

## Das Wasserstoffatom im BOHRschen Atommodell

NIELS BOHR konnte aufbauend auf den Ergebnissen des RUTHERFORDSchen Streuversuchs die Erkenntnisse zum Bau der Atomhülle erheblich voran bringen. Sein 1913 in den Grundzügen für das H-Atom entwickelte und später auf andere Atome erweiterte Schalenmodell war in der Lage, viele damals bekannte Eigenschaften von Atomen, beispielsweise die gemessenen Beträge der Ionisierungsenergien, zu erklären. Sogar andere, experimentell noch nicht zugängliche atomare Eigenschaften, konnte es vorher-sagen. Die größte Neuerung im Erklärungsansatz war das **Postulat**, also eine unbeweisbare, aber in den Konsequenzen weitreichende Grundannahme, einer **Quantelung**. Es handelt sich damit um ein **quantenmechanisches Atommodell**.

**Was ist eine Quantelung?** In der klassischen Physik gibt es für Größen wie Energie, Kraft, Geschwindigkeit etc. einen kontinuierlichen Wertebereich, indem alle Werte erlaubt sind. So kann die Energie eines Körpers gerade  $E = 1,8 \text{ J}$  betragen, aber auch um einen beliebig kleinen Bruchteil größer sein (z.B.  $E = 1,800000002 \text{ J}$ ). Diese Vorstellung aus der klassischen Physik lässt sich jedoch nicht auf kleinste Teilchen (Atome, Elektronen, Moleküle etc.) übertragen. So ist für die Energie der kleinsten Teilchen nicht mehr jeder x-beliebige, sondern nur **bestimmte (= diskrete) Werte** erlaubt. Auch andere physikalische Größen sind entsprechend gequantelt und können nur diskrete Werte

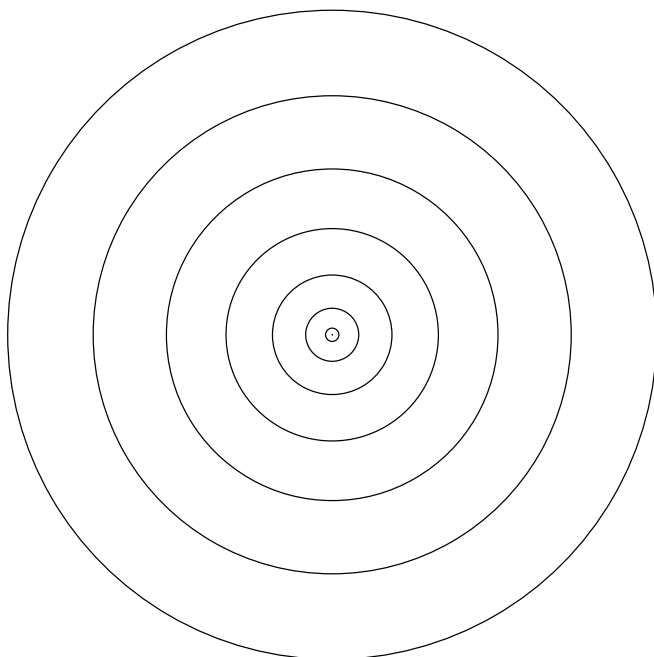
annehmen. Einer Analogie dazu begegnen wir in einem Kaufhaus: Alle Preise auf den Etiketten sind ganzzahlige Vielfache des Betrags 1 Cent. Einen bezahlbaren Endpreis von 302,5 Cent finden wir schließlich nirgends. Alle bezahlbaren Preise sind also gequantelt!

**Die Grundaussage des Schalenmodells von BOHR:** Die Elektronen bewegen sich nahezu mit Lichtgeschwindigkeit in Kreisbahnen um den Atomkern. Allerdings ist nicht jeder Wert für den Radius einer Kreisbahn erlaubt. Vielmehr handelt es sich beim Kreisbahnradius um eine **gequantelte Größe**, d.h. es sind nur **diskrete** Werte erlaubt. Dazwischen liegende Kreisbahnen kann das Elektron aufgrund der postulierten Quantelung und der darauf stützenden mathematischen Modellierung, nicht annehmen. Experimentelle Beobachtungen, beispielsweise die bei spektroskopischen Versuchen abgegebene elektromagnetische Strahlung von H-Atomen, stützen die Aussagen.

Ein H-Atom liegt im energieärmsten Zustand, dem **energetischen Grundzustand**, vor, wenn sich das Elektron auf der innersten Kreisbahn, also der „1. Schale“ (Quantenzahl  $n = 1$ ) befindet. Bei der **Kernladung  $Z$**  (= Protonenzahl), können nach BOHR folgende Atomradien ( $r$ ) berechnet werden:

$$r = \frac{n^2}{Z} \cdot 52,9 \cdot 10^{-12} \text{ m}$$

Die **Quantenzahl  $n$**  (= „Schalenummer“) kann dabei nur ganzzahlige Werte annehmen.  $n = 1, 2, 3, 4, \dots$ . Deshalb resultieren für die Atomradien diskrete Werte.



**Abb. 1: Maßstabsgetreue, aber vergrößerte Darstellung der Elektronenschalen eines Wasserstoffatoms.** (Q: e.W.) Es sind die ersten sieben, der unendlich vielen Kreisbahnen, in denen das Elektron den Atomkern umlaufen kann, dargestellt. Wenn Sie genau hinschauen entdecken Sie in der Mitte unter Umständen auch den Atomkern als Punkt. Er ist allerdings immer noch viel zu groß dargestellt.

1. Ein H-Atom befinde sich in einem **angeregten Zustand**:

- Zeichnen Sie das Elektron hierfür auf der fünften Kreisbahn, also „in der 5. Schale“ ein.
- Berechnen Sie die Radien der ersten fünf Kreisbahnen in Picometern (pm). Hinweis:  $1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$
- Warum könnte man annehmen, dass Elektronen im BOHRschen Modell auf den Kern stürzen? Warum trifft das nicht zu? Zeichnen Sie die relevanten Kräfte als **Vektoren** (gerichtete Größe, dargestellt als Pfeil) ein.

## Erweiterung des Modells auf komplexere Atome und das Aufbauprinzip

Das für das H-Atom entwickelte Atommodell wurde einige Jahre später durch NIELS BOHR selbst so erweitert, dass es *näherungsweise* auch für andere Atome gilt.

Die mathematische Beschreibung von Atomen mit mehreren Elektronen ist viel komplizierter, weil nicht nur die Wechselwirkung mit dem Atomkern berücksichtigt werden muss, sondern auch die abstoßenden Wechselwirkungen aller Elektronen untereinander. Die Berechnung der elektronischen Struktur ganzer Moleküle ist nochmal viele Größenordnungen komplizierter, weil sich die Elektronen darüber hinaus, insbesondere die an chemischen Bindungen beteiligten Elektronen, auch im Einflussbereich mehrerer Atomkerne befinden. Große Teile der Rechenleistung von Supercomputern fließen in die **theoretische Chemie**, bei der näherungsweise die elektronische Struktur von Molekülen modelliert wird.

Die erlaubten Kreisbahnen der Elektronen werden auch **Elektronenschalen** genannt. Manchmal meint man damit aber auch nur diejenigen Kreisbahnen, die im energetischen Grundzustand tatsächlich mit Elektronen besetzt sind. Die maximale Elektronenzahl ( $z$ ) auf der  $n$ -ten Elektronenschale beträgt:

$$z = 2 n^2 \quad \text{mit } n = 1, 2, 3, 4, \dots$$

2. Füllen Sie die folgende Tabelle.

| Schalennummer ( $n$ ) | Bezeichnung der Schale | Maximalzahl an Elektronen ( $z$ ) |
|-----------------------|------------------------|-----------------------------------|
|                       | K                      |                                   |
|                       |                        |                                   |
|                       | M                      |                                   |
|                       | N                      |                                   |
|                       |                        |                                   |
|                       | P                      |                                   |

5. Recherchieren Sie mithilfe der youtube-Videos die Probleme des BOHRschen Atommodells.



<https://youtu.be/cG770N48Hzk> (ca. 8 min)



<https://youtu.be/aaCrbQcHsDM> (ca. 6 min)



<https://youtu.be/mv8m2c85msk> (ca. 6 min)

Für die Verteilung der Elektronen auf die Schalen eines Atoms im energetischen Grundzustand gelten folgende Grundsätze, das sogenannte **Aufbauprinzip**:

1. Die Elektronen werden in die Schalen von innen nach außen eingebaut, da die inneren Schalen energieärmer sind. Die maximale Belegung wird dabei jedoch nicht überschritten. Ist eine Schale voll, so wird ein dazukommendes Elektron in die weiter außen liegende Schale eingebaut.
2. **8-Elektronen-Außenschalen sind besonders stabil**: Besitzt die äußerste belegte Schale 8 Elektronen, so ist diese Elektronenkonfiguration besonders stabil. Selbst wenn in der Schale noch Platz für weitere Elektronen ist, werden dazu kommende Elektronen in die nächste, weiter außen liegende Schale, eingebaut.
3. **Weiterfüllung der zweitäußersten Schalen**: Erst wenn dort zwei weitere Elektronen eingebaut wurden, wird die nun zweitäußerste Schale bis zur Belegungszahl 18 komplettiert.
4. Wenn sogar in der drittäußersten Schale noch Platz ist, wird auch diese nach  ${}_{57}\text{La}$  oder  ${}_{89}\text{Ac}$  zuerst vollständig aufgefüllt (*Lanthanoide und Actinoide*), bevor die zweitäußerste und dann die äußerste vervollständigt wird.

### Weitere Aufgaben

3. Welches Atom hat folgende Elektronenkonfiguration (**Elektronenverteilung**):  $K^2L^8M^{18}N^9O^2$ ?
4. [gemeinsam mit der Lehrkraft]: Geben Sie die Elektronenkonfiguration der Elemente im Grundzustand an. Nutzen Sie die Notation, wie in Aufgabe 3. Gleichen Sie mit den Periodensystem der Elemente ab.