

## 1. Grundlagen der Chemie

### 1.1 Avogadro-Zahl

Wenn es in der Chemie um Stoffmengen geht, rechnet man mit extrem großen Zahlen. Zum Beispiel hat man in 12 Gramm Kohlenstoff 602 200 000 000 000 000 000 000 Teilchen. Diese Zahl ist sehr unhandlich und es ist kompliziert damit zu rechnen. Damit dies einfacher ist hat man folgendes definiert:

$$602\,200\,000\,000\,000\,000\,000 = 1 \text{ mol}$$

Die Einheit „mol“ ist also eine Mengenangabe, vergleichbar mit:

$$\begin{aligned} 1\,000 &= 1 \text{ Tausend} \\ 1\,000\,000 &= 1 \text{ Million} \\ 1\,000\,000\,000 &= 1 \text{ Milliarde} \end{aligned}$$

Ein Mol Kohlenstoff wiegen exakt 12 Gramm, so dass man die Molare Masse (M) definiert:

$$M_{\text{Kohlenstoff}} = 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \quad \rightarrow \quad M = \frac{m}{n}$$

Beispiele:

a) Wieviel Gramm wiegen 4 mol Methan?

b) Wie viele Eisenteilchen sind in 6,5 g Eisen?

$$\begin{aligned} M_{\text{Methan}} &= m_{\text{Methan}} / n_{\text{Methan}} \\ 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} &= m_{\text{Methan}} / 4 \text{ mol} \\ 72 \text{ g} &= m_{\text{Methan}} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} M_{\text{Eisen}} &= m_{\text{Eisen}} / n_{\text{Eisen}} \\ 55,85 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} &= 6,5 \text{ g} / n_{\text{Eisen}} \\ n_{\text{Eisen}} &= 0,116 \text{ mol} \end{aligned}$$

### 1.2 Konzentration

Wenn man 5,8 g Natriumchlorid in einem Liter Wasser löst hat man 0,1 mol NaCl-Teilchen hinzugefügt. Man spricht in diesem von einer Konzentration (c) von 0,1 mol pro Liter. Alternativ kann man auch sagen, dass man eine 0,1 molare Lösung.

$$c_{\text{NaCl}} = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \quad \rightarrow \quad c = \frac{n}{V}$$

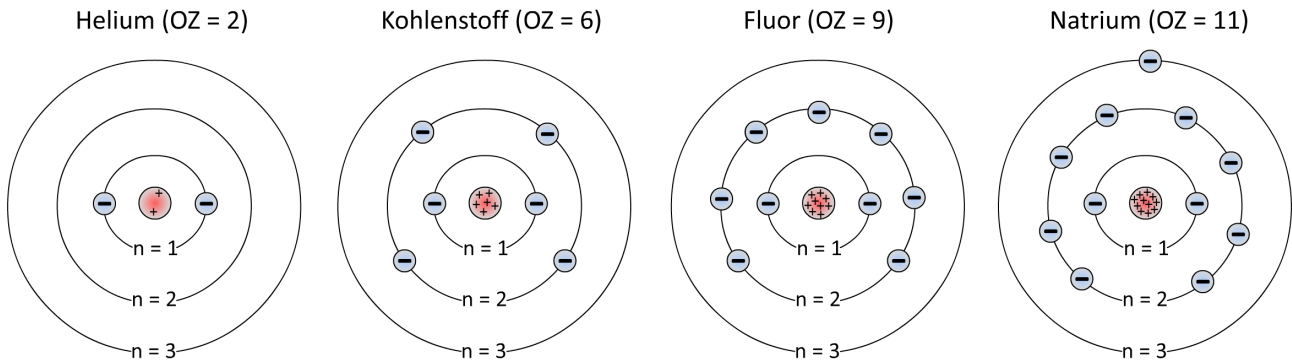
Beispiele: Wie viele NaCl-Teilchen sind in 320 ml einer 0,5 molaren Lösung enthalten?

$$\begin{aligned} c_{\text{NaCl}} &= n_{\text{NaCl}} / V_{\text{NaCl}} \\ 0,5 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} &= n_{\text{NaCl}} / 0,32 \text{ l (Liter!)} \\ 0,16 \text{ mol} &= n_{\text{NaCl}} \end{aligned}$$

### 1.3 Wie sieht ein Atom aus?

Niels Bohr entwickelte 1913 das bohrsche Atommodell, welches auf den Atommodellen von Rutherford und Thomson aufbaute. Dieses Atommodell ist nicht ganz korrekt, dennoch kann es sehr anschaulich zeigen, wie ein Atom prinzipiell aufgebaut ist. Jedes Atom hat die gleiche Zahl an positiv geladenen Protonen und negativ geladenen Elektronen, so dass das Atom nach Außen hin neutral ist. Die Zahl der Protonen bzw. Elektronen ist der Ordnungszahl gleich, die im Fall des Kohlenstoff z.B. sechs beträgt. Die sechs Protonen sind alle im Kern lokalisiert. Die Elektronen

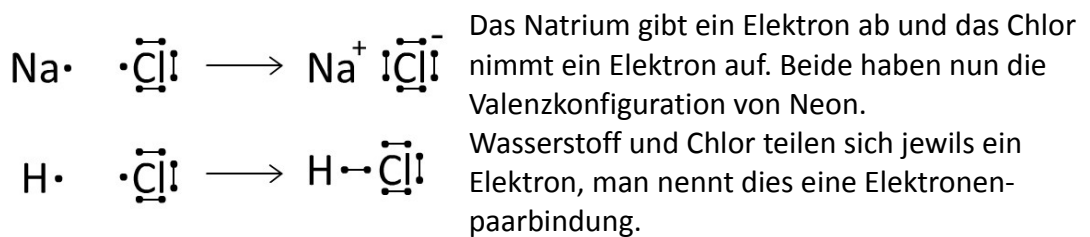
hingegen laufen auf festen Bahnen um den Kern herum. Diese festen Bahnen werden auch Elektronenschalen genannt. In die erste Schale passen zwei Elektronen, danach ist diese Schale voll besetzt. In die zweite und dritte Schale passen jeweils maximal acht Elektronen.



Für chemische Reaktionen sind die äußersten Elektronenschalen am Wichtigsten, da nur die äußersten Elektronen z.B. zu anderen Atomen wandern oder Bindungen eingehen können. Diese Schale wird Valenzschale genannt, bzw. die Elektronen darauf Valenzelektronen. In den vier Beispielen im Bild (oben) kann man vier Atome sehen, die nach dem bohrschen Atommodell dargestellt sind. Einerseits kann man die Schalen mit „n“ bezeichnen (n = 1,2,3, usw.), andererseits werden sie häufig auch K-Schale (erste Schale, n = 1), L-Schale (zweite Schale, n = 2), M-Schale (dritte Schale, n = 3) usw. genannt. Die Elektronenverteilung ist also wie folgt (Valenzelektronenzahl ist rot markiert):

	Helium:	Kohlenstoff:	Fluor:	Natrium:	Argon:
K-Schale (max. 2):	2	2	2	2	2
L-Schale (max. 8):	0	4	7	8	8
M-Schale (max. 8):	0	0	0	1	8
N-Schale (max. 18):	0	0	0	0	0

Die Edelgase (Helium, Neon, Argon, usw.) haben eine voll besetzte Valenzschale. Diese Edelgase sind sehr inaktiv, da die vollbesetzten Valenzschalen energiegünstig sind. Die Anderen Stoffe versuchen auch die Valenzschale voll zu besetzen um die sogenannte Edelgaskonfiguration herzustellen.



### 1.4 Wie werden Moleküle gebaut?

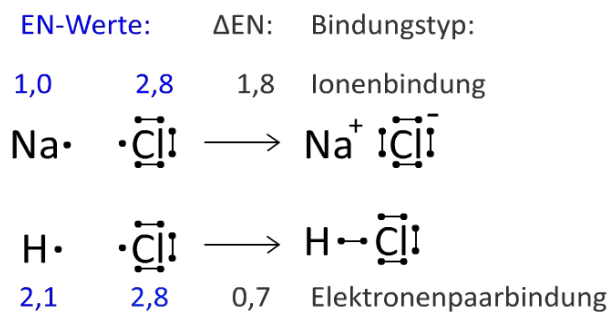
Es gibt vier Bindungsarten, womit Moleküle verknüpft sind:

- Atombindungen (Elektronenpaarbindungen) → Nichtmetall / Nichtmetall
- Ionenbindungen → Metall / Nichtmetall
- Metallbindungen → Metall / Metall
- Komplexbindungen → Metall / Nichtmetall

**Atombindung (Elektronenpaarbindung) / Ionenbindung**

Diese sind auf die Elektronegativität zurückzuführen, was die Eigenschaft beschreibt Elektronen an sich zu ziehen. In der Regel haben Metalle niedrigere und Nichtmetalle höhere EN-Werte.

Wenn  $\Delta EN > 1,4$  ist, so hat man eine Ionenbindung und wenn  $\Delta EN < 1,5$  ist hat man eine Elektronenpaarbindung:



Ionenbindungen haben die Eigenschaft in Wasser löslich zu sein. Die einzelnen Ionen werden von einer Hydrathülle umgeben und sind in der Lösung frei beweglich.

**Metallbindung**

Metalle bilden ein Atomgitter, in dem die Atome in regelmäßiger Form angeordnet sind. Die Valenzelektronen sind als Elektronenwolke zwischen den positiv geladenen Ionen verteilt. Diese Ionengitter können aus einem oder mehreren verschiedenen Elementen bestehen.