

Man benutzt Modelle, um Unsichtbares oder Unübersichtliches "vorstellbar" und Eigenschaften erklärbar zu machen. Gibt es Eigenschaften, die mit einem Modell nicht erklärt werden können, muss das Modell entweder erweitert oder ein neues Modell entwickelt werden.

### Das Teilchenmodell von Dalton

Um 1800 deutete John Dalton den aus dem Griechischen stammenden Begriff  $\alpha\tau\omicron\mu\omicron\varsigma$  = unteilbar

1. Die "unteilbaren" Atome sind massiv und kugelförmig
2. Die Atome eines Elementes haben die gleiche Größe und die gleiche Masse.
3. Jedes kleinste Teilchen einer flüchtigen Verbindung, das Molekül, enthält die Atome der entsprechenden Elemente im gleichen Zahlenverhältnis.
4. Bei chemischen Reaktionen ändert sich die Masse der Atome nicht.

Bei Synthesen verbinden sich die Elemente meist in einem gleichen, sehr "krummen" Massenverhältnis. Dalton konnte zeigen, dass dahinter ein einfaches Zahlenverhältnis steckt, da immer einzelne Atome miteinander im selben Zahlenverhältnis reagieren.

### Das Rutherford--Atommodell

Folgerungen aus einem Experiment, bei dem positive radioaktive Teilchen auf Goldfolie geschossen wurden und fast alle Teilchen ungehindert durchkommen. Nur eines vom 100 000 wird abgelenkt oder reflektiert. Daraus folgerte er: Das Atom besteht aus einem positiven Atomkern, in dem sich Protonen und Neutronen befinden und der Atomhülle, in der die Elektronen wahllos umherschwirren. In einem äußerst winzig kleinen Punkt ist fast die gesamte Masse vereint. Der größte Teil ist leer, besteht praktisch aus "Nichts" (Vergleich: Weltall). Da die Elektronen negativ sind und der Kern positiv ist, müssten sie sich eigentlich vereinigen. Dass dies nicht geschieht, versucht das nächste Modell zu erklären.

### Das Bohr - Atommodell

Der Aufbau der Hülle wird gedeutet: Die Elektronen bewegen sich und zwar nicht regellos in der Hülle sondern auf ganz bestimmten Bahnen um den Atomkern ("Zwiebelschalenmodell"). Die elektrische Anziehungskraft, bestimmt durch elektrische Ladung und Abstand (Kern-Elektron) und die Abstoßungskraft ("Zentrifugalkraft"), beruhend auf der Bewegung der Elektronen, bestimmt durch ihre Masse und Geschwindigkeit, halten sich im Gleichgewicht. Die Geschwindigkeit der Elektronen in Kernnähe ist besonders groß. Die einzelnen Bahnen können nur eine bestimmte Anzahl von Elektronen aufnehmen. Auf einer Bahn mit kleinem Radius befinden sich weniger Elektronen, weil sie sich auf Grund elektrischer Kräfte gegenseitig abstoßen. Die Maximalzahl  $Z$  der Elektronen einer Schale ist gegeben durch:  $Z = 2 \cdot n^2$  ( $n$  = Nummer der Schale von innen nach außen).

Für den Physikunterricht hat das Bohrmodell größte Bedeutung: Mit ihm kann man die Linienspektren mathematisch erfassen. Um Elektronen gegen die Anziehungskraft des Kerns in eine äußere Schale zu bringen, benötigt man eine bestimmte Energie (Anregungsenergie). "Springt" das Elektron zurück, so gibt es diese Energie in Form von Licht einer ganz bestimmten Frequenz (farbige Linie) wieder ab. Die Bedeutung für die Chemie liegt in der Aussage, dass nur die Elektronen der äußersten Schale (Valenzelektronen) wichtig sind. **Edelgasregel:** Wenn die äußere Schale gerade 8 Elektronen besitzt, befindet sich das Atom in einem besonders stabilen "glücklichemachenden" Zustand. (Ausnahme 1: Schale bei 2 Elektronen). Metalle erreichen diesen Zustand durch Abgabe, Nichtmetalle durch Aufnahme von Elektronen. Leider ist es mit dem Bohr-Modell schlecht möglich, die räumliche Gestalt von Molekülen darzustellen.

### Das Elektronenpaar-Abstoßungsmodell

Nach Heisenberg kann man Ort und Geschwindigkeit eines Elektrons nicht gleich genau angeben sondern eher einen "Aufenthaltsraum", in dem sich das Elektron mit großer (90%) Wahrscheinlichkeit befindet. Der kleinste solche Raum hat Platz für genau zwei Elektronen (Elektronenpaar). Die Form solcher Räume wird durch Kugeln, Hanteln oder "Luftballons" veranschaulicht. Valenzelektronen und Edelgasregel haben auch hier ihre Gültigkeit. Regeln:

1. Die "Räume" einer Stufe ordnen sich geometrisch besonders weit voneinander entfernt an, da sich die Elektronen aufgrund ihrer gleichen Ladung abstoßen. Bei den sogenannten Hauptgruppenelementen ist die Zahl der Elektronen auf der äußeren Schale maximal 8 (Oktettregel). Dies entspricht 4 Elektronenpaaren, die sich so ausrichten, dass sie in die Ecken eines Tetraeders zeigen.
2. Um die Edelgasregel zu erfüllen, wird ein teilweise besetzter Raum von einem Elektron eines zweiten Atoms, das ebenfalls einen teilweise besetzten Raum hat, mitbenutzt (Bildung eines neuen Aufenthaltsraumes aus zwei teilweise besetzten). Solche Bindungselektronen "zählen" doppelt. Schreibweise: Elektron als Punkt, Elektronenpaar als Strich.

Für Insider:

3. Die Besetzung der Räume erfolgt von innen nach außen, wobei die Zahl der Elektronen pro Energiestufe der Zahl der Elektronen pro Bahn im Bohrmodell entspricht; Nummern: 1, 2, 3, 4, usw. Große Energiestufen lassen sich noch feiner in "Unterstufen" unterteilen. (Namen: s mit 2, p mit 6, d mit 10 und f mit 14 Elektronen). Der Name eines Elektrons setzt sich zusammen aus 1. Hauptenergiestufe, 2. Energieunterstufe und 3. Anzahl der Elektronen dieser Stufe (z.B.: Na:  $3s^1$ )
4. Alle Elektronen eines Atoms müssen unterschiedliche Namen haben. Bei der Besetzung von "Räumen" auf derselben Energiestufe gilt: Einfachbesetzung geht vor Doppelbesetzung.