

1 Elemente

Atomaufbau ... 3 | Eigenschaften der Elemente im Periodensystem ... 26

1.1 Atomaufbau

1.1.1 Elementarteilchen

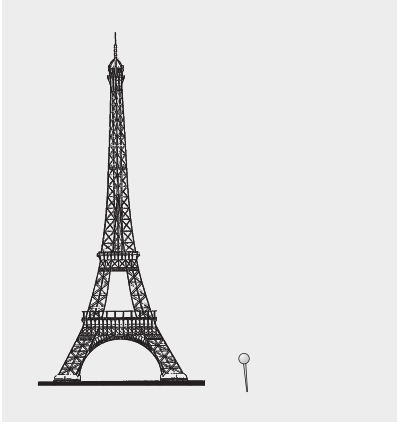
Elemente sind aus extrem kleinen Teilchen, den **Atomen**, aufgebaut. Der Name Atom stammt aus dem Griechischen (*atomos* = unteilbar). Die Vorstellung, dass sich die Materie aus kleinsten, unteilbaren Teilchen aufbaut, lässt sich bis ins 4. Jahrhundert v. Chr. zurückverfolgen. Bis ins 18. Jahrhundert war eine Atomvorstellung jedoch rein hypothetisch und spekulativ.

Erst Anfang des 19. Jahrhunderts leitete Dalton eine Atomtheorie mithilfe von chemischen Reaktionen ab und postulierte, dass

- Elemente aus extrem kleinen Teilchen, den Atomen, bestehen,
- Atome nicht weiter zerlegbar sind und weder erschaffen noch zerstört werden können,
- alle Atome eines Elementes gleich sind und dasselbe chemische Verhalten zeigen,
- durch chemische Reaktionen Atome miteinander verbunden oder voneinander getrennt werden,
- in einer chemischen Verbindung zwei oder mehrere Elemente in einem festen Mengenverhältnis miteinander verknüpft sind.

Erst Ende des 19. Jahrhunderts wurden Teilchen entdeckt, die kleiner und leichter als Atome sind. 100 Jahre nach Dalton bewiesen Rutherford und seine Mitarbeiter die Existenz der sogenannten **Elementarteilchen** im Atom.

Im Mittelpunkt eines Atoms befindet sich der **Atomkern** mit **Protonen** und **Neutronen**. Protonen und Neutronen bilden die **Nukleonen** (lat. *nucleus* = der Kern). Zwischen den Nukleonen wirken starke Kernkräfte, die den Kern zusammenhalten. Protonen sind positiv geladene Elementarteilchen, Neutronen ungeladene. Die positive Ladung des Atoms ist somit im Atomkern konzentriert. Im Vergleich zur Atomgröße ist der Atomkern verschwindend klein. Der Durchmesser des Kerns beträgt ca. 10^{-15} m, der Atomdurchmesser dagegen 10^{-10} m.



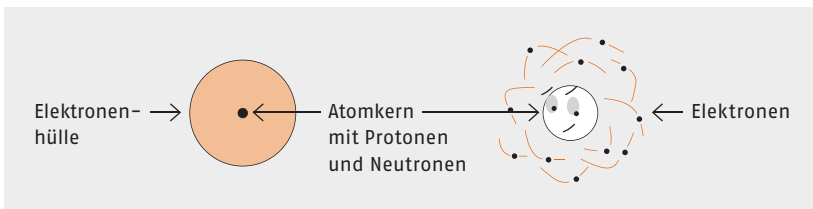
○ **Abb. 1.1** Größenverhältnis von Atomkern (Stecknadelkopf: 3 mm) zur Atomhülle (Eiffelturm: 320 m). Der Durchmesser des Atoms ist 100 000 Mal größer als der Atomkern.

Reiht man eine Million Atome aneinander, würde man nur den Punkt am Ende dieses Satzes verdecken.

Die **Hülle eines Atoms** ist entsprechend groß und nimmt fast das gesamte Volumen des Atoms ein. In ihr befinden sich **Elektronen** (○ Abb. 1.2). Elektronen besitzen die gleiche Ladungsgröße wie Protonen, nur mit negativem Vorzeichen. Insgesamt ist ein Atom nach außen elektrisch neutral, da in der Hülle genauso viele Elektronen wie Protonen im Kern vorhanden sind. Elektronen sind ständig in Bewegung, weil sie sonst in den positiv geladenen Kern stürzen würden.

Elementarteilchen (□ Tab. 1.1) sind extrem leicht. Mit einer Masse von $1,6748 \times 10^{-24}$ g sind Neutronen die schwersten Elementarteilchen. Protonen sind mit $1,6725 \times 10^{-24}$ g geringfügig leichter. Man vereinfacht die Masse eines Neutrons bzw. eines Protons und bezeichnet sie als 1 u. Elektronen sind wesentlich leichter und wiegen nur $0,9109 \times 10^{-27}$ g. Das entspricht der 1/1836 Masse eines Protons. Im Atomkern befindet sich demnach fast die gesamte Masse des Atoms (99 %).

Neben Protonen, Neutronen und Elektronen sind im letzten Jahrhundert eine ganze Reihe weiterer Elementarteilchen (z. B. Positronen, Mesonen, Antiprotonen, Antineutronen) entdeckt worden, die allerdings instabil sind und nicht das chemische Verhalten von Atomen beeinflussen.



○ **Abb. 1.2** Atomaufbau und Elektronenbewegung um den Kern

□ Tab. 1.1 Einteilung der Elementarteilchen

Elementar- teilchen	Abkürzung	Masse	Vorkommen im Atom	Elementar- ladung
Elektron	e^-	1/1836 u	Hülle	–
Proton	p^+	~1 u	Kern	+
Neutron	n	~1 u	Kern	elektrisch neutral

Für die einzelnen Elemente werden anstelle der griechischen bzw. lateinischen Namen Symbole verwendet. Die Symbole bestehen aus ein bis drei Buchstaben und leiten sich von den jeweiligen Namen ab.

BEISPIELE

Wasserstoff H (Hydrogenium), Sauerstoff O (Oxygenium), Schwefel S (Sulfur), Stickstoff N (Nitrogenium), Eisen Fe (Ferrum), Mg (Magnesium)

1

Durch Elektronenaufnahme oder Elektronenabgabe entstehen aus elektrisch neutralen Atomen oder Atomverbänden elektrisch geladene Teilchen, sogenannte **Ionen**. Es gibt **positiv geladene Ionen (Kationen)**, die ein Elektronendefizit aufweisen, und **negativ geladene Ionen (Anionen)**, die durch Elektronenüberschuss entstehen. In Formeln wird die Ladung des Ions rechts oben am Elementsymbol gekennzeichnet.

BEISPIELE

Kationen Na^+ (Natrium-Kation), Mg^{2+} (Magnesium-Kation),
 Al^{3+} (Aluminium-Kation), NH_4^+ (Ammonium-Kation),
 H_3O^+ (Hydroxonium-Kation)

Anionen Cl^- (Chlorid-Anion), O^{2-} (Oxid-Anion), N^{3-} (Nitrid-Anion),
 OH^- (Hydroxid-Anion), SO_4^{2-} (Sulfat-Anion)

1.1.2 Chemisches Element – Ordnungszahl – Massenzahl – Isotope

Im Periodensystem (PSE, ◉ Abb. 1.3) sind alle bekannten chemischen Elemente aufgeführt. Der Russe Mendelejew ordnete 1869 darin die Elemente so an, dass sich chemische Eigenschaften regelmäßig (also periodisch) wiederholen. Die Reihenfolge der Elemente wird dabei nach ihrer **Protonenzahl** im Atomkern gewählt. Die Anzahl der Protonen im Kern entspricht der **Ordnungszahl** oder der **Kernladungszahl** eines Elementes. Sie ist für jedes Element charakteristisch und es existieren nie zwei verschiedene Elemente mit derselben Kernladungszahl.

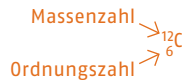
$$\text{Protonenzahl} = \text{Kernladungszahl} = \text{Ordnungszahl}$$

Wasserstoff enthält als einfachstes Element im Kern ein Proton und in der Hülle ein Elektron. Wasserstoff besitzt die Ordnungszahl 1 und ist das erste Element im Periodensystem. Helium hingegen weist im Kern zwei Protonen und zwei Neutronen auf. Es besteht zwar aus vier Nukleonen, erhält aber die Ordnungszahl 2, weil es nur über zwei Protonen verfügt.

Die Anzahl aller Nukleonen eines Atoms wird **Massenzahl** genannt. Die **Massenzahl** und die **Ordnungszahl** charakterisieren einen Atomkern und somit eine Atomart eindeutig.

Man bezeichnet eine Atomart mit einer bestimmten Ordnungs- und Massenzahl als **Nuklid**. Um Nuklide in Bezug auf ihre Kernzusammensetzung ausreichend zu beschreiben, verwendet man eine besondere Symbolschreibweise.

Links oberhalb des Elementsymbols steht die Massenzahl und links unten die Ordnungszahl:



In den Atomen eines Elementes ist die Anzahl der Protonen immer gleich. Deshalb schreibt man häufig vereinfacht nur ^{12}C .

Allerdings kann die Anzahl der Neutronen variieren und somit die Massenzahl bei ein und demselben Element verschieden sein. Existieren von einem Element mehrere Atomsorten, d. h. dass in einem Element alle Atome zwar die gleiche Anzahl von Protonen besitzen, aber im Kern die Neutronenzahl variiert, spricht man von **Isotopen**. Isotope sind Nuklide, die zu ein und demselben Element gehören und im Periodensystem an der gleichen Stelle (Ort) stehen. Die Bezeichnung Isotop stammt aus dem Griechischen (*isos* = gleich und *topos* = Ort).

Kohlenstoff ist beispielsweise ein Isotopengemisch: In der Natur kommen neben ^{12}C - vereinzelt ^{13}C - und ^{14}C -Isotope vor. Aus der Differenz zwischen Massenzahl und Ordnungszahl lässt sich die Anzahl der vorhandenen Neutronen im Kern berechnen. Es gibt also Kohlenstoffatome mit sechs, sieben oder acht Neutronen.

Auch von Wasserstoff existieren ebenfalls drei Isotope (► Kap. 5.1). Wasserstoff ist wie Kohlenstoff ein **Mischelement**. Jedes Wasserstoffisotop besitzt ein Proton. Die meisten Wasserstoffatome besitzen kein Neutron im Kern: ^1H (Hydrogenium). Deuterium, ein anderes Wasserstoffisotop, enthält im Kern ein Neutron. Dadurch erhöht sich die Massenzahl: ^2H (oder ^2D). Tritium besitzt zwei Neutronen: ^3H (oder ^3T).

Nur wenige Elemente des Periodensystems bestehen aus einem Nuklid. Man bezeichnet sie als **Reinelement**. Es gibt insgesamt 20 Reinelemente, z. B. Be, F, Na, Al oder P.

		Hauptgruppen							
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Periode	1	1,008 1 H Wasserstoff <i>Hydrogenium</i>							4,003 2 He Helium
	2	6,941 3 Li Lithium	9,012 4 Be Beryllium	10,81 5 B Bor	12,01 6 C Kohlenstoff <i>Carboneum</i>	14,01 7 N Stickstoff <i>Nitrogenium</i>	16,00 8 O Sauerstoff <i>Oxygenium</i>	19,00 9 F Fluor	20,18 10 Ne Neon
	3	22,99 11 Na Natrium	24,31 12 Mg Magnesium	26,98 13 Al Aluminium	28,09 14 Si Silicium	30,97 15 P Phosphor	32,06 16 S Schwefel <i>Sulfur</i>	35,45 17 Cl Chlor	39,95 18 Ar Argon
	4	39,10 19 K Kalium	40,08 20 Ca Calcium	69,72 31 Ga Gallium	72,59 32 Ge Germanium	74,92 33 As Arsen	78,96 34 Se Selen	79,90 35 Br Brom	83,80 36 Kr Krypton
	5	85,47 37 Rb Rubidium	87,62 38 Sr Strontium	114,8 49 In Indium	118,7 50 Sn Zinn <i>Stannum</i>	121,8 51 Sb Antimon <i>Stibium</i>	127,6 52 Te Tellur	126,9 53 I Iod	131,3 54 Xe Xenon
	6	132,9 55 Cs Caesium	137,3 56 Ba Barium	204,4 81 Tl Thallium	207,21 82 Pb Blei <i>Plumbum</i>	209 83 Bi Bismut <i>Bismuthum</i>	209,9 84 Po Polonium	210 85 At Astat	222 86 Rn Radon
	7	223 87 Fr Francium	226 88 Ra Radium						

Hinweis: Am Ende des Buches befindet sich ein vollständiges Periodensystem.

relative Atommasse → 12,01
 Ordnungszahl → 6 **C** ← Symbol des Elementes
 Kohlenstoff ← Bezeichnung des Elementes
 Carboneum (evtl. lateinischer Name, wenn er von der deutschen Bezeichnung abweicht)

○ Abb. 1.3 Vereinfachtes Periodensystem

1.1.3 Atom- und Molekülmassen – Mol und Molarität

Atom- und Molekülmassen

Die Masse eines Atoms ist äußerst gering. Atome lassen sich nicht einfach mit einer Waage wiegen, dazu sind sie zu leicht. Mithilfe eines Massenspektrometers kann man ihre **absolute Masse** ermitteln.

Ein Wasserstoffatom besitzt die geringste absolute Masse aller Atome: Es wiegt 0,0000000000000000000000001674 g oder $1,674 \times 10^{-24}$ g.

Das ist ein unanschaulicher und sehr unpraktischer Zahlenwert. In der Chemie ist nicht die Masse einzelner Atome wichtig, sondern das Verhältnis zwischen den Massen unterschiedlicher Atome, z. B. wievielmals schwerer ein Sauerstoffatom als ein Wasserstoffatom ist.

Noch in der ersten Hälfte des 20. Jahrhunderts verwendete man Wasserstoff als Bezugsэлеment zu anderen Atomen. Ein Wasserstoffatom erhielt da-

mals den Wert 1. Abhängig von der Anzahl der Nukleonen eines Elementes änderte man die Masse eines Atoms. Beispielsweise war ein Kohlenstoffatom mit 12 Nukleonen 12-mal schwerer als ein Wasserstoffatom. Dieses „12-mal schwerer“ wurde als **relative Atommasse** A_r bezeichnet (■ Tab. 1.2).

Doch so ganz stimmte dieses System nicht, denn

- Protonen und Neutronen unterscheiden sich (zwar nur gering) in ihrer Masse,
- es gibt einen sogenannten Massendefekt, z. B. sind 16 Nukleonen in einem Kern leichter als 16 Kerne mit einem Nukleon,
- fast alle Elemente kommen als Isotopengemische vor.

Man musste also die relativen Massenverhältnisse ganz genau messen. 1960 wechselte man die Bezugsbasis Wasserstoff für die relativen Atommassen. Man wählte willkürlich das **Kohlenstoff-Isotop** ^{12}C aus und ordnete ihm die relative Masse von genau 12 zu.

■ MERKE

Die relative Atommasse gibt an, wievielfach schwerer ein Atom ist als 1/12 der Masse eines Kohlenstoff-Isotops ^{12}C .

Bei Reinelementen lässt sich recht leicht die relative Masse berechnen. Man dividiert die absolute Masse eines Atoms durch ein Zwölftel der absoluten Masse des ^{12}C -Isotops.

Komplizierter ist die Situation bei den Mischelementen. Es fällt beim Betrachten des abgebildeten PSE (○ Abb. 1.3) auf, dass Kohlenstoff eine relative Atommasse von 12,01 und nicht von 12 besitzt. Natürlicher Kohlenstoff besteht zu 99 % aus ^{12}C , 1 % aus ^{13}C und in Spuren aus ^{14}C . Jedes einzelne Isotop besitzt eine andere relative Masse und deren Mittelwert ist 12,01.

Element	Relative Atommasse (gerundeter Wert)
H	1
C	12
N	14
O	16
Na	23
S	32
Cl	35,5

■ Tab. 1.2 Relative Atommassen
(Auswahl)

Atome können sich miteinander verbinden und **Moleküle** (► Kap. 2) bilden. Ein Molekül ist ein Teilchen, in dem zwei oder mehrere Atome miteinander verknüpft sind. Bei chemischen und physikalischen Prozessen verhalten sich Moleküle als Einheit.

Die Zusammensetzung eines Moleküls ist aus der **chemischen Formel** zu ersehen. Dabei wird jedes vorhandene Element durch sein Elementsymbol angegeben. Kommt ein Atom eines Elementes mehrmals im Molekül vor, wird nach dem Elementsymbol durch eine tief gestellte Zahl deren Anzahl angegeben.

BEISPIELE

H_2O (Wasser)

NH_3 (Ammoniak)

O_2 (Sauerstoff)

NaCl (Natriumchlorid)

Mithilfe dieser Molekülformeln kann man die **relativen Molekülmassen** M_r ermitteln. Die relative Molekülmasse ist gleich der Summe der relativen Atommassen aller Atome des Moleküls.

BEISPIELE

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times A_r(\text{H}) + A_r(\text{O}) = 2 \times 1 + 16 = 18$$

$$M_r(\text{NH}_3) = 3 \times A_r(\text{H}) + A_r(\text{N}) = 3 \times 1 + 14 = 17$$

$$M_r(\text{O}_2) = 2 \times A_r(\text{O}) = 2 \times 16 = 32$$

$$M_r(\text{NaCl}) = A_r(\text{Na}) + A_r(\text{Cl}) = 23 + 35,5 = 58,5$$

Mol

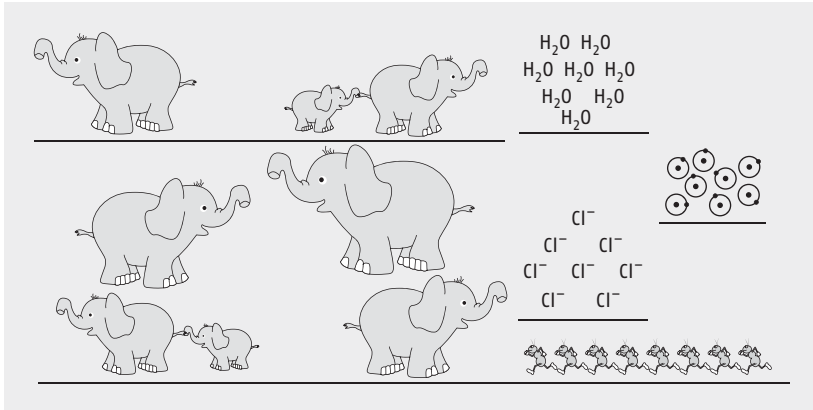
Mit den bisher genannten Atom- und Molekülmassen lassen sich chemische Reaktionen nicht quantitativ verfolgen. Eine anschauliche und abwiegbare Einheit ist notwendig. Dazu definiert man die Stoffmenge Mol:

■ MERKE

Jede Stoffmenge, die $N_A = 6,023 \times 10^{23}$ Teilchen enthält, bezeichnet man als ein Mol. Dabei können mit dem Begriff *Teilchen* Atome, Moleküle, Ionen, ja sogar Elektronen gemeint sein. Diese Zahl bezeichnet man als Avogadro-Konstante N_A .

Wiegt man ein Mol, also $6,023 \times 10^{23}$ Teilchen, entspricht dessen Masse genau der relativen Atom- bzw. Molekülmasse dieser Substanz in Gramm.

Das bedeutet, dass in 18 g Wasser genauso viele Wassermoleküle enthalten sind wie in 32 g Sauerstoff O_2 -Moleküle, in 17 g Ammoniak NH_3 -Moleküle, in 58,5 g Kochsalz NaCl -Moleküle oder in 12 g Kohlenstoff ^{12}C -Atome – nämlich genau ein Mol Teilchen.



○ **Abb. 1.4** Ein Mol Moleküle (H₂O), Ionen (Cl⁻), Atome (H), Elefanten oder Ameisen umfasst immer $6,023 \times 10^{23}$ Teilchen.

■ DEFINITION

Ein Mol ist die Stoffmenge eines Systems, das aus ebenso vielen Teilchen besteht, wie in 12 g des Nuklids ¹²C enthalten sind.

Schreibt man Mol, spricht man von dem Begriff; mol (klein geschrieben) ist die Einheit der Stoffmenge:

18 g Wasser entsprechen 1 mol oder 117 g Kochsalz 2 mol.

Molare Masse (Molmasse)

Die Masse eines Mols nennt man molare Masse. Die Einheit der molaren Masse ist g/mol.

BEISPIELE

Wasser: $M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g/mol}$

Natriumchlorid: $M_{\text{NaCl}} = 58,5 \text{ g/mol}$

Molarität

Molarität ist ein Konzentrationsmaß und wird in der Chemie am häufigsten zur Konzentrationsangabe genutzt. Mithilfe der Molarität werden die Konzentrationen von Maßlösungen in der quantitativen Chemie angegeben.

Unter der Molarität einer Lösung versteht man die Anzahl der Mole des gelösten Stoffes in einem Liter (1000 ml) Lösung. Die Einheit der Molarität ist dementsprechend **mol/l**. Man beachte, dass sich diese Konzentrationsangabe auf einen Liter Lösung und nicht auf einen Liter Lösungsmittel bezieht.

Praxisbeispiel aus dem Chemielabor

Zur Herstellung einer 1 molaren Natriumchloridlösung wiegt man 1 mol Natriumchlorid, d. h. 58,5 g ($M_{\text{NaCl}} = 58,5 \text{ g/mol}$), ab. Das Salz gibt man in einen 1-l-Messkolben, löst es mit etwas Wasser und ergänzt dann mit diesem bis zur Eichmarke. Die Lösung bezeichnet man auch als 1 molar und kürzt sie mit 1 M ab.

Spricht man allgemein von der molaren Konzentration, setzt man die Substanz entweder in eckige Klammern, z. B. $[\text{H}_2\text{O}]$, oder in runde Klammern mit einem kleinen c davor, z. B. $c(\text{H}_2\text{O})$.

Rechenbeispiel aus dem Chemiealltag

Wieviel Gramm NaCl benötigt man, um 500 ml einer Kochsalzlösung mit $c(\text{NaCl}) = 2 \text{ mol/l}$ herzustellen?

$M_r(\text{NaCl}) = 58,5$ oder $M_{\text{NaCl}} = 58,5 \text{ g/mol}$,

in 1000 ml 1 molarer Lösung müssen 58,5 g NaCl eingewogen werden,

in 1000 ml 2 molarer Lösung müssen 117 g NaCl gelöst werden,

in 500 ml 2 molarer Lösung sind 58,5 g NaCl notwendig.

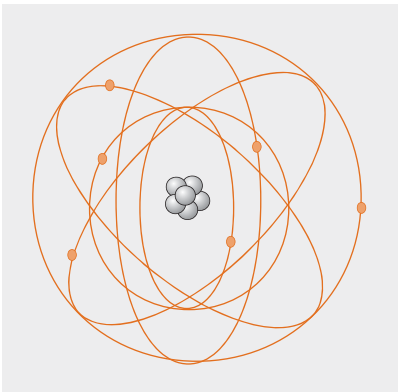
Lösung: 58,5 g NaCl werden für einen halben Liter einer 2 molaren NaCl-Lösung benötigt.

1

1.1.4 Das Bohr'sche Atommodell

Das von Bohr 1913 entwickelte Atommodell (○ Abb. 1.5, ○ Abb. 1.6) ist der erste Versuch, mithilfe des Aufbaus der Elektronenhülle das chemische Verhalten von Atomen zu erklären.

Bohr postulierte, dass die Elektronen auf bestimmten Kreisbahnen um den Kern kreisen, vergleichbar wie Planeten um die Sonne. Dabei bewegen sich die Elektronen sehr schnell auf ihrer Bahn.



○ **Abb. 1.5** Atomaufbau am Beispiel des Kohlenstoffatoms



○ **Abb. 1.6** Schalenmodell nach Bohr

Man nennt die Kreisbahnen auch **Schalen oder Energieniveaus**. Energieniveau deshalb, weil jedes Elektron auf seiner Bahn eine bestimmte Energie hat. Je näher ein Elektron sich am Kern aufhält, desto energieärmer ist es. Befindet sich ein Elektron auf höheren Schalen, nimmt seine Energie zu.

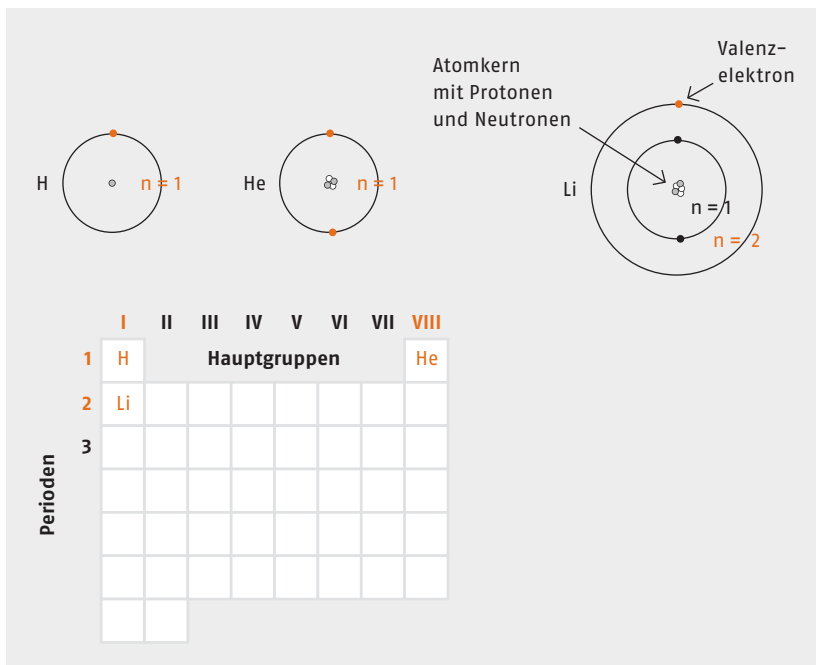
Nach Bohr gibt man den Schalen Nummern, wobei die innerste die erste Schale, die nächste die zweite usw. ist. Allgemein bezeichnet man die Schalennummer mit einer Zahl $n = 1, 2, 3 \dots$ oder mit einem Buchstaben (K, L, M, N ...).

Die Elektronen können ihre Bahn nicht ohne weiteres verlassen. Der Bereich zwischen den Bahnen ist für sie verboten. Auf der ersten Schale haben nur zwei Elektronen Platz. Auf den nachfolgenden Schalen beträgt die Anzahl der Elektronen maximal acht (Oktett).

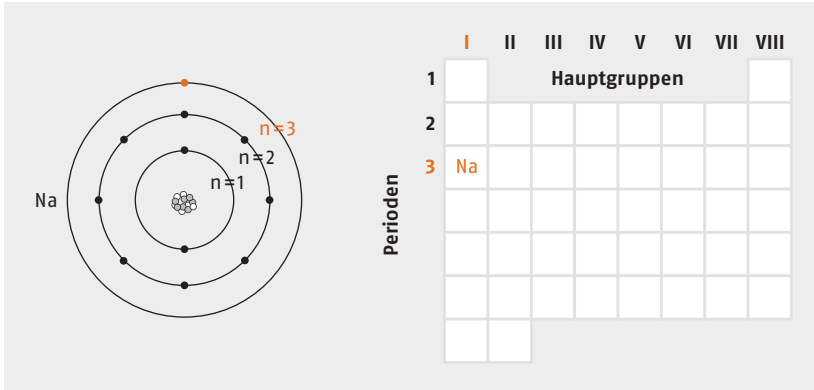
Die Elektronen auf der äußersten Schale nennt man **Valenzelektronen**. **Valenzelektronen prägen das chemische Verhalten** von Atomen (lat. *valere* = wert sein).

Das Wasserstoffatom besitzt ein Proton im Kern und ein Elektron in der Hülle. Bei Helium befinden sich zwei Elektronen auf dieser Schale und beim Lithium-Atom mit drei Elektronen sind zwei Elektronen in der ersten und ein Elektron in der äußersten, zweiten Schale verteilt. Wasserstoff und Lithium besitzen ein Valenzelektron und Helium zwei (○ Abb. 1.7).

Um das Bohr'sche Atommodell anschaulich darzustellen, zeichnet man die Schalen als Kreise um den Atomkern.



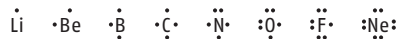
○ Abb. 1.7 Wasserstoff, Helium, Lithium nach Bohr und im Periodensystem



○ **Abb. 1.8** Natrium nach Bohr (mit 3 Elektronenschalen) steht im Periodensystem in der 3. Periode und in der 1. Hauptgruppe (besitzt ein Valenzelektron).

Die Anzahl der mit Elektronen besetzten Schalen bestimmen die **Periode** im Periodensystem. Wasserstoff und Helium besitzen nur Elektronen in der ersten Schale und stehen somit im Periodensystem in der ersten Periode. Bei Lithium wird mit einem Elektron die zweite Schale begonnen und deshalb wird dieses Element der zweiten Periode zugeordnet. In der dritten Periode wird die dritte Schale mit Elektronen aufgefüllt (○ Abb. 1.8), die erste und zweite Schale sind voll belegt.

Häufig vereinfacht man das Bohr'sche Atommodell und zeichnet nur die Valenzelektronen als Punkte:



Das Bohr'sche Atommodell ist einfach, sehr anschaulich und ist heutzutage noch gültig. Allerdings lässt es sich nur auf Elemente mit niedriger Ordnungszahl anwenden. Schon in der dritten Periode stößt man an die Grenzen dieses Modells. **In der äußersten Schale werden nach Bohr maximal acht Valenzelektronen eingezeichnet.** Die dritte Schale kann allerdings 18 Elektronen aufnehmen.

Theoretisch lässt sich die maximale Zahl z der Elektronen in einer Schale mit $z = 2n^2$ (n = Schalenanzahl) berechnen. Damit befinden sich auf der ersten Schale maximal 2 Elektronen ($z = 2 \times 1^2 = 2$), auf der 2. Schale 8 Elektronen ($z = 2 \times 2^2 = 8$) und auf der 3. Schale 18 Elektronen ($z = 2 \times 3^2 = 18$). Interessanterweise existieren weitere Unterschalen, die man mit dem Bohr'schen Modell noch nicht erfassen kann. Deshalb wird noch ein weiter entwickeltes Elektronenmodell besprochen (► Kap. 1.1.5).

Elemente mit derselben Anzahl von Valenzelektronen zeigen ein ähnliches chemisches Verhalten.

Aus diesem Grund teilt man das Periodensystem – angelehnt an das Bohr'sche Atommodell – in **8 Hauptgruppen** ein. Die Anzahl der **Valenzelektronen** ist aus der **Gruppennummer** zu entnehmen. Die Gruppennummer wird als rö-

mische Ziffer angegeben. Beispielsweise sind die Elemente Lithium (○ Abb. 1.7) und Natrium (○ Abb. 1.8) mit einem Valenzelektron sehr reaktionsfreudig. Beide stehen in der 1. Hauptgruppe.

■ MERKE

Das Periodensystem ist in Gruppen und in Perioden unterteilt. Die senkrechten Spalten bezeichnet man als Gruppen und die waagrechten Zeilen als Perioden. Alle Atome der Elemente in einer Periode besitzen die gleiche Anzahl von Elektronenschalen, wobei die Nummer der Periode der Anzahl der Elektronenschalen entspricht. Alle Atome der Elemente in einer Hauptgruppe besitzen die gleiche Anzahl von Valenzelektronen und in ihrer äußersten Schale dieselbe Elektronenverteilung. In einer Gruppe stehen Elemente mit ähnlichen chemischen Eigenschaften untereinander.

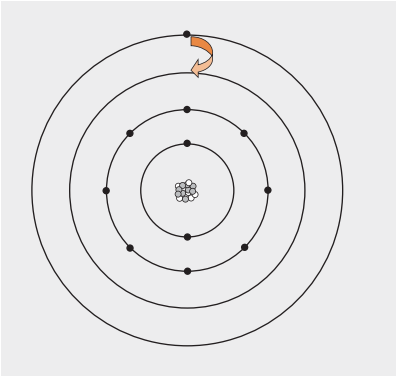
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1								
2								
3								
4								
5								
6								
7								

Hauptgruppen

Im Periodensystem sind zurzeit 118 Elemente (wobei nur 85 stabil sind) auf **sieben Perioden, acht Hauptgruppen** und **acht Nebengruppen** (► Kap. 1.1.5) verteilt. Die Hauptgruppen besitzen eigene Namen (■ Tab. 1.3).

■ **Tab. 1.3** Einteilung der Hauptgruppen im Periodensystem

I.	Hauptgruppe:	Alkalimetalle (außer H)	1 Valenzelektron
II.	Hauptgruppe:	Erdalkalimetalle	2 Valenzelektronen
III.	Hauptgruppe:	Borgruppe oder Erdmetalle	3 Valenzelektronen
IV.	Hauptgruppe:	Kohlenstoffgruppe	4 Valenzelektronen
V.	Hauptgruppe:	Stickstoffgruppe	5 Valenzelektronen
VI.	Hauptgruppe:	Chalkogene (Sauerstoffgruppe)	6 Valenzelektronen
VII.	Hauptgruppe:	Halogene	7 Valenzelektronen
VIII.	Hauptgruppe:	Edelgase	8 Valenzelektronen



○ Abb. 1.9 Angeregter Energiezustand im Natriumatom

Bisher haben wir über den **Grundzustand** der Elektronen in der Hülle gesprochen. Durch Energiezufuhr können Valenzelektronen in eine höhere Schale gehoben werden. Man spricht dann vom **angeregten Energiezustand** der Elektronen. Fallen diese Elektronen auf ihre ursprüngliche Schale zurück, um den energieärmsten Zustand wieder einzunehmen, wird Energie frei und zwar so viel, wie die Differenz zwischen beiden Energiezuständen beträgt (○ Abb. 1.9). Man spricht auch von einem Energiequant. Diese Energie wird als Licht mit einer bestimmten – für jedes Element spezifischen – Frequenz frei.

Diese Eigenschaft nutzt man zur Identitätsprüfung verschiedener Elemente im chemischen Praktikum. Bei der **Flammenfärbung** erhitzt man ein unbekanntes Salz mithilfe eines Magnesiastäbchens in der Bunsenbrennerflamme. Dadurch werden Valenzelektronen auf höhere Schalen gehoben. Um ein Elektron auf eine höhere Bahn zu bringen, muss die von außen zugefügte Energie die Anziehungskraft des Kerns übersteigen.

Durch Zurückfallen der Elektronen auf ihre ursprüngliche Schale wird diese Energie als Licht mit charakteristischer Wellenlänge sichtbar. Einige Elemente der I. und II. Gruppe lassen sich so eindeutig identifizieren, da sie die Flamme des Bunsenbrenners charakteristisch einfärben: Die Natriumflamme ist orangegelb, die Bariumflamme grün und die Calciumflamme rot (► Kap. 5.2, □ Tab. 5.1). Im Spektrometer erkennt man diese Elemente an ihren charakteristischen Spektrallinien.

1.1.5 Orbitaltheorie

Schon kurz nach der Entwicklung des Bohr'schen Modells gelang es, die Atomtheorie zu erweitern. Die Vorstellung, dass sich Elektronen auf definierten Bahnen bewegen und auf bestimmte Schalen fixiert sind, ließ sich nicht länger halten.

In den zwanziger Jahren des 20. Jahrhunderts kam W. Heisenberg bei den Versuchen, ein Elektron genau zu beschreiben, zu folgendem Ergebnis:

„Es ist prinzipiell unmöglich, gleichzeitig Ort und Geschwindigkeit, also den exakten Verlauf eines Elektrons, ganz genau zu beschreiben.“ Diese be-

rühmte Aussage wird als Heisenbergsche Unschärferelation bezeichnet und führt zu der Erkenntnis, dass ein Elektron sich nicht wie ein festes Teilchen verhält – sonst müssten seine Lage und seine Geschwindigkeit berechenbar sein. Louis de Broglie erkannte 1924, dass Elektronen neben dem Teilchencharakter auch einen Wellencharakter besitzen. Clinton Davisson und Lester Germer zeigten experimentell, dass Elektronen genauso wie Röntgenstrahlen, beim Durchgang durch einen Kristall gebeugt werden, sich also wie eine Welle verhalten.

Da Elektronen aber eine bestimmte Energie besitzen, müssen sie auch eine bestimmte Masse aufweisen. Folglich zeigen Elektronen sowohl einen Teilchen – als auch einen Wellencharakter. Man spricht vom Wellen-Teilchen-Dualismus und fasst, je nach Betrachtungsweise, ein Elektron als Teilchen oder als Welle auf.

Im Orbitalmodell beschreibt man die „**Aufenthaltswahrscheinlichkeit**“ eines Elektrons, weil sich Aufenthaltsort und -zeit nicht angeben lassen. Der Raum mit der größten Wahrscheinlichkeit, in dem ein Elektron anzutreffen ist, wird **Orbital** oder **Elektronenwolke** genannt.

■ MERKE

Mit Hilfe von vier Quantenzahlen lassen sich die Aufenthaltswahrscheinlichkeit und der Energiezustand jedes Elektrons im Atom eindeutig beschreiben:

- Hauptquantenzahl n
- Nebenquantenzahl ℓ
- Magnetquantenzahl m
- Spinquantenzahl s

Der Energiezustand eines Elektrons wird treffender als **Energieniveau** bezeichnet. Je näher sich ein Elektron am Atomkern befindet, desto energieärmer ist es, und höhere Energiebeträge sind erforderlich, um es aus dem Atomverband zu entfernen. Man unterscheidet zwischen **Hauptenergieniveaus** und **Unterniveaus**.

Das Hauptenergieniveau n entspricht der **Periode**. Man bezeichnet n als **Hauptquantenzahl**, mit deren Hilfe man die Lage von Elektronen in der Hülle charakterisiert. **Bei $n=1$ befinden sich die Elektronen sehr nah am Kern, bei höheren n -Zahlen sind die Elektronen weiter vom Kern entfernt.** Auf die Elektronenwolken bezogen bedeutet das: Je kleiner n , desto näher befinden sich die Ladungswolken am Kern und desto weniger Raum nimmt die Hülle ein. Nimmt n höhere Zahlenwerte an, sind die Elektronen weiter vom Kern entfernt und desto größer ist eine Ladungswolke. Wie die Ladungswolke aussieht, beschreibt n allerdings nicht.

Für die Beschreibung der räumlichen Elektronenverteilung benötigt man die zweite Quantenzahl. **Die Nebenquantenzahl ℓ bezeichnet die Unterniveaus und beschreibt die Gestalt der Elektronenwolken, also der Orbitale.**

Für Schlauberger

Wie viele Unterniveaus in einer Periode vorhanden sind bzw. welche Werte die Nebenquantenzahl einnimmt, lässt sich aus der Hauptquantenzahl n berechnen. Die Nebenquantenzahl ℓ kann Werte von 0 bis $n-1$ annehmen. Bei $n = 1$, also in der ersten Periode, nimmt ℓ den Wert 0 ein. Es gibt nur ein Niveau. Entspricht $n = 2$, so nimmt ℓ zwei Werte ein, nämlich 0 und 1 an. Das 2. Hauptenergieniveau (zweite Periode) besteht deshalb aus zwei Unterniveaus. Bei $n = 3$ hat ℓ die Werte 0, 1, 2 mit drei Unterniveaus und $n = 4$ ist $\ell = 0, 1, 2$ und 3 mit vier Unterniveaus.

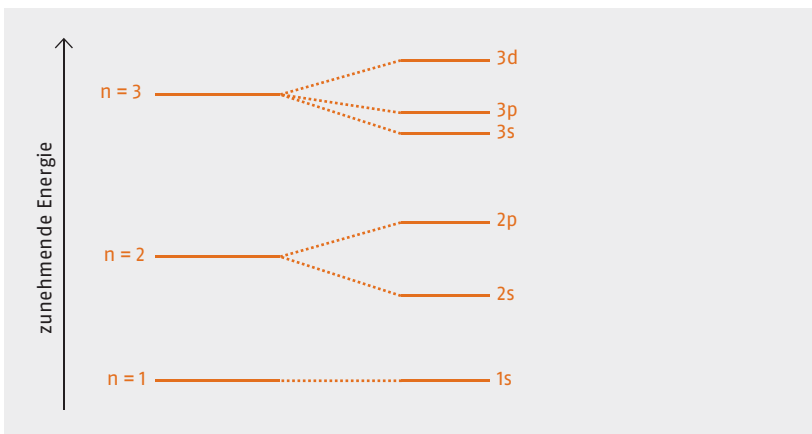
Ist $\ell = 0$ spricht man von einem s (sharp)-, ist $\ell = 1$ von einem p (principal)-, $\ell = 2$ von einem d (diffuse)- und $\ell = 3$ von einem f (fundamental)-Unterniveau.

Die Aufspaltung in Unterniveaus lässt sich in einem Diagramm darstellen (◉ Abb. 1.10).

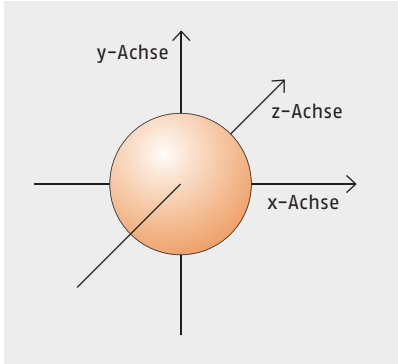
Bereits 1926 berechnete Schrödinger die Aufenthaltsräume der Elektronen um den Atomkern. Die Elektronenwolken besitzen für die einzelnen Unterniveaus, also für s-, p-, d- und f-, ein charakteristisches Aussehen.

Der Aufenthaltsraum von Elektronen, die sich in einem **s-Unterniveau** befinden, ist immer **kugelförmig** (◉ Abb. 1.11). Die Elektronen bewegen sich je nach ihrer Hauptquantenzahl in einem 1s-, 2s-, 3s- oder einem höheren s-Orbital. Alle s-Orbitale unterscheiden sich nur in ihrer Größe. Höhere s-Orbitale sind weiter vom Kern entfernt und größer.

Im Gegensatz zu den s-Orbitalen, bei denen es pro Hauptenergieniveau ein s-Orbital gibt ($n = 1$ mit 1s, $n = 2$ mit 2s usw.), existieren immer **drei gleichwertige p-Orbitale**. Um die Anzahl einer Orbitalart zu errechnen, benötigt man die **Magnetquantenzahl m** . Sie lässt sich mit der Formel $m = 2\ell + 1$ be-



◉ Abb. 1.10 Energieniveauschema



○ Abb. 1.11 s-Elektronenwolke

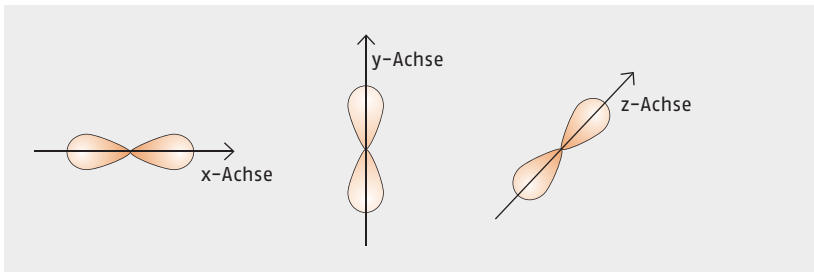
rechnen. m ermöglicht eine Aussage über die **Anzahl und räumliche Anordnung der Elektronenwolke**. Der Name Magnetquantenzahl rührt daher, dass eine bewegte elektrische Ladung ein Magnetfeld induziert. Umgekehrt spaltet ein Magnetfeld z. B. p-Unterniveaus in drei gleichwertige Orbitale auf.

Für Schlauberger

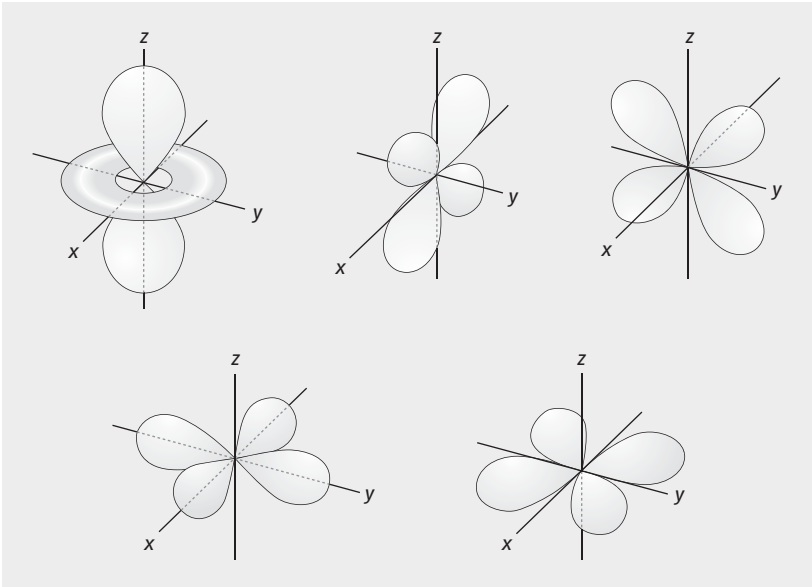
Mathematisch ergibt sich die Magnetquantenzahl m aus der Nebenquantenzahl ℓ , wobei m Werte von $-\ell$, 0 und $+\ell$ annehmen kann. Bei einem p-Unterniveau mit $\ell = 1$ erhält m die Werte -1 , 0, $+1$ (3 Werte, da $m = 2 \times 1 + 1 = 3$), also drei p-Orbitale. Ein p-Orbital mit der Magnetquantenzahl $m = -1$, eines mit $m = 0$ und eines mit $m = +1$.

p-Orbitale sind hantelförmig und symmetrisch angeordnet. Die drei p-Orbitale zeigen räumlich nur in unterschiedliche Richtungen. Sie sind jeweils entlang der x-, y- und z-Achse angeordnet (○ Abb. 1.12).

Ab der Hauptquantenzahl $n = 3$ existieren **fünf gleichwertige d-Orbitale** (Doppelhanteln) und bei $n = 4$ sogar **sieben f-Orbitale** (Mehrfachhanteln und Ringe) (○ Abb. 1.13).



○ Abb. 1.12 p-Orbitale



○ Abb. 1.13 d-Orbitale

In einem Orbital befinden sich maximal zwei Elektronen, die sich in der nächsten Quantenzahl, nämlich der **Spinquantenzahl s** , unterscheiden. Jedes Elektron zeigt eine Eigenrotation. Es kann sich sowohl im als auch gegen den Uhrzeigersinn um seine eigene Achse (Spin) drehen:



Ein Elektron wird als Pfeil dargestellt und seine Rotation wie folgt angedeutet:



Die beiden Spinrichtungen beschreibt man mit $s = +\frac{1}{2}$ bzw. $s = -\frac{1}{2}$.

Jedes Elektron in der Elektronenhülle kann durch die vier Quantenzahlen genau beschrieben werden. **Dabei dürfen zwei Elektronen in einem Atom niemals in allen vier Quantenzahlen übereinstimmen (Pauli-Prinzip).**

■ Tab. 1.4 gibt eine Übersicht über alle vier Quantenzahlen.

Stimmen zwei Elektronen in den Quantenzahlen n , m und l überein und besetzen damit dasselbe Orbital, müssen sie in der Spinquantenzahl variieren.

Man kann die Elektronen der Elemente im Periodensystem in ihr dazugehöriges Energieniveauschema eintragen. Nach **Pauling** wird die Orbitalbesetzung in einem übersichtlichen **Kästchenschema** wiedergegeben (○ Abb. 1.14).

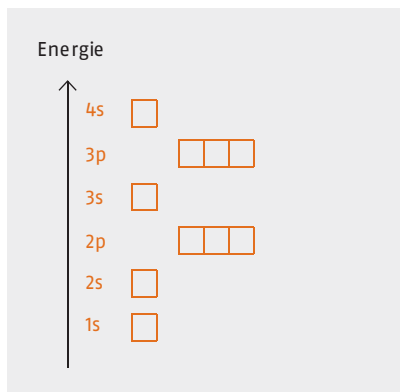
▣ Tab.1.4 Quantenzahlen

Hauptquantenzahl n	Nebenquantenzahl ℓ	Orbital	Magnetquantenzahl m	Spinquantenzahl s	Verteilung der Elektronen
1	0	1s	0	$+1/2, -1/2$	2 insgesamt: 2 e^-
2	0	2s	0	$+1/2, -1/2$	2 6 insgesamt: 8 e^-
2	1	2p	-1, 0, +1	$+1/2, -1/2$	
3	0	3s	0	$+1/2, -1/2$	2 6 10 insgesamt: 18 e^-
3	1	3p	-1, 0, +1	$+1/2, -1/2$	
3	2	3d	-2, -1, 0, +1, +2	$+1/2, -1/2$	
4	0	4s	0	$+1/2, -1/2$	2 6 10 14 insgesamt: 32 e^-
4	1	4p	-1, 0, +1	$+1/2, -1/2$	
4	2	4d	-2, -1, 0, +1, +2	$+1/2, -1/2$	
4	3	4f	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	$+1/2, -1/2$	

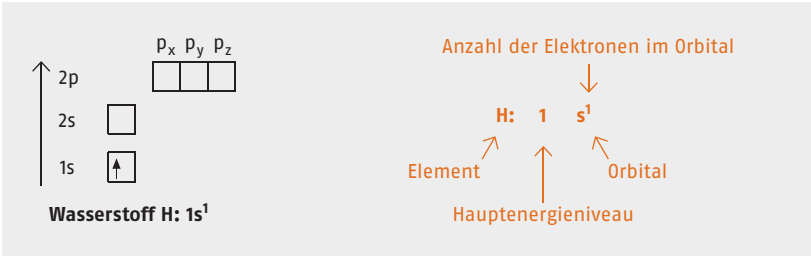
Wasserstoff besitzt in seiner Hülle ein Elektron. Es befindet sich im 1s-Orbital. Das Orbital zeichnet man als kleines Kästchen und darin das oder die Elektron(en) als Pfeil(e).

Man nennt die Elektronenverteilung auf die Orbitale auch **Elektronenkonfiguration** und beschreibt sie wie in ◉ Abb. 1.15 und ◉ Abb. 1.16 dargestellt.

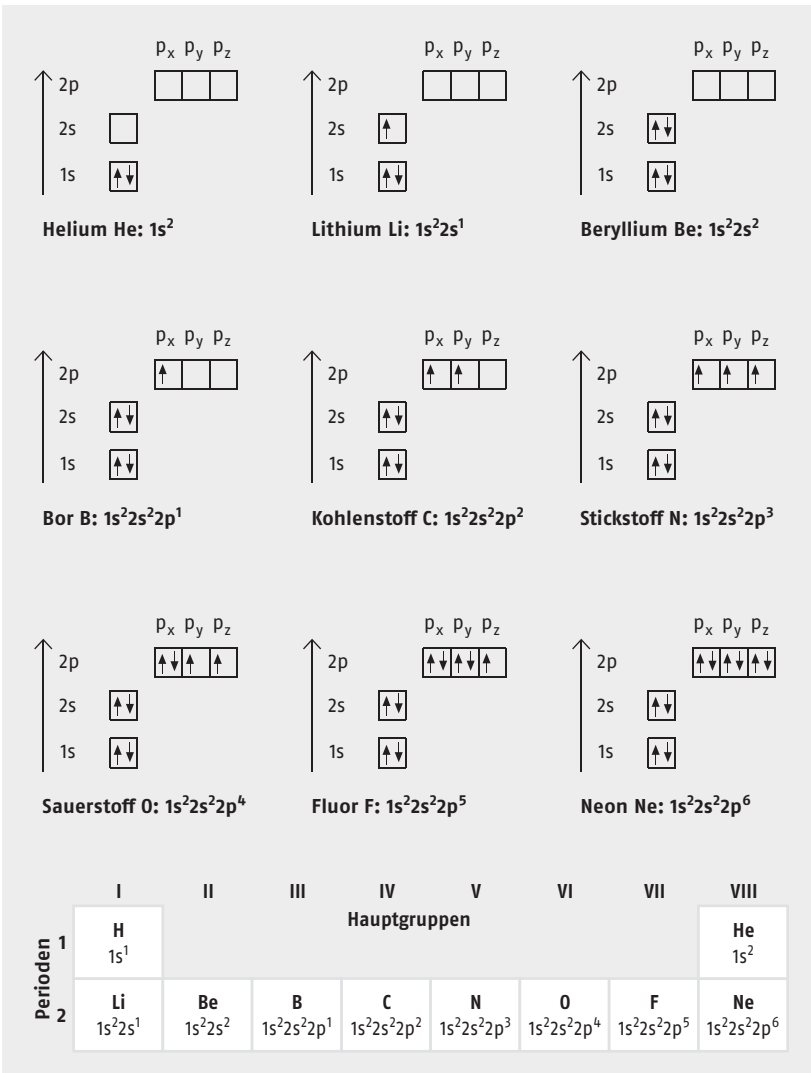
Das zweite Elektron mit entgegengesetztem Spin in einem Orbital zeichnet man mit entgegengesetztem Pfeil.



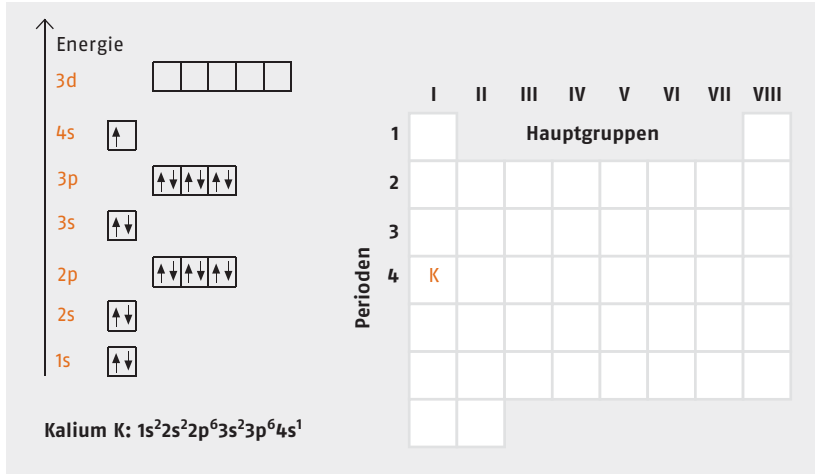
◉ Abb. 1.14 Energieniveauschema der Orbitale



○ Abb. 1.15 Elektronenverteilung im Wasserstoffatom



○ Abb. 1.16 Elektronenkonfigurationen einiger Elemente



○ Abb. 1.17 Elektronenkonfiguration von Kalium und dessen Stellung im Periodensystem

Man erkennt eine Systematik bei dem Erstellen der Elektronenverteilung auf die einzelnen Orbitale (○ Abb. 1.16).

Die Energieniveaus werden von unten nach oben aufgefüllt. Man beginnt mit dem energieärmsten Orbital, dem 1s. Es folgt das 2s-Orbital und dann die 2p-Orbitale.

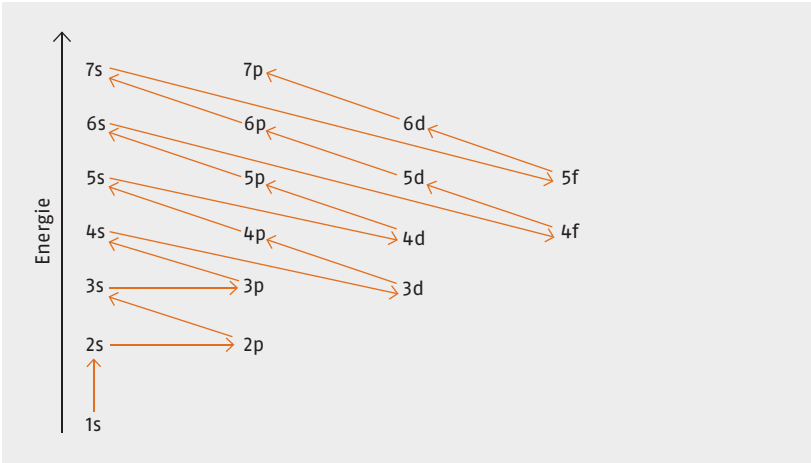
Ein Orbital kann unbesetzt, d. h. leer, mit einem Elektron oder maximal mit 2 Elektronen besetzt sein. Sind 2 Elektronen vorhanden, haben sie, wie bereits beschrieben, antiparallele Spinrichtung.

Sind mehrere energiegleiche Orbitale, also z. B. drei 2p-Orbitale, vorhanden, besetzt man nach der **Hund'schen Regel** die Orbitale nacheinander nur mit einem Elektron. Dazu zeichnet man die Elektronen mit parallelem Spin, also mit derselben Pfeilrichtung. Erst wenn alle Orbitale zu einer Nebenquantenzahl einfach belegt sind, wird ein Orbital nach dem anderen durch ein zweites Elektron mit entgegengesetztem Spin ergänzt.

Normalerweise sollte man annehmen, dass zunächst alle Unterschalen zu einer Hauptquantenzahl besetzt werden, ehe die Besetzung der nächsten Schale begonnen wird. Allerdings trifft dies nur bei den ersten 18 Elementen zu. Bei höheren Elementen beginnt man bereits das $n = 4$ -Energieniveau mit 4s, bevor das $n = 3$ -Energieniveau mit den 3s-, 3p- und 3d-Unterniveaus komplett mit Elektronen aufgefüllt ist. Beim Übergang von Argon zu Kalium wird die 4. Hauptschale angefangen, bevor die 3. vollständig ist (○ Abb. 1.17).

Der Grund für diese **Abweichung im Periodensystem** ist der unterschiedliche Energiegehalt der Unterniveaus. Die 4s-Orbitale liegen energetisch tiefer als die 3d-Orbitale.

In welcher Reihenfolge die Orbitale mit Elektronen gefüllt werden, erkennt man im nachfolgenden Schema:



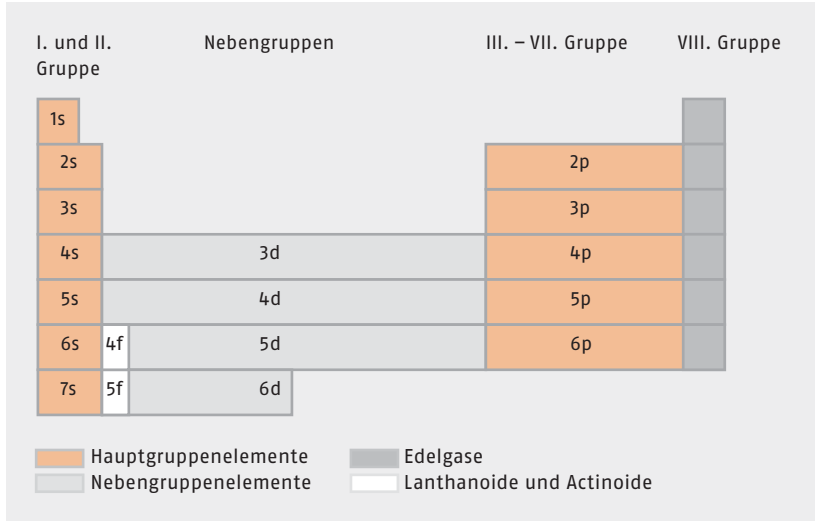
▣ Abb. 1.18 Reihenfolge der Elektronenauffüllung

Man bezeichnet die Elemente der **I. und II. Gruppe** als **s-Elemente**, weil hier jeweils die s-Orbitale mit Elektronen besetzt werden. In der **III. bis VIII. Gruppe** werden die p-Orbitale aufgefüllt. Deshalb nennt man die Elemente dieser Gruppen **p-Elemente**.

▣ Tab. 1.5 zeigt einen Überblick über die allgemeine Elektronenkonfiguration der Hauptgruppen.

▣ Tab. 1.5 Elektronenkonfiguration der Hauptgruppen (n = Hauptquantenzahl)

Hauptgruppe	Valenzelektronenkonfiguration
I. Hauptgruppe	ns^1
II. Hauptgruppe	ns^2
III. Hauptgruppe	ns^2np^1
IV. Hauptgruppe	ns^2np^2
V. Hauptgruppe	ns^2np^3
VI. Hauptgruppe	ns^2np^4
VII. Hauptgruppe	ns^2np^5
VIII. Hauptgruppe	ns^2np^6



○ **Abb. 1.19** Einteilung des Periodensystems in s-, p-, d- und f-Elemente

Bei den **Nebengruppenelementen** werden die **d-Orbitale** aufgefüllt.

BEISPIELE



Aber wohl gemerkt, erst werden die 4s-Orbitale aufgefüllt und dann die energetisch höheren 3d-Orbitale.

Neben den s-, den p- und den d-Elementen gibt es noch die **f-Elemente**. Bei den **Lanthanoiden** werden in der VI. Periode die f-Orbitale der 4. Schale mit Elektronen aufgefüllt und bei den **Actinoiden** die f-Orbitale der 5. Schale.

1.1.6 Edelgaskonfiguration

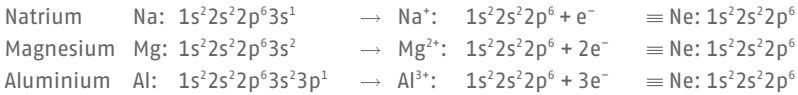
Edelgase besitzen eine vollbesetzte Valenzschale mit der Elektronenkonfiguration $ns^2 np^6$ (eine Ausnahme ist Helium mit der Konfiguration $1s^2$).

Vollständig mit Elektronen besetzte Schalen sind besonders stabil. Die Elektronen befinden sich in einem energetisch günstigen Zustand. Die Reaktionsfähigkeit der Elemente der VIII. Hauptgruppe ist deswegen äußerst gering.

Die Konfiguration $ns^2 np^6$ hat einen eigenen Namen, die **Edelgaskonfiguration**. Alle Elemente der Hauptgruppen versuchen, durch Reaktion mit anderen Elementen diese Edelgaskonfiguration zu erreichen. Dazu nehmen sie von anderen Elementen Elektronen auf oder geben sie ab, wobei Ionen entstehen. Meistens sind die Ionen **isoelektronisch** mit den entsprechenden Edelgasen.

Isoelektronisch sind Teilchen, wenn sie die gleiche Elektronenverteilung, speziell hier die Edelgaskonfiguration, besitzen. **Kationen sind isoelektronisch mit dem vorausgehenden Edelgas.**

BEISPIELE



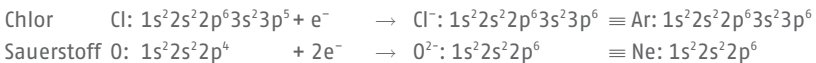
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1								
2								Ne
3	Na	Mg	Al					

Na^+ , Mg^{2+} und Al^{3+} erreichen die Edelgaskonfiguration von Neon und sind dazu isoelektronisch.

Die Elemente der I., II. und III. Hauptgruppe geben bevorzugt ihre Valenzelektronen ab. So bilden die Alkalimetalle einfach positiv, Erdalkalimetalle zweifach positiv und die Elemente der Borgruppe dreifach positiv geladene Kationen.

Anionen sind isoelektronisch mit dem nachfolgenden Edelgas.

BEISPIELE



	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1								
2						O		Ne
3							Cl	Ar

Die Elemente der V., VI. und VII. Hauptgruppe erreichen die Edelgaskonfiguration durch Elektronenaufnahme. Die Elemente der VII. Hauptgruppe bilden einfach negativ, der VI. Hauptgruppe zweifach negativ und die Elemente der V. Hauptgruppe dreifach negativ geladene Anionen.

1.2 Eigenschaften der Elemente im Periodensystem

1.2.1 Der metallische Charakter

Man unterteilt die Elemente im Periodensystem in **Metalle**, **Halbmetalle** und **Nichtmetalle**. Die Aufteilung beruht auf unterschiedlichen physikalischen und chemischen Eigenschaften.

Die meisten aller bekannten Elemente sind **Metalle** (immerhin über 75 %). Man findet sie im Periodensystem auf der linken Seite und im unteren Bereich. Die I. und II. Hauptgruppe bestehen komplett – bis auf Wasserstoff – nur aus Metallen. Zu den Metallen zählen auch alle Nebengruppenelemente sowie die Lanthanoide und Actinoide.

Metalle sind in der Regel sehr fest, aber trotzdem biegsam. Sie lassen sich unter Kraftereinwirkung verformen, sind dehnbar (duktil) und nicht so spröde wie Kristalle. Erkennbar sind sie an ihrem typischen metallischen Glanz (► Kap. 2.3).

		Hauptgruppen							
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Perioden	1	H Wasserstoff							He Helium
	2	Li Lithium	Be Beryllium	B Bor	C Kohlenstoff	N Stickstoff	O Sauerstoff	F Fluor	Ne Neon
	3	Na Natrium	Mg Magnesium	Al Aluminium	Si Silicium	P Phosphor	S Schwefel	Cl Chlor	Ar Argon
	4	K Kalium	Ca Calcium	Ga Gallium	Ge Germanium	As Arsen	Se Selen	Br Brom	Kr Krypton
	5	Rb Rubidium	Sr Strontium	In Indium	Sn Zinn	Sb Antimon	Te Tellur	I Iod	Xe Xenon
	6	Cs Caesium	Ba Barium	Tl Thallium	Pb Blei	Bi Bismut	Po Polonium	At Astat	Rn Radon
	7	Fr Francium	Ra Radium						

Metall	Halbmetall	Nichtmetall
--------	------------	-------------

○ Abb. 1.20 Einteilung der Elemente in Metalle, Halbmetalle (Stufenlinie) und Nichtmetalle

Charakteristisch für Metalle ist ihre gute elektrische Leitfähigkeit (z. B. Kupferdrähte), die mit steigender Temperatur sinkt. Metalle leiten außerdem Wärme. In chemischen Reaktionen bilden Metalle durch Elektronenabgabe positiv geladene Ionen (Kationen).

Der Übergang im Periodensystem zu den Nichtmetallen ist nicht eindeutig. Zwischen Metallen und Nichtmetallen stehen die **Halbmetalle**. Sie verhalten sich weder wie typische Metalle noch wie typische Nichtmetalle.

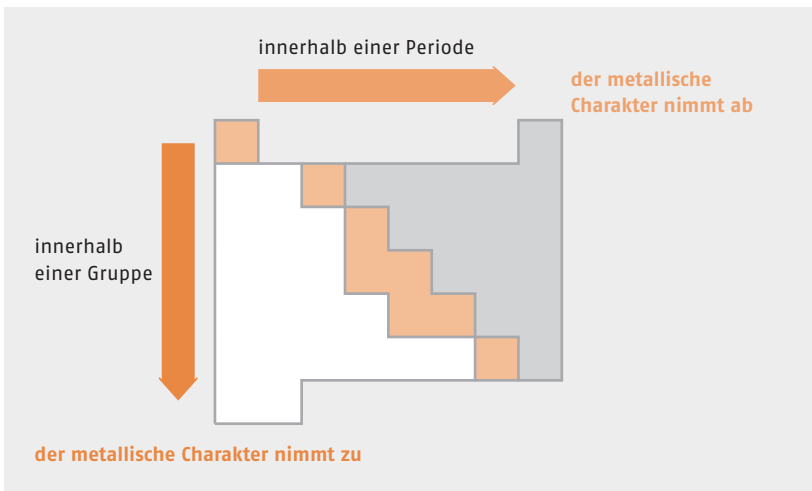
Halbmetalle zeigen zwar wie die Metalle elektrische Leitfähigkeit, jedoch ist diese Eigenschaft nur schwach ausgeprägt. Mit steigender Temperatur nimmt, im Gegensatz zu den Metallen, die Leitfähigkeit zu.

Halbmetalle können Elektronen aufnehmen oder abgeben und deshalb in Salzen sowohl negativ geladene (Anionen) als auch positiv geladene Ionen (Kationen) bilden.

Die Elemente an der Übergangslinie liegen zum Teil in unterschiedlichen Modifikationen (räumlich unterschiedliche Atomanordnungen) vor und zeigen verschiedene Eigenschaften. So existieren mehrere Modifikationen des Phosphors. Der weiße und der rote Phosphor sind typische Nichtmetalle und eine andere Modifikation, der schwarze Phosphor, verhält sich wie ein Halbmetall (► Kap. 9.3.1).

Nichtmetalle stehen im Periodensystem rechts im oberen Bereich. Sie haben keine metallischen Eigenschaften, sind im Gegensatz zu den Metallen Isolatoren und leiten den elektrischen Strom nicht.

Alle drei Aggregatzustände kommen bei Nichtmetallen vor. Beispielsweise sind bei Raumtemperatur Fluor und Chlor gasförmig, Brom flüssig und Iod fest. In chemischen Reaktionen versuchen Nichtmetalle durch Elektronenaufnahme die Edelgaskonfiguration zu erreichen und bilden bevorzugt Anionen.



○ Abb. 1.21 Änderung des metallischen Charakters im Periodensystem (► Kap. 2.3)

Innerhalb einer **Periode sinkt der metallische Charakter** von links nach rechts, während der metallische Charakter **innerhalb einer Gruppe** von oben nach unten **steigt**.

1.2.2 Schrägbeziehung

Man findet im Periodensystem eine Besonderheit: Das jeweils erste Element einer Gruppe ähnelt in einigen Eigenschaften dem zweiten Element der nachfolgenden Hauptgruppe.

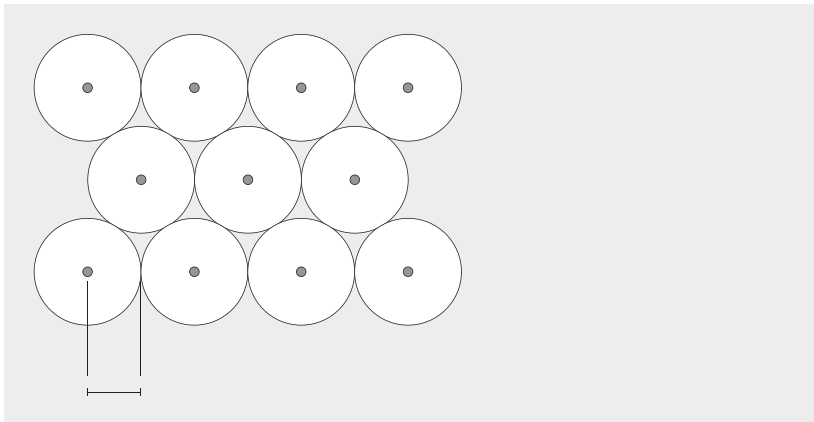
3 Li Lithium	4 Be Beryllium	5 B Bor	6 C Kohlenstoff
11 Na Natrium	12 Mg Magnesium	13 Al Aluminium	14 Si Silicium

○ Abb. 1.22 Schrägbeziehung von Lithium, Beryllium und Bor

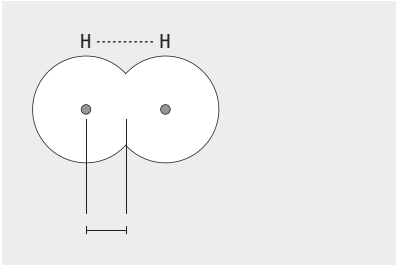
Man bezeichnet diese Eigenschaft als **Schrägbeziehung**. Lithiumverbindungen ähneln wegen der vergleichbaren Atomradien mehr den Magnesium- als den Natrium-Verbindungen.

1.2.3 Atomradien

Chemisches und physikalisches Verhalten von Stoffen wird durch die Größe ihrer Atome geprägt. Bei Metallen bezeichnet man als Atomradius die Hälfte des Abstandes zweier Kerne im Metallgitter (► Kap. 2.3).



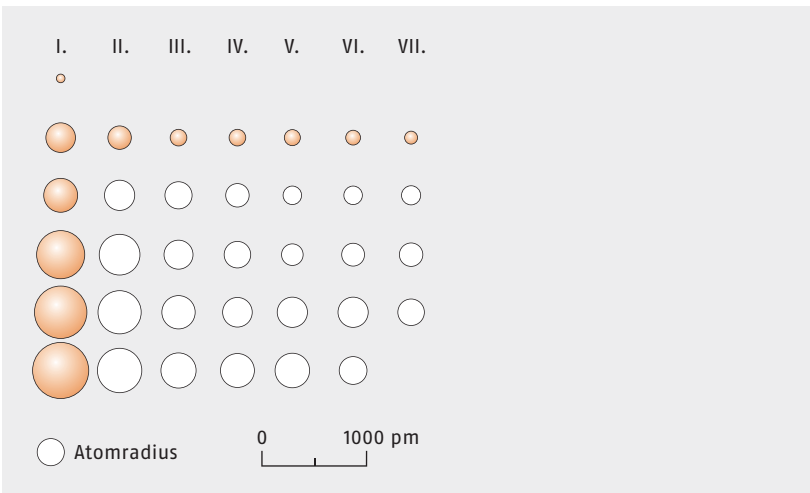
○ Abb. 1.23 Atomradius eines Metalls



○ **Abb. 1.24** Atomradius eines Nichtmetalls, Bsp.: H_2 (Wasserstoffmolekül)

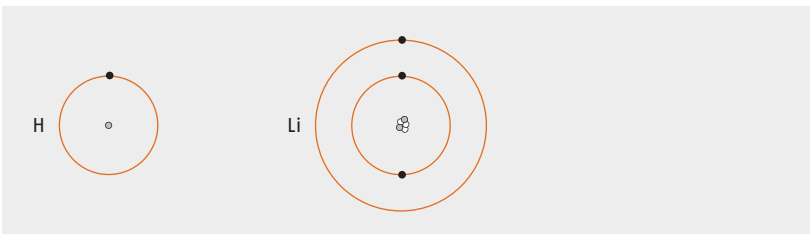
Nichtmetalle gehen untereinander Bindungen ein (► Kap. 2.2). Hier misst man den Atomradius als halbe Bindungslänge einer Bindung zwischen ein und demselben Element (X-X) (○ Abb. 1.24).

Um sich die Veränderungen der Atomradien innerhalb einer Gruppe vorstellen zu können, denkt man sich die Atome zweckmäßig als Kugeln (○ Abb. 1.25).

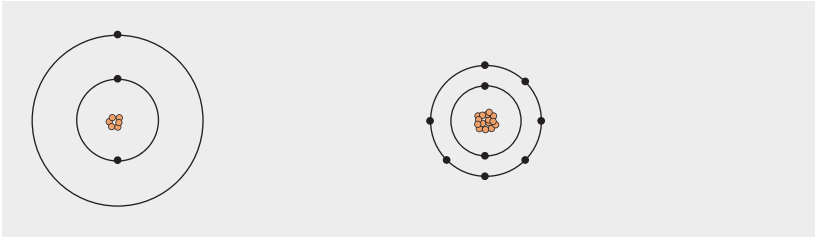


○ **Abb. 1.25** Atomradien

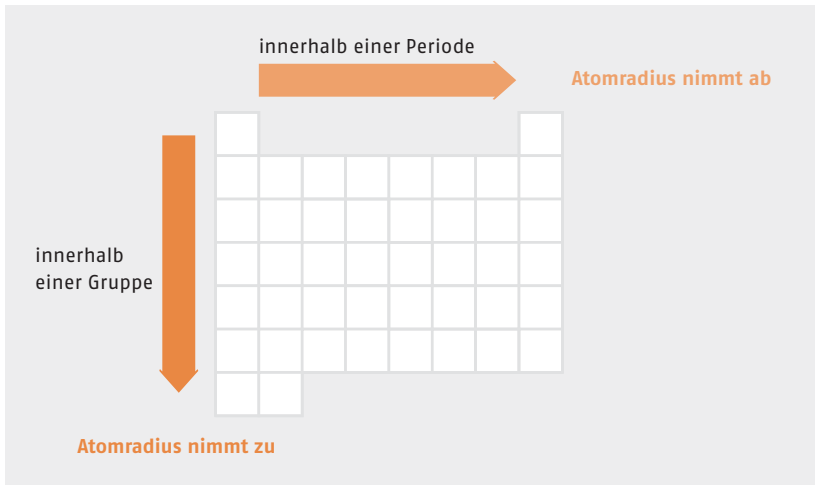
Innerhalb einer Gruppe nehmen die Atomradien von oben nach unten zu. Es ist einleuchtend, dass die Atome mit zunehmender Schalenanzahl größer werden (○ Abb. 1.26).



○ **Abb. 1.26** Radiengröße von Wasserstoff und Lithium im Vergleich



○ Abb. 1.27 Radiengröße von Lithium und Fluor im Vergleich



○ Abb. 1.28 Änderung der Atomradien im Periodensystem

Innerhalb einer Periode ändert sich die Zahl der Schalen nicht, während sich die Zahl der Protonen nach rechts hin erhöht und damit die der positiven Kernladungen. Dadurch wächst die Anziehungskraft auf die Elektronen, so dass der Atomradius kleiner wird (○ Abb. 1.27).

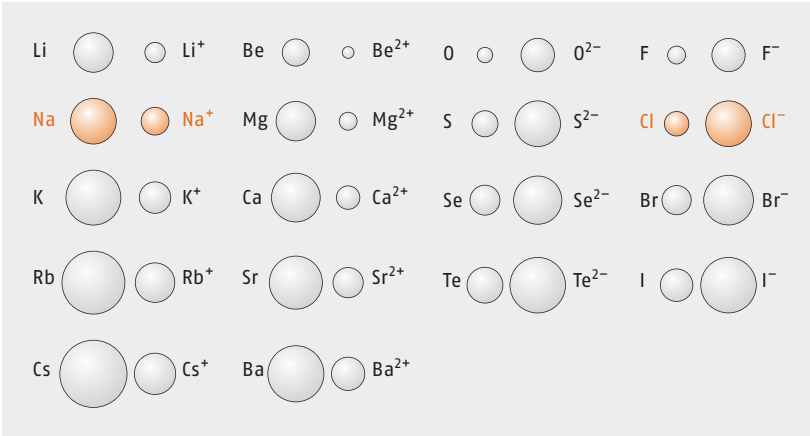
1.2.4 Ionenradien

Durch Elektronenaufnahme oder -abgabe entstehen aus Atomen Ionen. Dadurch verändert sich auch der Radius.

Im Allgemeinen ändert sich der Ionenradius innerhalb einer Gruppe von oben nach unten durch Volumenzunahme, da die Schalenanzahl steigt.

Der Ionenradius nimmt besonders dann ab, wenn die Elektronen der Außenschale vollständig abgegeben werden. Beim Vergleich der Radien eines Natriumatoms Na und eines Natrium-Kations Na^+ ist dies gut erkennbar. Der Größenunterschied ist deshalb so stark ausgeprägt, weil im Natrium-Kation im Gegensatz zum Natrium-Atom die Außenschale nicht mit einem Elektron besetzt ist.

Negative Ionen sind erheblich voluminöser als ihre Atome, beispielsweise ist das Chlor-Atom Cl wesentlich kleiner als das Chlorid-Ion Cl^- . Das Chlor-



○ Abb. 1.29 Atom- und Ionenradien der I., II., VI. und VII. Gruppe im Vergleich

Atom besitzt genauso viele Protonen im Kern wie das Chlorid-Ion. Das Ion hat aber seine Valenzschale mit acht Elektronen gefüllt. Im Chlor-Atom befinden sich auf der Außenschale nur sieben Elektronen. Die 8 Valenzelektronen benötigen viel mehr Raum, weil sie sich gegenseitig abstoßen.

1.2.5 Ionisierungsenergie

Unter Ionisierung versteht man die Ablösung oder Anlagerung eines oder mehrerer Elektronen aus der bzw. in die Elektronenhülle eines Atoms. Da die Anzahl der Protonen im Kern sich dabei nicht verändern, bekommt das betreffende Atom eine positive oder negative Ladung.

■ MERKE

Die Energie, die man benötigt, um von einem Atom das am schwächsten gebundene Elektron zu entfernen, nennt man Ionisierungsenergie (IE):



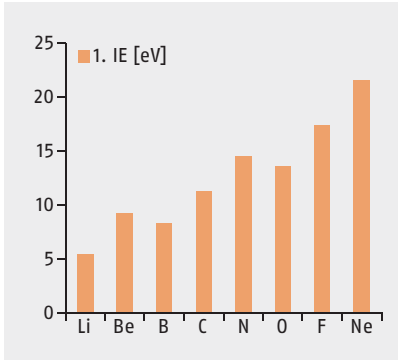
Man spricht von der 1. Ionisierungsenergie, wenn ein Elektron entfernt wird. Spaltet man ein weiteres ab, resultiert die 2. Ionisierungsenergie usw.. So entstehen dann ein- bis mehrfach positiv geladene Ionen.

Die Höhe der Ionisierungsenergie ist für jedes Elektron in einem Atom konstant und kann gemessen werden (Einheit: eV – Elektronenvolt).

Wie sich die 1. Ionisierungsenergie innerhalb einer Periode ändert, soll an der 2. Periode gezeigt werden (○ Abb. 1.30).

In dem Diagramm ist deutlich erkennbar, dass die **Ionisierungsenergie innerhalb des Periodensystems von links nach rechts stark steigt**.

Grund dafür ist die durch die wachsende Kernladung bedingte Abnahme des Atomradius innerhalb der Periode. Bei kleineren Atomen ist mehr Energie notwendig als bei größeren, um ein Elektron zu entfernen. Einzelne Elek-



○ **Abb. 1.30** Änderung der Ionisierungsenergie innerhalb der 2. Periode

tronen (siehe Lithium) sind von einer Schale leichter zu entfernen als solche aus einem Oktett (siehe Neon).

Für Schlauberger

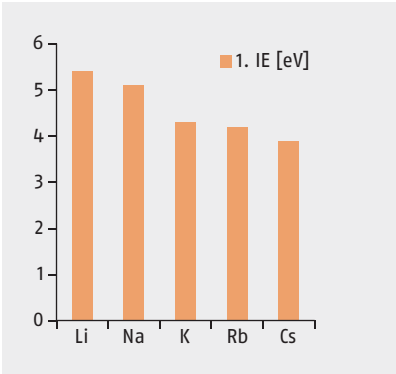
Bei Bor und Sauerstoff erkennt man leichte Abstufungen der Ionisierungsenergie nach unten. Dieses Phänomen erklärt sich aus dem Aufbau der Außenschale. Die 2. Schale baut sich aus einem 2s-Orbital und drei 2p-Orbitalen auf. Bei Beryllium füllen zwei Elektronen das 2s-Orbital und bei Bor befindet sich das 3. Valenzelektron im 2p-Orbital. Es eröffnet sozusagen eine neue Unterschale. Dadurch ist weniger Energie notwendig, um es zu lösen.

Im Stickstoffatom sind die drei p-Orbitale einfach besetzt, ein energetisch günstiger Zustand. Beim nächsten Element, dem Sauerstoffatom, besitzt dagegen ein p-Orbital zwei Elektronen – also ein Elektron mehr. Zum Lösen dieses Elektrons muss im Vergleich weniger Energie aufgewendet werden, da beim Sauerstoff so die energetisch günstige Elektronenverteilung des Stickstoffs erreicht wird.

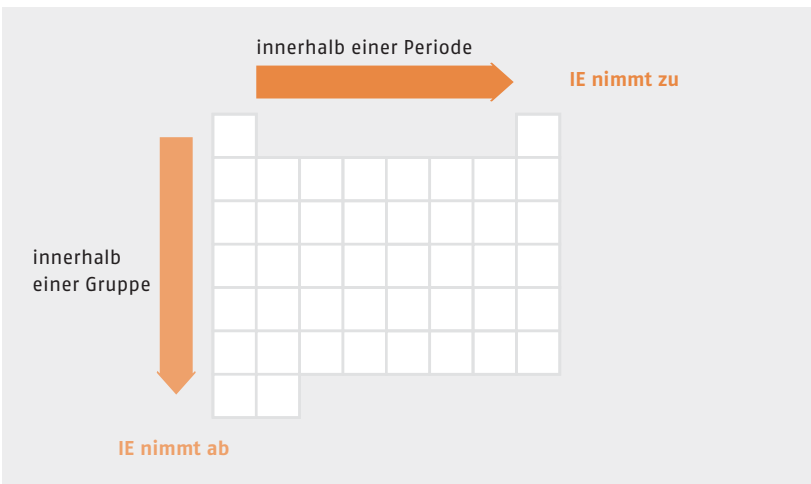
Die Elemente der VI. und VII. Hauptgruppe brauchen eine sehr hohe Ionisierungsenergie und geben nur schwer ein Elektron ab. Sie tendieren eher dazu, Elektronen aufzunehmen, um die Edelgaskonfiguration zu erreichen.

Welche Ionisierungsenergie innerhalb einer Gruppe aufgebracht werden muss, zeigt ○ Abb. 1.31 am Beispiel der Alkalimetalle.

Innerhalb einer Gruppe nimmt die Ionisierungsenergie mit steigender Ordnungszahl von oben nach unten ab. Mit zunehmendem Atomradius lassen sich Valenzelektronen leichter entfernen. Man benötigt weniger Energie, da die inneren Schalen die äußere Schale von der Anziehungskraft des Kerns abschirmen.



○ Abb. 1.31 Änderung der Ionisierungsenergie innerhalb der I. Hauptgruppe



○ Abb. 1.32 Änderung der Ionisierungsenergie im Periodensystem

Werden mehrere Valenzelektronen aus einem Atom entfernt, ändert sich die Ionisierungsenergie wie folgt:

$$1. \text{ IE} < 2. \text{ IE} < 3. \text{ IE} < 4. \text{ IE} \text{ usw.}$$

Die Abspaltung weiterer Elektronen erfordert erwartungsgemäß mehr Energie, da der Ionenradius eines Kations mit steigender positiver Ladung kleiner wird.

1.2.6 Elektronenaffinität

Nehmen Atome zusätzliche Elektronen auf, entstehen Anionen. Besonders Nichtmetalle streben an, Elektronen aufzunehmen, um ihre Schalen zu füllen. Die dabei umgesetzte Energie nennt man Elektronenaffinität.

DEFINITION

Die Elektronenaffinität (EA) ist definiert als die Energie, die mit der Aufnahme von Elektronen durch ein neutrales Atom umgesetzt wird.



Wird dabei Energie frei, bekommt sie einen negativen Wert, wird Energie verbraucht, einen positiven.

Die höchste Elektronenaffinität besitzen die Elemente in der VII. Hauptgruppe. Ihnen fehlt nur ein Elektron, um das Oktett der äußersten Schale zu füllen. Dabei wird Energie frei.

Atome mit einer hohen Ionisierungsenergie (d.h. die nur unter hoher Energiezufuhr ein Elektron abgeben), besitzen eine hohe Elektronenaffinität und nehmen leicht Elektronen auf.

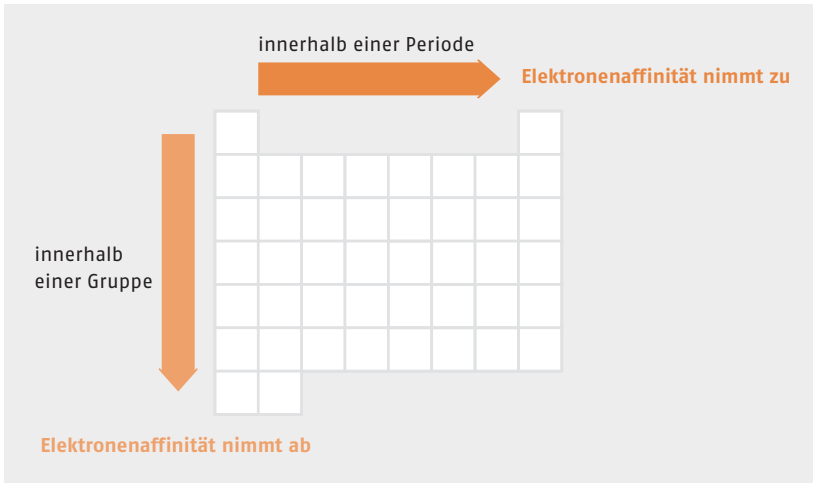
Im Folgenden ist die Änderung der EA pauschalisiert. Betrachtet man die genauen Werte, erkennt man starke Schwankungen.

Im Allgemeinen steigt innerhalb einer Periode die Elektronenaffinität mit steigender Ordnungszahl. Elemente auf der rechten Seite im Periodensystem nehmen freiwillig Elektronen auf, dabei wird Energie frei (negativer Wert der EA). Bei den Elementen auf der linken Seite im PSE muss Energie von außen zugefügt werden (positiver Wert der EA), damit sie Elektronen aufnehmen. Sie brauchen eine sehr geringe Ionisierungsenergie, um Elektronen abzugeben.

Innerhalb einer Gruppe sinkt die Elektronenaffinität mit steigender Ordnungszahl (○ Abb. 1.33, vgl. Fluor bis Iod). Bei Elementen mit höherer Ordnungszahl ist die Anziehung, die der positiv geladene Kern auf die Elektronen ausübt, durch die Abschirmung der inneren Schalen geringer.

<div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: fit-content; margin: 0 auto;"> <p style="text-align: center;">- 72 H Wasserstoff</p> </div>			
<div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: fit-content; margin: 0 auto;"> <p style="text-align: center;">- 344 F Fluor</p> </div>	<div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: fit-content; margin: 0 auto;"> <p style="text-align: center;">- 362 Cl Chlor</p> </div>	<div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: fit-content; margin: 0 auto;"> <p style="text-align: center;">- 346 Br Brom</p> </div>	<div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: fit-content; margin: 0 auto;"> <p style="text-align: center;">- 297 I Iod</p> </div>
<div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: fit-content; margin: 0 auto;"> <p style="text-align: center;">694 O Sauerstoff</p> </div>		<div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: fit-content; margin: 0 auto;"> <p style="text-align: center;">333 S Schwefel</p> </div>	

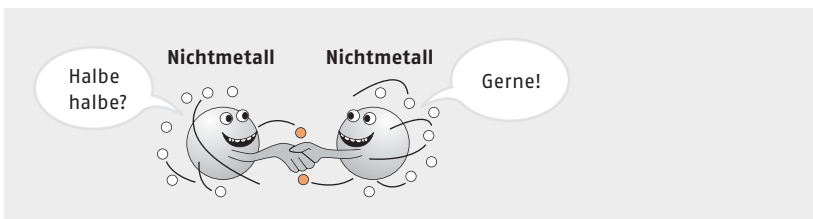
○ Abb. 1.33 Elektronenaffinitäten in kJ/mol



○ Abb. 1.34 Änderung der Elektronenaffinität im Periodensystem

1.2.7 Elektronegativität

Unter einer chemischen Bindung versteht man die Verknüpfung von Atomen miteinander. Man unterteilt Bindungen in Atom- und Ionenbindungen (► Kap. 2). In einer Atombindung teilen sich zwei Atome gemeinsame Elektronen. Meistens handelt es sich um ein gemeinsames Elektronenpaar und man spricht von einer Einfachbindung.



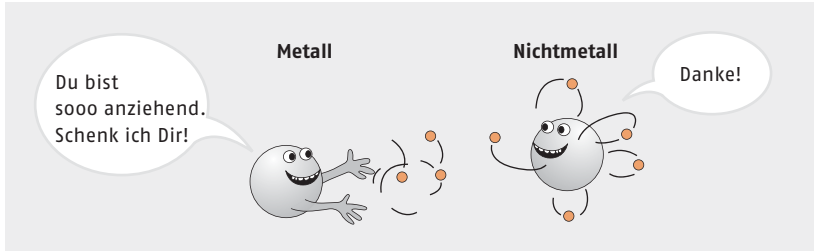
○ Abb. 1.35 Prinzip einer Atombindung

Besitzen beide Partner unterschiedliche Elektronegativitäten, werden die Bindungselektronen stärker vom elektronegativeren Atom angezogen. Es kommt zu einer ungleichen Ladungsverteilung. Ist die Differenz der Elektronegativität hoch, wie zwischen Metallen und Nichtmetallen, kommt es sogar zu einem Übergang der gemeinsamen Elektronen zum elektronegativeren Partner.

Es entsteht eine Ionenbindung, in der das elektronegativere Nichtmetall als Elektronenakzeptor und das Metall mit geringerer Elektronegativität als Elektronendonator fungiert.

■ MERKE

Die Elektronegativität ist ein Maß für die Fähigkeit eines Atoms, in einer Bindung das bindende Elektronenpaar an sich zu ziehen.



○ Abb.1.36 Prinzip einer Ionenbindung

Linus Pauling hat 1932 den Begriff der **Elektronegativität (EN)** eingeführt. Er berechnete sie aus der Bindungsenergie verschiedener Moleküle. Er gab Fluor willkürlich die Elektronegativität 4,0 und bezog die EN-Werte aller Elemente auf Fluor. Elektronegativitätswerte sind immer positiv, dimensionslos und liegen zwischen 0,7 und 4. Neben der Einteilung nach Pauling (○ Abb. 1.37) existieren noch zusätzlich modifizierte Elektronegativitätswerte z. B. nach Allred/Rochow.

		Hauptgruppen							
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Perioden	1	2,2 H Wasserstoff							– He Helium
	2	1,0 Li Lithium	1,6 Be Beryllium	2,0 B Bor	2,6 C Kohlenstoff	3,0 N Stickstoff	3,4 O Sauerstoff	4,0 F Fluor	– Ne Neon
	3	0,9 Na Natrium	1,3 Mg Magnesium	1,6 Al Aluminium	1,9 Si Silicium	2,2 P Phosphor	2,6 S Schwefel	3,2 Cl Chlor	– Ar Argon
	4	0,8 K Kalium	1,0 Ca Calcium	1,8 Ga Gallium	2,0 Ge Germanium	2,2 As Arsen	2,6 Se Selen	3,0 Br Brom	– Kr Krypton
	5	0,8 Rb Rubidium	0,9 Sr Strontium	1,8 In Indium	2,0 Sn Zinn	2,1 Sb Antimon	2,1 Te Tellur	2,7 I Iod	– Xe Xenon
	6	0,7 Cs Caesium	0,9 Ba Barium	2,0 Tl Thallium	2,3 Pb Blei	2,0 Bi Bismut	2,0 Po Polonium	2,2 At Astat	– Rn Radon
	7	0,7 Fr Francium	0,9 Ra Radium						

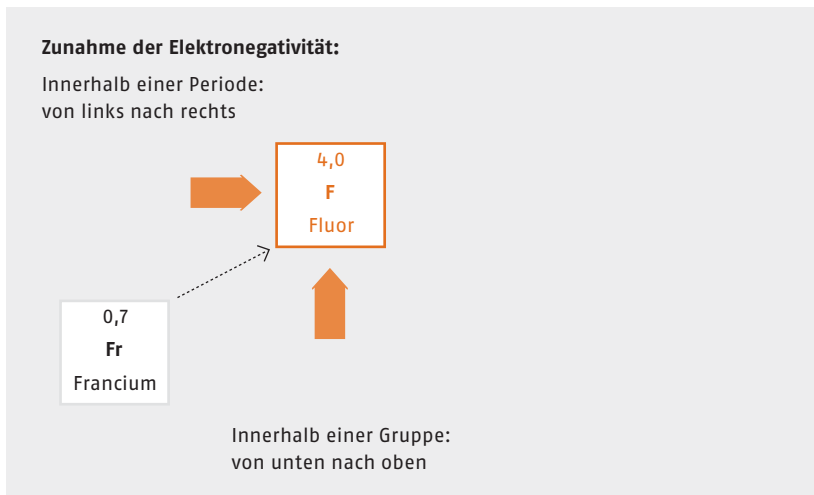
○ Abb.1.37 Elektronegativitäten nach Pauling

Elemente mit niedrigen EN-Werten, wie sie die Alkali- und Erdalkalimetalle aufweisen, besitzen eine geringe Tendenz, Elektronen in einer Bindung an sich zu ziehen. Sie geben Elektronen an den Bindungspartner ab.

Nichtmetalle besitzen höhere EN-Werte und ziehen bindende Elektronen an sich.

■ MERKE

Die Elektronegativität sinkt innerhalb einer Gruppe mit zunehmender Ordnungszahl und steigt innerhalb der Periode von links nach rechts (○ Abb. 1.38).



○ Abb. 1.38 Änderung der Elektronegativität im Periodensystem