

Kapitel 2: Ein Atommodell der Quantenphysik

2.1 Grundlegendes zu Atomen

2.1.1 (eigentlich) Bekanntes

Atome wurden von den Griechen als kleinste, im eigentlichen Wortsinn „unteilbare“ Bestandteile eines Stoffes eingeführt: Jeder Stoff (Festkörper/Flüssigkeit/Gas) besteht also aus lauter charakteristischen, gleichartigen Bausteinen (heute: Atomen bzw. Molekülen).

Wie man heute weiß, bestehen (neutrale) Atome stets aus einem positiv geladenen Kern (mit Protonen (p^+) und Neutronen (n)) sowie einer negativ geladenen Hülle, die beim neutralen Atom genauso viele Elektronen (e^-) enthält wie der Kern Protonen.

Im Periodensystem der Elemente (PSE) sind die einzelnen bekannten Elemente nach der Zahl ihrer Protonen geordnet (Ordnungszahl Z).

Die Summe aus Z und der Neutronenzahl N ergibt die sog. Massenzahl A, wobei es für jede Atomsorte verschiedene Isotope (gleiches Z, unterschiedliches N) gibt.

Die Masse eines Protons bzw. Neutrons ist ungefähr gleich groß, nämlich ungefähr 1 u.

Diese sog. **atomare Masseneinheit** ist definiert als 1/12 der Masse eines Atoms des Kohlenstoffisotops C12 und hat den Wert

$$1\text{ u} = 1,66054 \cdot 10^{-27} \text{ kg} .$$

Die Masse eines Elektrons ist mit $9,109 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$ etwa um den Faktor 1800 kleiner als 1 u, daher trägt der im Vergleich zum Gesamtatom winzige Atomkern fast dessen ganze Masse.

Als Maß für die Anzahl von gleichartigen Teilchen dient neben der Masse m auch die insbesondere in der Chemie gebräuchliche Stoffmenge n (SI-Einheit: 1 mol (Mol)):

Ein Mol eines Stoffes besteht immer aus ebenso vielen Teilchen wie Atome in exakt 12 g des Kohlenstoffisotops C12 enthalten sind (vgl. FoSa. S. 30).

Diese feste Teilchenzahl hat den Namen **Avogadrozahl** bzw. **Avogadrokonstante**

$$N_A = \frac{N}{n} = 6,0221 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 6,0221 \cdot 10^{26} \text{ kmol}^{-1}$$

Die Masse, die genau ein Mol eines Stoffes besitzt, nennt man seine **molare Masse** M_m . Sie wird in g/mol angegeben und ihre Maßzahl entspricht bei einzelnen Atomsorten genau der Maßzahl der im Periodensystem in u angegebenen Masse m_{Atom} des natürlichen Isotopengemisches.

Beispiele: $m_{\text{Atom}}(\text{Cu}) = 63,55 \text{ u} \Rightarrow M_m(\text{Cu}) = 63,55 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 63,55 \frac{\text{kg}}{\text{kmol}}$

$m_{\text{Molekül}}(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1,008 \text{ u} + 15,999 \text{ u} = 18,015 \text{ u} \Rightarrow M_m(\text{H}_2\text{O}) = 18,015 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

Um die Anzahl N der Atome bzw. Moleküle eines Stoffes bei vorgegebener Masse m auszurechnen, verwendet man die Verhältnisgleichung

$$\frac{N}{N_A} = \frac{m}{M_m} \Rightarrow N = \frac{m}{M_m} \cdot N_A$$

Aus dem sog. Ölfleckversuch weiß man, dass der Atomdurchmesser, der durch den Durchmesser der Elektronenhülle bestimmt wird, in der Größenordnung 10^{-10} m liegt; seit den Untersuchungen von Rutherford beim Beschuss von Goldfolien mit Heliumkernen ist bekannt, dass der Kerndurchmesser eines Atoms einen Wert im Bereich von 10^{-15} bis 10^{-14} m hat.

Also liegen zwischen dem Kernradius eines durchschnittlichen Atoms und dem Radius dessen äußerer Hülle etwa vier Zehnerpotenzen (vgl. Golfball im Fußballstadion).

Um Elektronen in einem Atom anzuregen oder sie ganz aus diesem zu entfernen, muss man dem Atom Energie zuführen und zwar in Form von Licht (geeigneter Frequenz), Wärme oder durch Stöße mit anderen Atomen.