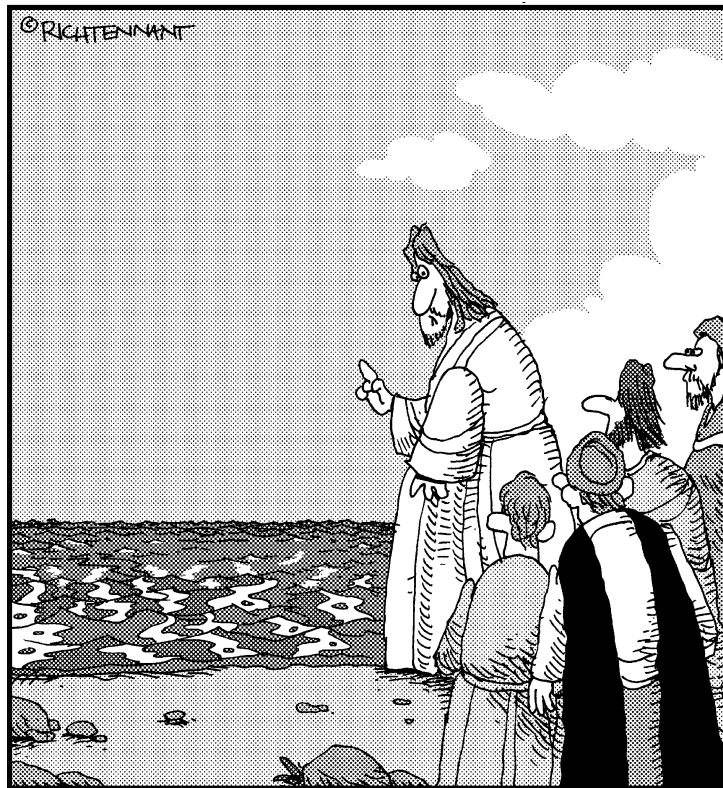


Teil 1

Chemie der Elemente



„Schaut her – ich werde das nur einmal tun, aber es soll euch dabei helfen, die unpolaren, hydrophoben Wechselwirkungen und deren Auswirkung auf die Oberflächenspannung des Wassers besser zu verstehen.“

In diesem Teil ...

Sie sind ständig von chemischen Prozessen aller Art umgeben. Wenn Sie kochen, saubermachen oder atmen, finden chemische Prozesse statt. Deshalb erläutere ich Ihnen zunächst einige Aspekte der Anorganischen Chemie im Alltag.

Danach werde ich die ganze Chemie der Elemente vor Ihnen ausbreiten. Für Manche ist dies schrecklich unübersichtlich, für mich spiegelt es jedoch die ganze Vielfalt und Schönheit des Fachgebietes wieder. Keine Angst, wir fangen ganz einfach an, nämlich mit dem allen vertrauten Wasser und dem Wasserstoff. Im Anschluss besprechen wir die Hauptgruppenelemente, die Nebengruppenelemente und Komplexverbindungen.

Was ist Anorganische Chemie?



In diesem Kapitel

- ▶ Anorganische Chemie im Alltag
 - ▶ Entwicklung der Anorganischen Chemie
 - ▶ Die Sprache der Chemiker
 - ▶ Das Periodensystem kennen lernen
-

Wenn Sie demnächst eine Prüfung in Anorganischer Chemie vor sich haben, kann es sein, dass Sie dieses Kapitel überspringen und stattdessen etwas zu dem Thema lesen, mit dem Sie gerade Schwierigkeiten haben. Wenn Sie etwas mehr über den Hintergrund der Anorganischen Chemie erfahren wollen und vielleicht die vielfältigen, ganz alltäglichen und auch großartigen Einsatzgebiete der Anorganischen Chemie kennen lernen wollen, dann fangen Sie am besten mit diesem Kapitel an! Chemische Prozesse umgeben uns in unserem täglichen Leben, häufig wenden wir im Alltag Stoffumwandlungen an oder nutzen die Produkte chemischer Synthesen. Sie erhalten in diesem Kapitel einen kleinen Einblick in die Vielfalt chemischer Prozesse.

Danach erkläre ich Ihnen etwas die Sprache und Formelwelt der Chemiker, und wir werfen einen Blick auf das »gefürchtete« Periodensystem der Elemente.

Anorganische Chemie im Alltag

Anorganische Verbindungen begegnen uns heute in allen Lebensbereichen. Nachfolgend habe ich für Sie einige Beispiele zusammengestellt. Damit möchte ich Ihnen etwas Appetit machen, Ihr Interesse wecken und Ihnen zeigen, dass dieses seltsame Fachgebiet durchaus spannend sein kann.

Anorganische Chemie in der Küche

Kochsalz ist aus unserer Küche nicht wegzudenken. Leicht gesalzene Speisen schmecken nicht nur besser als völlig ungesalzene Kost, sondern das Kochsalz (Natriumchlorid) hat auch wichtige physiologische Funktionen (physiologisch = die Lebensvorgänge im Organismus betreffend). Natriumchlorid ist essenzieller (lebenswichtiger) Bestandteil des Blutplasmas und anderer Körperflüssigkeiten. Natrium (Na^+) und andere Kationen stabilisieren über elektrostatische Wechselwirkungen Zellmembranen und die Konformation von Enzymen und anderen Biomolekülen wie z. B. DNA oder RNA. Die Aufnahme von zu viel oder zu wenig Natriumchlorid mit der Nahrung hat drastische Folgen für die Gesundheit. Wenn man nur destilliertes Wasser trinken würde, so würde man daran sterben. Ganz ähnlich ist es,

wenn man nur Salzwasser trinkt. Auch das führt zum Tod, Schiffbrüchige mussten häufig dieses Schicksal erleiden. Oder wie Paracelsus bereits im 16. Jahrhundert erkannte: »*All Ding' sind Gift und nichts ohn' Gift; allein die Dosis macht, dass ein Ding kein Gift ist.*«

Ohne **Backtriebmittel** würde man keinen lockeren Kuchen bekommen und es gäbe am Nachmittag zum Kaffee nur feste Teigfladen zu essen. Natriumhydrogencarbonat und Ammoniumhydrogencarbonat (»Hirschhornsalz«) sind in Backpulvern enthalten. Wenn der Teig erhitzt wird, zersetzen sich diese Verbindungen und setzen Kohlendioxid frei. Dieses Gas macht den Teig schön locker und fluffig.

Falls der Abfluss in der Küche mal verstopft sein sollte, greifen Sie bestimmt zum **Abflussreiniger**. Dabei handelt es sich meist um die gefährlichsten Chemikalien, die im Haushalt zu finden sind. Zur Beseitigung von Fetten, Proteinen und Essensresten im Abfluss braucht man schon ein aggressives Mittel. Deshalb enthalten viele Abflussreiniger starke Laugen (Kaliumhydroxid oder Natriumhydroxid) und häufig noch ein Oxidationsmittel (z. B. Natriumhypochlorit). Die Lauge soll die Fette und Proteine hydrolysieren und das Oxidationsmittel soll die Verunreinigungen oxidieren und damit zerstören.

Bauchemie und Geschirr

Jeder Bauarbeiter wendet grundlegende chemische Prozesse an, sicher oft ohne sich dessen bewusst zu sein. So weiß er z. B., dass er Mischungen von Gips mit Wasser sehr schnell verarbeiten muss, da der Gips sonst aushärtet und nicht mehr zu gebrauchen ist. Er weiß, dass er Kalkbrühe auf keinen Fall in die Augen kriegen darf, sonst wird er blind! (Kalklösungen sind starke Basen.) Außerdem kennt er die unterschiedlichen Aushärtzeiten für Beton und Kalkmörtel, die auf unterschiedlichen chemischen Prozessen beruhen. Mehr dazu erfahren Sie im Kapitel 3.

Der größte Teil der Minerale auf der Erde besteht aus Silikaten, also aus Verbindungen, die Silicium, Sauerstoff und andere Elemente enthalten. Dem entsprechend werden bei jedem Hausbau Silikate verbaut. Jeder **Ziegel** enthält Silikate. Andererseits gibt es auch High-Tech-Werkstoffe, die Siliciumverbindungen enthalten. Die bekannteste Stoffklasse sind die Silikone. Viele Fugen im Badezimmer oder in anderen Feuchträumen werden heute mit Silikonen abgedichtet. Silikone dienen außerdem zur Hydrophobierung (also wasserabweisend machen) von Sandstein und anderen Natursteinmaterialien im Außenbereich. **Geschirr, Glas** und **Porzellan** bestehen ebenfalls zu einem großen Teil aus Siliciumdioxid. Mehr über Silikate, Silikone und andere Siliciumverbindungen werde ich Ihnen in Kapitel 4 erklären.

Dünger und Sprengstoffe

Anfang des 20. Jahrhunderts waren Nitrate knapp und teuer. Die einzig nennenswerten Vorkommen fand man in Chile (Chilesalpeter = Natriumnitrat), und es war damals bereits abzusehen, dass die Vorkommen bald erschöpft sein würden. Zur Herstellung von Düngern und Sprengstoffen brauchte man dringend ein technisches Verfahren. Haber und Bosch entwickelten gemeinsam ein Verfahren zur Herstellung von Ammoniak (NH_3) aus Luftstickstoff. Um den reaktionsträgen Stickstoff aus der Luft zu überreden, mit Wasserstoff zu reagieren,

braucht man gewaltige Drücke, Temperaturen von 400–500 °C und einen geeigneten Katalysator. Die ersten Versuchsreaktoren explodierten meist nach wenigen Tagen, da der Wasserstoff aus dem Reaktor entwich. Wie diese Schwierigkeiten bewältigt wurden und wie man aus dem Ammoniak dann Dünger und Sprengstoffe herstellt, erzähle ich Ihnen im Kapitel 5.

Edelsteine und Zahnpaste

Die beiden Dinge haben auf den ersten Blick wenig gemeinsam, aber es gibt anorganische Verbindungen, die durchaus beides sein können: wertvoller Edelstein oder Mittel zum Zähne reinigen! Wichtig für die jeweilige Anwendung ist aber nicht nur die chemische Zusammensetzung, sondern auch in welcher Form die Verbindung vorliegt. So ist fein verteiltes amorphes Siliciumdioxid z. B. Bestandteil der meisten Zahnpasten. Die fein verteilten Siliciumdioxid-Partikel verdicken die flüssige Zahnputzmischung und verwandeln diese in eine schöne cremige Paste. Wenn das Siliciumdioxid jedoch schöne Kristalle bildet, die noch Spuren anderer Elemente enthalten können, so hat man Halbedelsteine und Edelsteine wie z. B. Achat, Amethyst, Citrin, Chrysopras, Rauchquarz, Rosenquarz und Onyx.

Pigmente und Farbstoffe

Ohne Pigmente und Farbstoffe wäre unser Alltag grau und langweilig. Zum Glück ist das nicht so, es gibt organische und anorganische Pigmente. Die letzteren zeichnen sich häufig durch sehr hohe Beständigkeit aus. Bereits vor mehr als 20 000 Jahren benutzten die Menschen der Eiszeit Naturfarbstoffe wie Ocker, Hämatit, Manganbraun und verschiedene Tone für Höhlenzeichnungen. Zinnober, Azurit, Malachit und Lapislazuli waren schon im 3. Jahrtausend vor Christus in China bzw. Ägypten bekannt. Um etwa 2000 vor Christus stellte man bereits durch Brennen von natürlichem Ocker rote und violette Pigmente für Töpferwaren her. Anorganische Pigmente sind heute aus unserem Alltag nicht wegzudenken. Nahezu alle Anstrichstoffe für draußen enthalten anorganische Pigmente, die dafür lichtecht (= beständig im Sonnenlicht) und wetterbeständig sein müssen.

Anorganische Chemie früher und heute

Wir sprachen gerade die Höhlenmalereien an. Das sind sozusagen die ersten Anwendungen der anorganischen Chemie, wobei man sicher durch einfaches Probieren herausgefunden hatte, welcher farbige Brei sich als Malfarbe eignet.

Im Mittelalter hatte man beim Durchführen »alchemischer Experimente« die großartigsten Ziele im Auge. Die Suche nach dem Stein der Weisen, der ewiges Leben versprach oder mit dessen Hilfe man unedle Metalle in Gold zu verwandeln hoffte. Diese beiden Ziele erreichten die Alchimisten nicht, aber als Nebenprodukt dieser verbissenen Forschung wurde zum Beispiel das europäische Porzellan entwickelt oder das Element Phosphor entdeckt.

Heute beruht die Anorganische Chemie weitgehend auf naturwissenschaftlichen Grundlagen. Die Physik liefert uns die Schrödinger-Gleichung und die Wellenfunktion zur Beschreibung der Elektronenbewegungen in den Molekülen. Die Mathematik und die Computertechnologie

ermöglichen uns, dass wir die Wellenfunktion – mit einigen Vereinfachungen – berechnen können und somit Eigenschaften und Reaktivität von Molekülen vorhersagen können.

Aber die Elemente des Periodensystems sind so unterschiedlich und es gibt so viele Möglichkeiten, diese Elemente miteinander zu kombinieren, d. h. Verbindungen, Legierungen, Mischungen herzustellen, dass die anorganische Chemie immer noch weitgehend eine empirische Wissenschaft ist. Wenn ich also wissen will, wie eine Verbindung oder ein Gemisch von Verbindungen reagiert, wozu sich diese verwenden lässt, was ich damit anstreichen, wegätzen oder beschichten kann, so muss ich das im Labor ausprobieren. Und das ist ja eigentlich das Spannende: Im Labor stehen, etwas Neues herstellen, was noch nie ein Mensch zuvor hergestellt hat und ausprobieren, was das Zeug für Eigenschaften hat! In unserer weitgehend »fertigen« und vernetzten Welt, wo die Kids häufig nur noch am Bildschirm sitzen und Spiele spielen, die andere für sie kreiert haben, ist das eine Möglichkeit, etwas Neues zu machen, die Zukunft mit zu gestalten. Deshalb liebe ich diesen Beruf so sehr.

Die Sprache der Chemiker – Formeln, Gleichungen, Symbole

Jetzt kommen wir zu einem heiklen Kapitel. Die Sprache der Chemiker ist vollgestopft mit Abkürzungen, Formeln, Gleichungen und Symbolen, die ein Außenstehender meist nicht vollständig versteht. Ich will versuchen, Ihnen das zu erläutern, damit Sie vielleicht auch bald zu den »Eingeweihten« gehören, die sich in dieser Sprache ausdrücken können oder zumindest die wesentlichen Grundlagen beherrschen.

Die Zusammensetzung chemischer Verbindungen wird häufig über die *Summenformel* (a in Tabelle 1.1) ausgedrückt. Die **Summenformel** liefert jedoch keine Information darüber, wie der räumliche Aufbau der Verbindung aussieht, oder ob es sich um eine Molekülverbindung oder ein Ionengitter handelt. Dafür gibt es die Strukturformel (b), bzw. Darstellungen für das Kristallgitter (c).

Die **Strukturformel** zeigt, welche Atome miteinander verknüpft sind, und sie liefert Informationen über die Bindungsverhältnisse (Einfach-, Doppel- oder Dreifachbindung). Die Strukturformel liefert jedoch keine Informationen über die genaue Gestalt des Moleküls. Bindungslängen und Bindungswinkel werden hierbei häufig nur grob vereinfacht dargestellt. Chemiker können die genaue räumliche Gestalt von Molekülen mittlerweile mithilfe der Einkristall-Strukturanalyse bestimmen (wer mehr darüber wissen will schaut bitte in Kapitel 17 nach). Darstellungen, die diese räumliche Gestalt besser widerspiegeln, sind **Kugel-Stab-Darstellungen** (d) oder noch besser **Kalottendarstellungen** (e), die die tatsächlichen Atomradien verwenden. Die Kalottenmodelle wären eigentlich die beste Art, Moleküle darzustellen. Allerdings wird diese Darstellungsart bei großen Molekülen sehr schnell unübersichtlich und schwer zu erkennen. Außerdem kann niemand mal schnell an der Tafel oder in sein Notizheft eine Seite voll mit Kalottendarstellungen hinkritzeln. Das wäre viel zu mühsam! Deshalb verwendet man am häufigsten im Unterricht und in Lehrbüchern die Darstellung der Summen- oder Strukturformeln. Das macht uns als Chemiker die Arbeit zwar leichter, aber wir dürfen dabei nicht die tatsächliche räumliche Gestalt der Moleküle und Ionenkristalle vergessen!

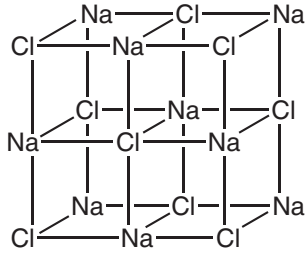

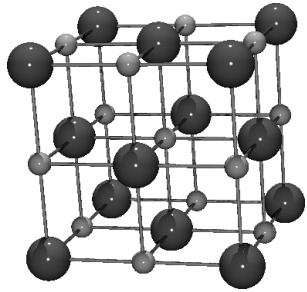
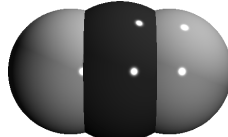
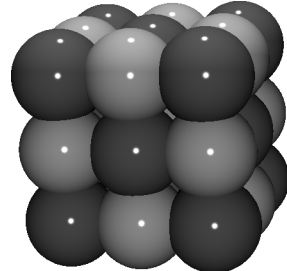
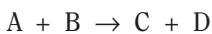
	Kohlenstoffdioxid (»Kohlendioxid«)	Natriumchlorid (»Kochsalz«)
Summenformel (a)	CO ₂	NaCl
Mitte – Strukturformel (b) bzw. rechts – Kristallgitter (c)	O=C=O	
Kugel-Stab-Darstellung (d)		
Kalottendarstellung (e)		

Tabelle 1.1: Darstellungen in der Anorganischen Chemie

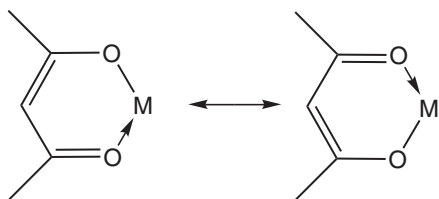
Außerdem lieben Chemiker die **Reaktionsgleichungen**. Fast alle chemischen Sachverhalte kann man in eine Reaktionsgleichung hineinpressen. Im Unterschied zur Mathematik verwenden wir allerdings keine Gleichheitszeichen, sondern verschiedene Arten von Pfeilen. Da gibt es einmal den Pfeil, der in eine Richtung zeigt. Aus den Ausgangsstoffen A und B entstehen die Produkte C und D:



Ein Pfeil ist hier besser als ein Gleichheitszeichen, da man häufig die Reaktionsprodukte nicht wieder ohne weiteres in die Ausgangsstoffe zurückverwandeln kann. Anders ist das beim chemischen Gleichgewicht. Hierbei liegen die Ausgangsstoffe A und B mit den Reaktionsprodukten C und D im Gleichgewicht vor. Zur Symbolisierung eines Gleichgewichtes verwendet man einen doppelten Pfeil, der in beide Richtungen zeigt:



Ausgangsstoffe und Produkte existieren nebeneinander in unterschiedlichen Anteilen. Man versucht häufig die Lage des Gleichgewichtes durch geschickte Wahl der Reaktionsbedingungen zu beeinflussen, damit man möglichst viel vom Reaktionsprodukt erhält. Ein Beispiel für eine solche Gleichgewichtsreaktion werde ich Ihnen im Kapitel 5 bei der technischen Ammoniaksynthese vorstellen. Dann gibt es noch spezielle Pfeile, wie zum Beispiel den Mesomeriepfeil, der eine Umlagerung von Mehrfachbindungen beschreibt:



In dem obigen Beispiel sehen Sie gleich noch einen Pfeil von O zum M (Metallatom). Dieser symbolisiert hier eine Donor-Akzeptor-Wechselwirkung vom Sauerstoffatom (Elektronenpaar-Donor) zum Metallatom (Elektronenpaar-Akzeptor).

Wie das obige Beispiel zeigt, verwenden wir ganz bestimmte Symbole zur Bezeichnung von Bindungsverhältnissen. Den größten Teil dieser Symbole werden Sie wahrscheinlich schon kennen. Zur sicheren Verständigung gebe ich Ihnen in der nachfolgenden Tabelle aber trotzdem eine Übersicht über die in diesem Buch verwendeten »Bindungsstriche«.

Bindungsstrich	Erklärung
A—B	Einfachbindung zwischen A und B
A=B	Doppelbindung ...
A≡B	Dreifachbindung ...
A→B	Donor-Akzeptor-Wechselwirkung von A nach B
A◄B	Einfachbindung, wobei A in der Papierebene und B vor der Papierebene liegt Diese »Keilbindung« wird manchmal auch zur symbolischen Darstellung von Bindungspolaritäten verwendet!
A⋯⋯⋯B	Einfachbindung, wobei A in der Papierebene und B hinter der Papierebene liegt
A---B	schwache Wechselwirkung zwischen A und B, z. B. eine Wasserstoffbrückenbindung

Tabelle 1.2: Symbole für Bindungen in diesem Buch.

Die wichtigsten Symbole des Chemikers sind die **Elementsymbole** des Periodensystems. Es wäre gut, wenn Sie die Elementsymbole auswendig wissen, wenn Sie also lernen, was die Abkürzungen C, N, P, Cl, Ti, Fe, usw. bedeuten. Daneben gibt es noch eine Reihe anderer Abkürzungen, die häufig verwendet werden. Diese werden manchmal direkt auf den Reaktionspfeil geschrieben oder sie tauchen im Text auf. Einige übliche Abkürzungen habe ich Ihnen in der nachfolgenden Tabelle zusammengestellt.

Abkürzung	Erklärung
ΔT	Erhitzen
solv.	solvatisiert mit Lösungsmittel
aq.	solvatisiert mit Wasser
δ	chemische Verschiebung im NMR-Spektrum
$\delta+$ bzw. $\delta-$	Partialladungen an Atomen
\oplus \ominus	Formalladungen an Atomen
λ	Wellenlänge »lambda« häufig für Lichtabsorption oder eingestrahktes Licht
Å	Einheit »Angström« für Bindungslängen $1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$

Tabelle 1.3: Übliche Abkürzungen in der chemischen Literatur.

Elektronegativität und Periodizität der Eigenschaften – wichtige Hilfsmittel zur Orientierung

In der Anorganischen Chemie arbeiten wir mit vielen verschiedenen Elementen, die wir miteinander kombinieren können. Zur Vorhersage der Eigenschaften der entstehenden Verbindungen ist das Periodensystem der Elemente (siehe Schummelseite am Anfang des Buches) ein wichtiges Hilfsmittel. Diese regelmäßige Anordnung der Elemente ist keinesfalls willkürlich, sondern folgt den Gesetzen des **Aufbauprinzips** (siehe Kapitel 12). Aus dem Periodensystem kann man sich bestimmte Gesetzmäßigkeiten ableiten, und wenn man weiß, wo ein Element im Periodensystem steht, so kann man die Eigenschaften und die Reaktivität dieses Elements bereits ungefähr voraussagen. Folgende allgemeingültigen Aussagen lassen sich aus dem PSE und den Elektronegativitäten der Elemente ableiten:

- ✓ Die Elektronegativität im Periodensystem der Elemente nimmt in den Hauptgruppen von links nach rechts zu.
- ✓ Die Elektronegativität innerhalb der Hauptgruppen nimmt nach unten hin ab.
- ✓ Die Elemente der 1. bis 3. Hauptgruppe geben sehr gern Elektronen ab (sie sind sehr elektropositiv). Dabei entstehen positiv geladene Kationen, die die gleiche Ladung besitzen wie die Gruppennummer (1. Hauptgruppe – M^+ , 2. Hauptgruppe – M^{2+} , 3. Hauptgruppe – M^{3+})

- ✓ Die Elemente der 4. Hauptgruppe besitzen eine mittlere Elektronegativität. Kohlenstoff hat fast die gleiche Elektronegativität wie Wasserstoff und die beiden Elemente bilden sehr stabile kovalente Bindungen. Deshalb gibt es tausende von Kohlenwasserstoffen, die das Hauptgebiet der organischen Chemie darstellen.
- ✓ Die Elemente der 5. bis 7. Hauptgruppe haben eine zunehmend höhere Elektronegativität. Deshalb bilden sich hier häufig Anionen. Die Elemente nehmen dabei so viele Elektronen auf, dass sie die Elektronenkonfiguration der nachfolgenden Edelgase erreichen. Also z. B. kann Stickstoff 3 Elektronen aufnehmen, sodass $5 + 3 = 8$ Elektronen in der Valenzschale enthalten sind.
- ✓ Die Übergangsmetalle treten in mehreren Oxidationsstufen auf, das hängt von ihrer Elektronenkonfiguration ab. Mehr dazu erfahren Sie im Kapitel 9.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Ha	Sg	Bh	Hs	Mt									

Lanthanoide	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Actinoide	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lw

Abbildung 1.1: Einteilung der Elemente in 18 Gruppen.

- ✓ In der Fachliteratur gibt es verschiedene Darstellungsweisen des Periodensystems der Elemente (PSE). Einige Varianten habe ich für Sie in Abbildung 1.1 und Abbildung 1.2 zusammengestellt. Die modernste Form des PSE finden Sie in Abbildung 1.1. Hierbei werden die 18 Gruppen einfach von vorn bis hinten durchnummeriert. Diese Variante ist gegenwärtig die von der **IUPAC** (= International Union of Pure and Applied Chemistry) offiziell empfohlene Darstellungsweise. Klassischerweise nimmt man jedoch eine Einteilung in Haupt- und Nebengruppen vor. Bei Hauptgruppenelementen werden die s- und p-Orbitale mit maximal acht Elektronen aufgefüllt. Bei den Nebengruppenelementen werden die d-Orbitale schrittweise mit Elektronen gefüllt. Letztere zeigen eine starke Variationsbreite in den Oxidationsstufen und haben deutlich andere Eigenschaften als die

Hauptgruppenelemente. Deshalb halte ich die Unterscheidung in Haupt- und Nebengruppen für sinnvoll und werde diese Bezeichnungen auch in diesem Buch konsequent verwenden.

Hauptgruppen		Nebengruppen								Hauptgruppen							
I.	II.	3.	4.	5.	6.	7.	8.		1.	2.	III.	IV.	V.	VI.	VII.	VIII.	
H																He	

Hauptgruppen		Nebengruppen								Hauptgruppen							
Ia	IIa	IIIb	IVb	Vb	VIb	VIIIb	VIIIb		Ib	IIb	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa	
H																He	

Hauptgruppen		Nebengruppen										Hauptgruppen							
1.	2.	3.	4.	5.	6.	7.	8.			1.	2.	3.	4.	5.	6.	7.	8.		
H																	He		
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne		
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar		
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr		
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe		
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn		
Fr	Ra	Ac	Rf	Ha	Sg	Bh	Hs	Mt											

Lanthanoide	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Actinoide	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lw

Abbildung 1.2: Verschiedene Varianten der Einteilung der Elemente in Haupt- und Nebengruppen.

Lassen Sie sich bitte durch diese verschiedenen Darstellungsweisen nicht verwirren. Welches PSE Sie auch immer zur Hand nehmen werden, die Reihenfolge und Anordnung der Elemente ist die gleiche! Also nur Mut, arbeiten Sie mit dem PSE.

