verwendet, ist allerdings ähnlich. Ein optisches Mikroskop verwendet Licht, das von einem Objekt zurückgeworfen wird. Das Auflösungsvermögen wird von der Wellenlänge sichtbaren Lichts bestimmt und liegt bei rund  $10^{-7}$  m. Das Elektronenmikroskop erreicht viel stärkere Vergrößerungen. Je höher die Energie der Elektronen ist, um so kürzer der Quantentheorie zufolge ihre Wellenlänge.

Wenn man Materie im Bereichen von  $10^{-15}$  m oder weniger untersuchen will, braucht man sehr energiereiche Elektronenströme oder andere Teilchen. Sie werden von Teilchenbeschleunigern erzeugt. Information über die Struktur der Materie erhält man dadurch, dass man beobachtet, wie subatomare Teilchen im inneren des Kerns die energiereichen Elektronen ablenken. Mit besonderen Vorrichtungen kann man die Bahnen und Reaktionen der Teilchen verfolgen.

Die meisten Teilchenbeschleuniger bestehen aus einer kreisförmigen Bahn in einer unter Vakuum stehenden Röhre. Magnetfelder halten die Teilchen auf der richtigen Bahn, wenn sie Tausende von Malen durch den Beschleuniger gejagt werden. Nach jeder Umdrehung nehmen die Teilchen mehr Energie in Form von Radiowellen auf, die in die Bahn eingestrahlt werden. Wenn die Energie der Teilchen zunimmt, muss auch die der Magnetfelder folgen. Irgendwann erreichen die Teilchen dann die Maximalenergie, welche die magnetischen Ringe gerade noch halten können. Man leitet dann den Strahl aus dem Beschleuniger auf Experimentiervorrichtungen, zum Beispiel Targets (Ziele). Dort entstehen sekundäre Partikelschauer aus Pionen, Myonen oder Neutrinos.

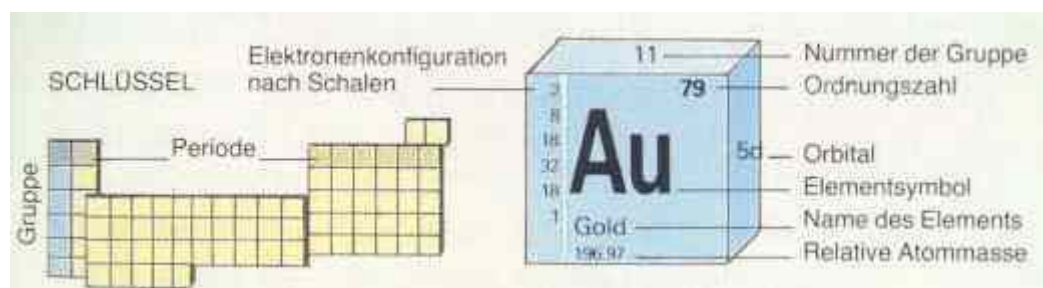
## Das Periodensystem der Elemente

Das Periodensystem ging aus dem Wunsch der Chemiker des 19. Jahrhunderts hervor, die Ähnlichkeiten in den chemischen und physikalischen Eigenschaften der Elemente auf systematische Weise darzustellen. In der Mitte jenes Jahrhunderts waren fast 70 der 92 natürlich auftretenden Elemente bekannt. Stoffe wie Eisen (Fe), Zinn (Sn), Blei (Pb), und Gold (Au) waren seit einiger Zeit als Elemente bekannt, doch fiel der Beweis sehr schwer, dass es sich wirklich um Elemente handelte. Viel einfacher war der Beweis, dass ein Stoff kein Element war, als dass er eines war. Erst mit dem Aufkommen der Spektroskopie und moderner Analysetechniken gelangte man zu unumstößlichen Beweisen.

Der russische Chemiker Dimitrij Iwanowitsch Mendelejew (1834-1907) zeigte als erster die Natur der Elemente auf, indem er sie nach zunehmender Atommasse ordnete. Er behauptete, die Eigenschaften der Elemente veränderten sich auf systematische Weise und ständen mit der Atommasse in Zusammenhang. Mendelejew ordnete alle Elemente, die er kannte, in einer Tabelle in acht vertikale Gruppen und zwölf horizontale Perioden an. Oft ließ er Lücken frei, wenn das Atomgewicht eines Elements nicht in sein Schema passte. Diese füllte man später durch neu entdeckte Elemente auf. Mendelejew sagte zum Beispiel voraus, dass unterhalb des Siliziums (Si) und oberhalb des Zinns /Sn) noch ein Element existieren müsse, dass er Ekasilizium nannte. Es wurde später entdeckt und ist heute als Germanium (Ge) bekannt. Mendelejew arbeitete sehr genau und sein Periodensystem führte zur Entdeckung neuer Elemente, zur genaueren Bestimmung der Atommassen und der Dichten.

Dennoch waren seine Vorstellungen nicht ganz richtig, denn die Eigenschaften eines Elements hängen nicht so sehr von der Atommasse als von der Ordnungszahl ab, das heißt der Anzahl der Protonen im Kern. Die regelhafte Konfiguration der äußeren Elektronen erklärt übrigens die Ähnlichkeiten in den physikalischen und chemischen Eigenschaften.

[\[nach oben\]](#)



## Die Voraussage neuer Elemente

Das Periodensystem war von Anfang an nützlich, um die Existenz bisher noch unbekannter Elemente vorauszusagen. Bisher wurden vierzehn künstliche Elemente entdeckt, die so genannten Transurane. Elemente mit der Ordnungszahl 93 bis 103 sind die letzten Mitglieder der so genannten Aktinidenreihe. Die Elemente 104 bis 118 stellten die Transaktiniden dar. In einer vergrößerten Form dieses Systems stünden sie unter der Periode, die mit dem Hafnium beginnt und mit dem Radon endet.

Die chemischen Eigenschaften dieser Transaktiniden müssten ähnlich sein wie bei den Elementen der entsprechenden Gruppen. Um das Element 121 herum müsste Voraussagen zufolge eine Superaktiniden-Reihe beginnen. Ihre Elemente sollen denen der Aktiniden-Reihe ähneln.