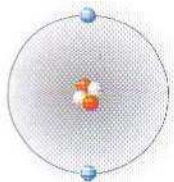
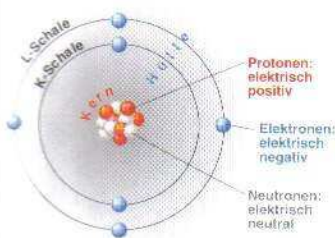
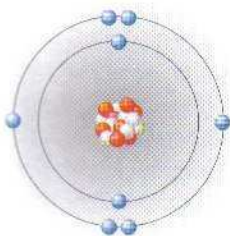
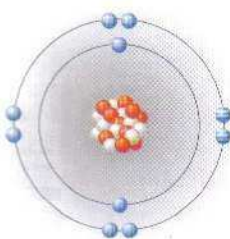
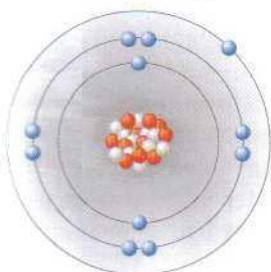


WASSERSTOFF-Atom ${}^1_1\text{H}$ HELIUM-Atom ${}^4_2\text{He}$ 

(Edelgas)

KOHLENSTOFF-Atom ${}^{12}_6\text{C}$ SAUERSTOFF-Atom ${}^{16}_8\text{O}$ NEON-Atom ${}^{20}_{10}\text{Ne}$ 

(Edelgas)

NATRIUM-Atom ${}^{23}_{11}\text{Na}$ 

Aufbau der Materie

Atomaufbau

Alle Stoffe bestehen aus Atomen, da dies die kleinsten Teile eines chemischen Elementes sind.

Der Begriff Atom leitet sich ab vom griechischen atomos = unteilbar. Entgegen dieser frühen von den Griechen stammenden Auffassung ist das Atom jedoch kein massives, undurchdringbares und unteilbares Teilchen, sondern aus mehreren Bestandteilen, den Elementarteilchen zusammengesetzt.

Die Atome sind sehr kleine Gebilde. Ihre Durchmesser bewegen sich um 10^{-8}cm ($0,00000001\text{cm}$). Wollte man die durchschnittliche Dicke einer Buchseite erreichen, müsste man über eine Million Atome dicht an dicht in einer Reihe aneinander legen. Die Masse eines Atoms liegt zwischen 10^{-24} und 10^{-22}g ($0,000000000000000000000001\text{g}$). Da aus diesem Grund die Atome für das menschliche Auge unsichtbar bleiben, hat man Modelle vom Aufbau der Atome geschaffen. Diese Modelle können sich nur der Wahrheit nähern, sie aber nie wirklich abbilden. Besonders anschauliche Atommodelle haben die Physiker Ernest Rutherford (1871 bis 1937, 1908 Nobelpreis für Physik) und Niels Bohr (1885 bis 1962, 1922 Nobelpreis für Physik) geschaffen.

Eine erste grobe Gliederung eines Atoms ist die Unterscheidung von Atomkern und Atomhülle.

Der Atomkern besteht aus elektrisch positiven Protonen und ungeladenen Neutronen. Die Anzahl der Protonen bestimmt, welches Element vorliegt. Man nennt sie deshalb Ordnungszahl (OZ).

Aufbau des Atomkerns

Der Atomkern ist aufgebaut aus elektrisch positiv geladenen Teilchen – den Protonen – und elektrisch neutralen Teilchen – den Neutronen. Beide Teilchenarten haben annähernd die gleiche Masse (siehe Tabelle Elementarteilchen), bestimmen somit beinahe die gesamte Masse eines Atoms. Die Anzahl der Protonen im Kern ist bestimmend für die Art des Atoms. Befindet sich im Kern ein Proton, so handelt es sich um ein Wasserstoffatom; sind zwei Protonen im Kern, ist es ein Heliumatom. Die Anzahl der Protonen im Kern nennt man Kernladungszahl (Z), sie ist zugleich die Ordnungszahl (OZ) des Elementes.

Der Atomkern ist ein kleines positiv geladenes Zentrum, das praktisch die gesamte Masse des Atoms trägt. Die Atomhülle ist wesentlich größer und elektrisch negativ geladen. Ihre Masse ist jedoch vernachlässigbar klein.

Da mehrere Protonen im Kern aufgrund ihrer gleichen Ladung sich gegenseitig abstoßen würden, sind elektrisch neutrale Neutronen darin enthalten. Diese halten die Protonen auf Abstand

GESCHICHTLICHES

Der Atombegriff wurde um 1807 von dem Engländer John Dalton (1766 bis 1844) endgültig in die Chemie eingeführt. Dalton stellte sich die Atome als sehr kleine unteilbare Kugeln vor. Er knüpfte hierbei an Vorstellungen der griechischen Philosophen Leukipp von Milet und seinen Schüler Demokrit von Abdera (5. Jh. v. Chr.) an, die lehrten, dass alle Stoffe aus kleinsten Teilchen bestehen, den Atomen, die nicht mehr teilbar seien. Dalton ergänzte die noch unklaren Vorstellungen der Griechen durch folgende Annahmen:

- Die Atome desselben Grundstoffes gleichen sich in Gestalt, Größe und Gewicht. Sie unterscheiden sich dadurch von den Atomen anderer Grundstoffe.
- Die Atome bleiben bei chemischen Vorgängen erhalten.
- Die Atome verbinden sich in bestimmter Zahl und daher auch in bestimmten Gewichtsverhältnissen.
- Die Atomgewichte sind nur Verhältniszahlen.

Zwar lässt sich ein Atom chemisch nicht weiter zerlegen, aber eine Zerlegung mit physikalischen Verfahren ist möglich. Eine solche Zerlegung (Atomspaltung) gelang 1936 zum erstenmal dem deutschen Chemiker Otto Hahn (1879 bis 1968, 1945 erhielt er nachträglich für das Jahr 1944 den Nobelpreis für Chemie). Damit wurden die Voraussetzungen für den Bau von Kernreaktoren aber auch von Kernwaffen geschaffen.

und verhindern ihr Auseinanderfliegen. Mit steigender Ordnungszahl überwiegt die Zahl der Neutronen immer mehr gegenüber der Protonenzahl. So enthält z. B. ein Goldatom (OZ 79) 118 Neutronen gegenüber 79 Protonen. Die beschriebenen Bausteine der Atomkerne, die Protonen und Neutronen, fasst man zusammen unter dem Begriff Nukleonen. Ihre Summe ist die Nukleonenzahl $A = Z + N$ und man schreibt sie links oben neben dem chemischen Kurzzeichen eines Atoms. Die Ordnungszahl wird dagegen links unterhalb des Kurzzeichens notiert.

Beispiel: Kohlenstoff $^{12}_6\text{C}$

Es gibt jedoch nicht nur diese eine Art des Kohlenstoffatoms. Bei diesem Element kennt man Atome mit verschiedenen Neutronenanzahlen, nämlich solche mit 6, 7 oder 8, d. h. mit den Nukleonenzahlen 12, 13 oder 14. Solche Atome desselben Elementes mit gleicher Protonen- aber verschiedener Neutronenanzahl bezeichnet man als Isotope. Zur eindeutigen Kennzeichnung eines bestimmten Isotops des Grundstoffs benötigt man die Nukleonenzahl, d. h. die jeweilige Summe der Protonen und Neutronen. Diese Atome mit unterschiedlichen Neutronenanzahlen und damit auch unterschiedlichen Nukleonenzahlen im Kern kommen bei sehr vielen Atomsorten vor. So werden zur Unterscheidung die Isotope des Kohlenstoffs mit ^{12}C , ^{13}C , ^{14}C (sprich: C12, C13, C14) bezeichnet. Allgemein nennt man Elemente, die in Form verschiedener Isotope vorkommen, auch Mischelemente. Am bekanntesten sind die Isotope des Wasserstoffs, sie tragen sogar eigene Namen.

Daneben gibt es aber 23 Grundstoffe, die nur aus einem einzigen Isotop bestehen; diese Grundstoffe werden als Reinelemente bezeichnet. Zu ihnen zählen: Beryllium, Fluor, Natrium, Aluminium, Phosphor, Scandium, Mangan, Kobalt, Arsen, Yttrium, Niob, Rhodium, Jod, Cäsium, Praseodym, Terbium, Holmium, Thulium, Gold, Wismut, Aktinium, Thorium, Protactinium. Rhodium und Gold gehören also zu den Reinelementen.

Regel keine »glatte« Zahl, die Kommastellen ergeben sich aus dem Vorkommen von Isotopen mit verschiedenen Nukleonenzahlen bei dem betreffenden Element. Also gibt die Massenzahl eine Durchschnittszahl an. Diese Zahl wird auch als relative Atommasse oder Atomgewicht bezeichnet, weil sie auf einfachste Weise einen Massenvergleich verschiedener Elemente ermöglicht (die gesamte Masse eines Atoms ist ja nahezu ausschließlich in den Kernteilchen konzentriert). Meist kann man die Nukleonenzahl des häufigsten Isotops durch einfaches Auf- oder Abrunden auf die nächste ganze Zahl aus der Massenzahl ableiten. Gezeigt sei dies noch einmal am Beispiel Kohlenstoff.



Diese Symbolik besagt, dass es sich um das Element Kohlenstoff handelt und seine relative Atommasse 12,011 beträgt. Der Kern der Kohlenstoffatome enthält meist 12 Elementarteilchen (Nukleonen); 6 davon sind Protonen, die Differenz zur Zahl 12, also 6 Elementarteilchen sind dann Neutronen. Die OZ 6 gibt zusätzlich auch an, dass in der Hülle 6 Elektronen kreisen.

Aufbau der Elektronenhülle

Der positiv geladene Atomkern wird von der Atom- oder Elektronenhülle umgeben, welche die elektrisch negativ geladenen Elektronen enthält. Da die Anzahl der Elektronen in der Hülle gleich der Anzahl der Protonen im Kern ist, sind die Atome nach außen elektrisch neutral. Die Ordnungszahl gibt also auch die Gesamtanzahl der Elektronen der Hülle an.

Der Abstand zwischen Kern und Hülle ist unvorstellbar groß. Albert Einstein schilderte seinen Studenten folgendes Beispiel: »Wenn man bei den Atomen auf den Abstand zwischen Kern und Hülle theoretisch verzichten könnte, so würde die Kriegsflotte der USA im Zweiten Weltkrieg auf die Größe eines Medizinballes schrumpfen, allerdings ein Medizinball mit der Masse dieser Kriegsflotte.« (Die Masse befindet sich in den Atomkernen und bleibt folglich unverändert.)

In der Atomhülle befinden sich die Elektronen. Ihre Anzahl stimmt mit der Protonenzahl (=OZ) überein, daher ist das Atom nach außen elektrisch neutral. Sie umkreisen den Kern sehr schnell auf Bahnen in verschiedenen Schalen.

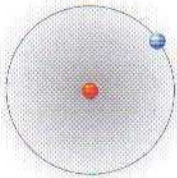
Die Elektronen sind nicht gleichmäßig in der Hülle verteilt, sondern an bestimmte kugelförmige bis ellipsoide Schalen gebunden. Innerhalb dieser Schalen umkreisen sie mit derart hoher Geschwindigkeit den Kern in kreisförmigen bis elliptischen Bahnen, dass durch die entstehende Fliehkraft die Anziehung durch den Kern ausgeglichen wird. Die Schalen werden von innen nach außen durchnummeriert oder mit Buchstaben bezeichnet. So spricht man jeweils von einer K-, L-, M-, N-, O-, P- oder Q-Schale. Diese werden von innen nach

ISOTOPE des Wasserstoffs

Wasserstoff
(leichter Wasserstoff) ^1_1H

Kernteilchen:
1 Proton
0 Neutronen

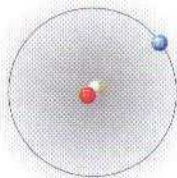
Anteil an Gesamtheit aller Wasserstoffatome:
99,985%



Deuterium
(schwerer Wasserstoff) ^2_1H

Kernteilchen:
1 Proton
1 Neutron

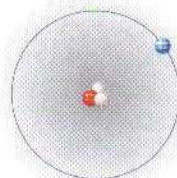
Anteil an Gesamtheit aller Wasserstoffatome:
0,037%



Tritium
(überschwerer Wasserstoff) ^3_1H

Kernteilchen:
1 Proton
2 Neutronen

Anteil an Gesamtheit aller Wasserstoffatome:
weniger als 0,00005%



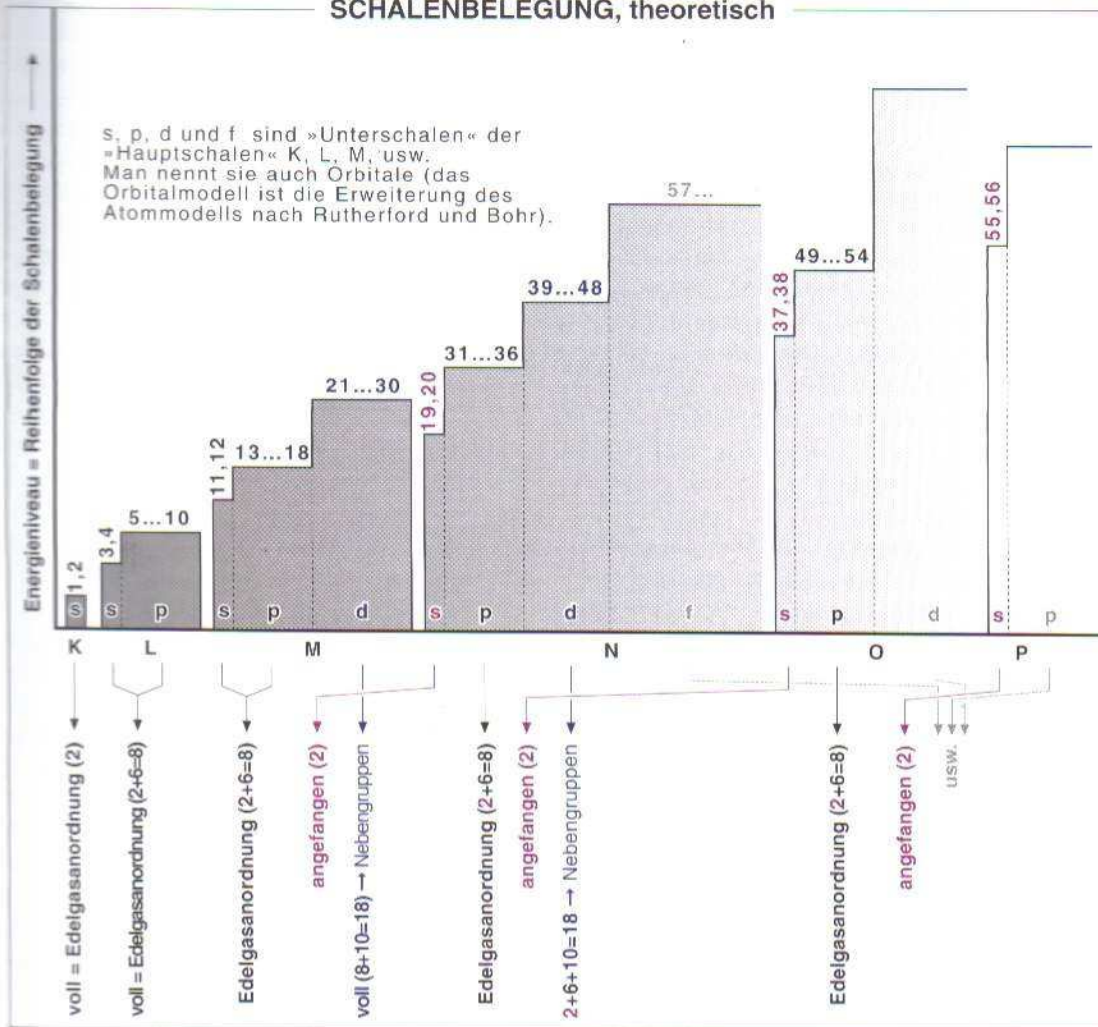
Elementarteilchen				
Name	Symbol	relative Masse *	Ladung	Platz im Atom
Elektron	e ⁻	1	-1	Atomhülle
Proton	P	1836,12	+1	Atomkern
Neutron	N	1838,65	0	Atomkern

* Masse eines Elektrons $m_e = 0,91 \cdot 10^{-27}$ g

Viele Isotope sind künstlich hergestellt, oftmals radioaktiv und damit instabil. So ist z. B. auch ^{14}C (siehe oben) ein radioaktives Kohlenstoffisotop.

Anstelle der stets ganzzahligen Nukleonenzahl bei einem bestimmten Isotop, wird bei Elementen die Massenzahl angeschrieben. Sie ist in der

SCHALENBELEGUNG, theoretisch



Schalenbelegung, real

OZ	Name	Kurzzeichen	Elektronen	Schalen			
				K	L	M	N
1	Wasserstoff	H	1	1			
2	Helium	He	2	2			
3	Lithium	Li	3	2	1		
4	Beryllium	Be	4	2	2		
5	Bor	B	5	2	3		
6	Kohlenstoff	C	6	2	4		
7	Stickstoff	N	7	2	5		
8	Sauerstoff	O	8	2	6		
9	Fluor	F	9	2	7		
10	Neon	Ne	10	2	8		
11	Natrium	Na	11	2	8	1	
12	Magnesium	Mg	12	2	8	2	
13	Aluminium	Al	13	2	8	3	
14	Silizium	Si	14	2	8	4	
15	Phosphor	P	15	2	8	5	
16	Schwefel	S	16	2	8	6	
17	Chlor	Cl	17	2	8	7	
18	Argon	Ar	18	2	8	8	
19	Kalium	K	19	2	8	8	1
20	Calcium	Ca	20	2	8	8	2
21	Scandium	Sc	21	2	8	9	2
22	Titan	Ti	22	2	8	10	2
23	Vanadium	V	23	2	8	11	2
24	Chrom	Cr	24	2	8	13	1
25	Mangan	Mn	25	2	8	13	2
26	Eisen	Fe	26	2	8	14	2
27	Cobalt	Co	27	2	8	15	2
28	Nickel	Ni	28	2	8	16	2
29	Kupfer	Cu	29	2	8	18	1
30	Zink	Zn	30	2	8	18	2
31	Gallium	Ga	31	2	8	18	3
32	Germanium	Ge	32	2	8	18	4
33	Arsen	As	33	2	8	18	5
34	Selen	Se	34	2	8	18	6
35	Brom	Br	35	2	8	18	7
36	Krypton	Kr	36	2	8	18	8

außen immer größer und können daher mit zunehmendem Abstand vom Kern auch immer mehr Elektronen aufnehmen. Im Höchstfall finden auf einer Schale $2 \cdot n^2$ Elektronen Platz (n = Schalennummer, von innen nach außen gezählt). Solange eine Schale jedoch die äußerste des Atoms ist, kann sie maximal 8 Elektronen aufnehmen.

bis 10 untergebracht. Mit dem zehnten Elektron ist diese Schale ebenfalls voll besetzt. Der Einbau des elften Elektrons erfolgt nun auf der M-Schale, ebenso werden die weiteren bis zum 18. darin eingebaut. Ist die M-Schale mit 8 Elektronen besetzt, so hätte sie noch Platz für weitere 10 Elektronen. Doch ist nun ein äußerst stabiler Zustand erreicht, den man als Edelgasschale, Edelgasanordnung oder Edelgaskonfiguration bezeichnet (vgl. dazu auch die Abschnitte »Periodensystem der Elemente« und »Chemische Verbindungen«).

Wichtig: Befinden sich auf der äußersten Schale der Atomhülle 8 Elektronen, so ist eine Edelgasschale erreicht. Ausnahme: Die K-Schale ist bereits mit 2 Elektronen voll besetzt und damit eine Edelgasschale.

Das 19. und 20. Elektron wird daher in der folgenden N-Schale eingebaut (bei einigen Elementen nur das 19., Nr. 20 kommt wieder auf die M-Schale, siehe Tabelle »Schalenbelegung, real«), bevor die M-Schale weiter aufgefüllt wird (so entstehen die sogenannten Nebengruppenelemente, vgl. Abschnitt »Periodensystem der Elemente«). Erst nach dem vollständigen Auffüllen der M-Schale wird mit weiteren Elektronen die N-Schale ergänzt, bis diese ebenfalls wieder 8 Elektronen enthält und damit den Edelgaszustand erreicht hat. ●

Höchste Belegung der Elektronenschalen

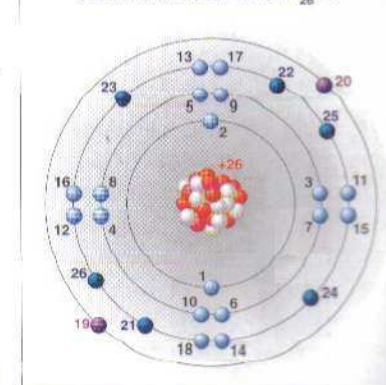
$$\text{Maximalzahl} = 2 \cdot n^2$$

äußerste Schale aber stets höchstens 8 e⁻

Schale	höchst-mögliche Anzahl Elektronen
1 K	$2 \cdot 1^2 = 2 \cdot 1 = 2$
2 L	$2 \cdot 2^2 = 2 \cdot 4 = 8$
3 M	$2 \cdot 3^2 = 2 \cdot 9 = 18$
4 N	$2 \cdot 4^2 = 2 \cdot 16 = 32$
...	...

Die Besetzung der Schalen mit Elektronen erfolgt im Wesentlichen von innen nach außen. Das erste Elektron wird in die K-Schale eingebaut, das zweite hat ebenfalls noch auf dieser Schale Platz, dann ist sie vollbesetzt. Der Einbau des dritten Elektrons erfolgt nun auf der L-Schale; ebenso werden in dieser Schale die Elektronen 4

BEISPIEL: EISEN-ATOM $_{26}\text{Fe}$



Periodensystem der Elemente (PSE)

GESCHICHTLICHES

Erstmals wurde von dem deutschen Chemiker J.W. Döbereiner – Berater Goethes in chemischen Fragen – eine gewisse Periodizität von Eigenschaften chemischer Elemente beobachtet. 1817 stellte er die sog. Triadenregel auf, nach der das Atomgewicht des mittleren Elements einer Triade (z. B. Calcium, Strontium, Barium) ungefähr dem arithmetischen Mittel der Atomgewichte der beiden anderen Elemente entspricht. J. B. A. Dumas (1800...1884, französischer Chemiker und Politiker), L. Gmelin (1788...1853, deutscher Chemiker), M. von Pettenkofer (1818...1901, deutscher Hygieniker) und andere erweiterten zwischen 1827 und 1858 Zahl und Umfang der Verwandtschaftsgruppen unter den chemischen Elementen. Erste Versuche, ein umfassendes System der chemischen Elemente zu erstellen, stammen von A. E. B. de Chancourtois (1819...1886, französischer Geologe) (1862), J. A. R. Newlands (1837...1898, britischer Chemiker) (1865) und W. Odling (1829...1921, britischer Chemiker) (1857...1868). Diese Versuche führten aber nicht zum Erfolg, da zahlreiche chemische Elemente noch unbekannt waren. 1869 schlugen unabhängig voneinander J. L. Meyer (1830...1895, deutscher Chemiker) und D. I. Mendelejew (1834...1907, russischer Chemiker) umfassende Periodensysteme vor. Das System Mendelejews erwies sich dabei als besonders praktikabel, weil es Lücken enthielt, aus denen man auf die Existenz und die Eigenschaften noch unbekannter chemischer Elemente schließen konnte. Spätere Verbesserungen änderten nichts an der Grundkonzeption des Systems, das auch heute noch gilt.

Gegenstände des täglichen Lebens werden nach Art geordnet in Schränken, Regalen und Schubladen aufbewahrt. Goldschmiede besitzen eine Schachtel mit Nadelfeilen, einen Ständer für ihre Zangen, einen Behälter für die Bohrer, einen für Fräser usw. Ein Ordnungssystem hilft in jedem Bereich, die Übersicht über eine Vielzahl verschiedener Dinge zu bewahren. Diese Funktion kommt in der Chemie dem Periodensystem der Elemente zu, denn: »Wer Ordnung hält ist nur zu faul zum Suchen«.

Das PSE ist die systematische Anordnung sämtlicher bekannter chemischer Elemente in einer Tabelle, welche die Gesetzmäßigkeit des atomaren Aufbaus sowie der physikalischen und chemischen Eigenschaften der chemischen Elemente widerspiegelt. Das PSE umfasst bis heute 112 chemische Elemente, von denen 81 Elemente stabile Isotope besitzen. Die übrigen sind entweder mehr oder weniger langlebige radioaktive Elemente, die in der Natur vorhanden sind (oder als radioaktive Folgeprodukte aus solchen immer wieder neu entstehen), oder sie werden durch Kernreaktionen künstlich hergestellt. Grundlage für die Aufstellung des PSE war die Feststellung, dass bestimmte Eigenschaften bei mehreren Elementen auftreten. Darüber hinaus in einer gewissen Regelmäßigkeit (=periodisch), wenn man die Elemente in der Reihenfolge ihrer Ordnungszahlen betrachtet.

die Elektronen seiner äußersten Schale, die Anzahl dieser Außenelektronen ist entscheidend.

Die Elemente werden im Periodensystem zunächst nach steigender Ordnungszahl aufgeführt. Nach jedem Edelgas (chemisch äußerst reaktionsträge Gase mit 8 Außenelektronen, außer Helium: 2 Valenzelektronen) beginnt eine neue Zeile, so dass eine Tabelle aus waagerechten Zeilen – den Perioden (7 Stück) – und senkrechten Spalten – den Gruppen (8 in der Kurzform des PSE) – entsteht.

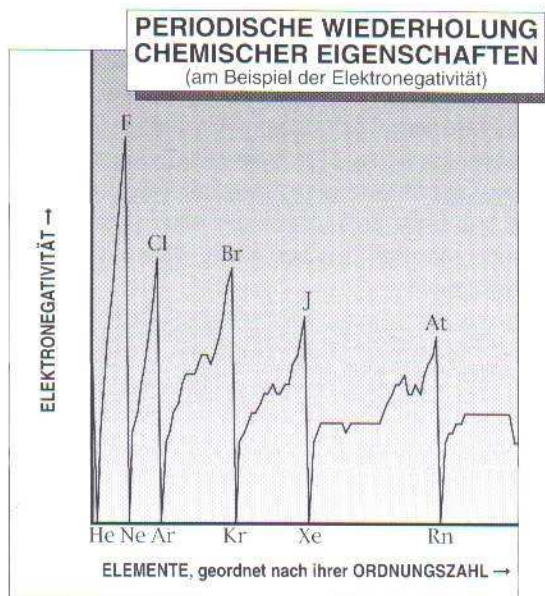
Chemische Elemente mit gleicher Anzahl Außenelektronen stehen infolge dieser Anordnung untereinander in einer Gruppe, da die äußerste Schale eines Atoms höchstens 8 Elektronen aufnehmen kann. Das auf das Edelgas folgende Element muss deshalb das zusätzliche Elektron in einer neuen Elektronenschale unterbringen. Die weiteren Elemente füllen diese dann wieder bis zur Höchstzahl 8 (vgl. »Aufbau der Materie – Atomaufbau«). Die Elemente einer Gruppe weisen also stets die gleiche Anzahl Außenelektronen auf und besitzen daher auch gleiche oder ähnliche chemische und physikalische Eigenschaften (sogenannte homologe Elemente).

Die Perioden enthalten dagegen recht verschiedene Elemente mit nach rechts zunehmender Ordnungs- und Außenelektronenzahl, deren Eigenschaften sich jedoch von Zeile zu Zeile (=periodisch) in etwa wiederholen. Die Elemente einer Periode weisen jeweils Atome mit gleicher Anzahl von Elektronenschalen auf.

Einordnung der Elemente in das PSE

Die erste Periode wird nur von Wasserstoff ($Z=1$) und Helium ($Z=2$) gebildet, denn auf der K-Schale ist bereits mit zwei Elektronen der Edelgaszustand erreicht, da sie damit ganz gefüllt ist. Das Helium stellt man ganz nach rechts in die VIII. Gruppe, obwohl es nur zwei Elektronen in der äußersten Schale aufweist, da es wie alle anderen Elemente dieser Gruppe ein Edelgas ist. Die folgenden 16 Elemente von Lithium ($Z=3$) bis Argon ($Z=18$) lassen sich dann entsprechend der Anzahl ihrer Außenelektronen den acht Gruppen zuordnen, die Hauptgruppen (Ia bis VIIa) genannt werden.

Die auf Argon folgenden Elemente Kalium ($Z=19$) und Calcium ($Z=20$) schließen sich in ihren Eigenschaften an die Elemente der I. und II. Hauptgruppe an, da sie wie diese 1 bzw. 2 Außenelektronen besitzen. Allerdings befinden sich diese bereits in der 4. Schale, obwohl die 3. (sie enthält 8, könnte aber bis zu 18 Elektronen aufnehmen, vgl. »Aufbau der Materie – Atomaufbau«) noch freie Plätze bietet. Auf Calcium folgen daher zehn Elemente, Scandium ($Z=21$) bis Zink ($Z=30$), bei denen die 3. Schale aufgefüllt wird. Sie besitzen aber alle wie Calcium in der 4. Schale 2 Außenelektronen (manche auch nur 1) und lassen sich aufgrund dessen und wegen ihrer Eigenschaften, die von den Elementen der Hauptgruppen abweichen, nicht in eine der acht Haupt-



Aufbau des PSE

Von großer Bedeutung für das Verständnis des Periodensystems ist die Erkenntnis, dass die chemischen Eigenschaften eines Atoms, also die Art und Weise, wie es sich mit anderen Atomen verbindet, von nur wenigen Elektronen in seiner Hülle bestimmt werden, die man als Valenzelektronen bezeichnet. Dies sind in der Hauptsache

Periodensystem der Elemente PSE – Kurzform (ohne Lanthanoide und Actinoide)

		Ia	IIa	IIIa	IVa	Va	Via	VIIa	VIIa		
		Alkalimetalle	Erdaalkalimetalle	Borgruppe	Kohlenstoffgruppe	Stickstoffgruppe	Chalkogene (Erdalkalidner)	Halogene (Salzbildner)	Edelgase		
Hauptgruppen											
1. Periode K-Schale	Wasserstoff 1,008 1 H								Helium 4,003 2 He		
2. Periode L-Schale	Lithium 6,941 3 Li	Beryllium 9,012 4 Be	Bor 10,811 5 B	Kohlenstoff 12,011 6 C	Stickstoff 14,007 7 N	Sauerstoff 15,999 8 O	Fluor 18,998 9 F	Neon 20,18 10 Ne			
3. Periode M-Schale	Natrium 22,99 11 Na	Magnesium 24,305 12 Mg	Aluminium 26,982 13 Al	Silicium 28,09 14 Si	Phosphor 30,974 15 P	Schwefel 32,066 16 S	Chlor 35,453 17 Cl	Argon 39,948 18 Ar			
4. Periode N-Schale	Kalium 39,098 19 K	Calcium 40,078 20 Ca	Gallium 69,723 31 Ga	Germanium 72,61 32 Ge	Arsen 74,922 33 As	Selen 78,96 34 Se	Brom 79,904 35 Br	Krypton 83,80 36 Kr			
5. Periode O-Schale	Rubidium 85,468 37 Rb	Strontium 87,62 38 Sr	Indium 114,82 49 In	Zinn 118,71 50 Sn	Antimon 121,75 51 Sb	Tellur 127,60 52 Te	Jod 126,904 53 J	Xenon 131,29 54 Xe			
6. Periode P-Schale	Cäsium 132,905 55 Cs	Barium 137,327 56 Ba	Thallium 204,383 81 Tl	Blei 207,2 82 Pb	Wismut 208,98 83 Bi	Polonium 209 84 Po	Astat 209 85 At	Radon 222,018 86 Rn			
7. Periode Q-Schale	Francium 223 87 Fr	Radium 226 88 Ra	häufigste Isotope ("rad-aktiv" mit natürlicher Häufigkeit in %)		- Dichte in g/cm³ bei 20°C (gasförmige Elemente in g/l bei 1023 mbar) - Schmelzpunkt (fest) bzw. Siedepunkt (flüssig/gasförmige Elemente) in °C - Aggregatzustand (f=fest, l=flüssig, g=gasförmig) bzw. Gittertyp bei wichtigen festen Elementen (mit Modifikation) unter Normalbedingungen - Massenanteil in % des Elements in der Erdkruste, d.h. Erdkruste (bis 16 km Tiefe) + Hydrosphäre (Weltmeere) + Atmosphäre - wichtigste Oxidationszahlen (andere vorkommende Oxidationszahlen) - Elektronegativität nach Allred und Rochow						
Nebengruppen	IIIb	IVb	Vb	VIIb	VIIIb	VIIIb	VIIIb	IB	IIb		
Scandium	Titan	Vanadium	Chrom	Mangan	Eisen	Cobalt	Nickel	Kupfer	Zink		
44,956 21 Sc	47,88 22 Ti	50,942 23 V	51,996 24 Cr	54,938 25 Mn	55,847 26 Fe	58,933 27 Co	58,69 28 Ni	63,546 29 Cu	65,39 30 Zn		
Yttrium	Zirkonium	Niob	Molybdän	Technetium	RUTHENIUM	RHODIUM	PALLADIUM	SILBER	Cadmium		
88,906 39 Y	91,224 40 Zr	92,906 41 Nb	95,94 42 Mo	98,906 43 Tc	101,07 44 Ru	102,906 45 Rh	106,42 46 Pd	107,868 47 Ag	112,411 48 Cd		
Lanthan	Hafnium	Tantal	Wolfram	Rhenium	OSMIUM	IRIDIUM	PLATIN	GOLD	Quecksilber		
138,905 57 La	178,49 72 Hf	180,948 73 Ta	183,85 74 W	186,207 75 Re	190,2 76 Os	192,22 77 Ir	195,08 78 Pt	196,967 79 Au	200,59 80 Hg		
Actinium	Rutherfordium	Hahnium	EDELMETALLE								
227 89 Ac	104 Rf	105 Nh									
Kurtschatowium		Nielsbohrium									
227 (k.A.)		107 Nh									

Die Anzahl der Valenz- bzw. Außenelektronen, die ein Atom eines bestimmten Elementes besitzt, ist gleich seiner Gruppennummer und diese entspricht der Reihenfolge der Gruppen von links nach rechts. Die Anzahl seiner Schalen dagegen ergibt sich aus der Periode, in der das Element steht, von oben nach unten gezählt.

gruppen eingliedern. Sie bilden vielmehr die erste Zeile der acht sogenannten Nebengruppen (Ib bis VIIIb). Die drei nahe verwandten Elemente Eisen (Z=26), Cobalt (Z=27) und Nickel (Z=28) werden dabei in einer einzigen Nebengruppe (VIIIb) zusammengefasst. Bei allen Nebengruppenelementen können neben den Außenelektronen auch eines oder mehrere von den Elektronen an chemischen Reaktionen teilnehmen, die zum Auffüllen der 3. Schale eingebaut wurden. Zu-

sammen mit den Außenelektronen bilden sie die Valenzelektronen des betreffenden Elements, deren Anzahl wiederum mit der der Nebengruppennummer übereinstimmt. Die auf Zink folgenden Elemente Gallium (Z=31) bis Krypton (Z=36) gehören nach Eigenschaften und Aufbau wieder in die Hauptgruppen (IIIa bis VIIa), ihre 3. Schale ist vollständig besetzt.

Die 5. Periode beginnt mit Rubidium (Z=37) und Strontium (Z=38) in Hauptgruppe I bzw. II.

Die darauf folgenden Elemente Yttrium ($Z=39$) bis Cadmium ($Z=48$) werden dann wieder den Nebengruppen zugerechnet, da bei diesen die 4. Schale noch aufgefüllt wird. Indium ($Z=49$) bis Xenon ($Z=54$) vervollständigen diese Periode in den Hauptgruppen III bis VIII.

Im Prinzip setzt sich der geschilderte Aufbau des PSE auch bei weiter steigenden Ordnungszahlen weiter so fort, jedoch treten in den beiden letzten Perioden nach der II. Hauptgruppe Elemente auf, die sich weder einer Haupt- noch einer der bisherigen Nebengruppen zuordnen lassen. Sie weisen sehr ähnliche chemische Eigenschaften auf und müssten aus diesem Grund alle an derselben Stelle im PSE eingefügt werden bzw. wäre für sie eine zusätzliche Erweiterung des PSE notwendig. Um die Übersichtlichkeit zu bewahren werden diese Elemente aber in gesonderten Reihen außerhalb des eigentlichen Systems aufgeführt (Nebengruppen zweiter Art). Die erste Reihe besteht aus 15 solcher Elemente, Lanthan ($Z=57$) bis Lutetium ($Z=71$) – Lanthanreihe oder Lanthanoide genannt. Die zweite Reihe umfasst Actinium ($Z=89$) bis Lawrencium ($Z=103$) und wird als Actinoide oder als Actiniumreihe bezeichnet. Ihre 15 Elemente zählen überwiegend zu den künstlich hergestellten Transuranen, dies sind Elemente mit höheren Ordnungszahlen als Uran ($Z=92$), die künstlich gewonnen werden und radioaktiv sind.

Für alle in den Nebengruppen (sowohl erster als auch zweiter Art) geführten Elemente sind die Sammelbezeichnungen Übergangselemente oder auch – da es sich ausschließlich um Metalle handelt – Übergangsmetalle in Gebrauch. Die Elemente der acht Hauptgruppen werden dagegen gruppenweise unter eigenen Namen zusammengefasst, welche sich entweder aus den chemischen Eigenschaften (die in einer Gruppe ja sehr ähnlich sind, d.h. sie bilden Verbindungen mit gleichem Aufbau und ähnlichen physikalischen und chemischen Eigenschaften) oder aus dem ersten Element der Gruppe ableiten:

- Ia. Alkalimetalle
- IIa. Erdalkalimetalle
- IIIa. Borgruppe
- IVa. Kohlenstoffgruppe
- Va. Stickstoffgruppe
- VIa. Chalkogene
- VIIa. Halogene
- VIIIa. Edelgase

Die Elemente der I. und II. Hauptgruppe, die Alkalimetalle bzw. Erdalkalimetalle, bilden starke Laugen (Alkalien), während die Elemente der VII. Hauptgruppe starke Säuren bilden.

Die Elemente der VIII. Hauptgruppe, die Edelgase, sind äußerst reaktionsträge und nur unter extremen Bedingungen dazu zu bringen, mit einzelnen Elementen Verbindungen einzugehen. Grund dafür ist die energetisch sehr günstige Besetzung ihrer äußersten Schale mit 8 Elektronen (bzw. 2 beim Helium), auch als Edelgaszustand bekannt.

Metalle und Nichtmetalle

Außer der direkten Verwandtschaft von Elementen innerhalb einer Hauptgruppe, gibt es noch andere Beziehungen im PSE.

So nimmt der metallische Charakter der Elemente von Fluor ausgehend nach links und nach unten zu. Entsprechend nimmt der nichtmetallische Charakter, von Fluor ausgehend, nach links und nach unten ab. Der metallische Charakter eines Elements wird durch folgende Eigenschaften gekennzeichnet:

- hervorragende Leitfähigkeit für Wärme und elektrischen Strom (die mit steigender Temperatur abnimmt)
- meist gute plastische Verformbarkeit (Duktilität)
- starker Glanz (Metallglanz) und gute Polierbarkeit
- sehr großes Absorptionsvermögen für Licht, daher undurchsichtig auch in dünnsten Schichten
- weiße bis graue Farbe (Ausnahmen: Gold, gelb und Kupfer, rot)
- bei Zimmertemperatur (20°C) fest (Ausnahme: Quecksilber, Schmelzpunkt $-38,84^{\circ}\text{C}$)
- Möglichkeit der Legierungsbildung
- kristallines Gefüge (vgl. Kapitel »Metallurgische Grundlagen«)

Ursächlich für all diese Eigenschaften ist die Neigung aller Metalle zur Bildung positiver Ionen, d.h. sie geben bei der Bildung von chemischen Verbindungen (siehe Abschnitt »Chemische Bindung«) bevorzugt eines oder mehrere ihrer Valenzelektronen ab, wodurch sie wegen der nun überwiegenden Protonenzahl im Kern insgesamt positiv werden (Kationen). Dass sich gerade die Elemente so verhalten, die im PSE links unten stehen, erklärt sich daraus, dass die Elemente links ohnehin nur über wenige Valenzelektronen verfügen und daher leichter in den Edelgaszustand (das erstrebte Ziel beim Bilden chemischer Verbindungen) gelangen können, wenn sie ihre äußere Schale durch Elektronenabgabe »auflösen«. Die darunterliegende Schale weist dann in der Regel die gewünschten 8 Außenelektronen auf. Falls nicht (Nebengruppenelemente) werden evtl. auch von dieser noch Elektronen abgegeben. Die im PSE weiter unten aufzufindenden Elemente neigen deshalb zur Elektronenabgabe, weil aufgrund ihrer vielen Schalen die Anziehung zwischen den äußeren Elektronen und dem Kern recht niedrig ist. Zahlenmäßig wird dies anhand der sogenannten Elektronegativität (EN) ausgedrückt. Je höher ihr Wert, desto stärker ist die Bindung der Valenzelektronen an den Kern.

Periodensystem der Elemente PSE – Langform

	Ia	IIa	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIb	VIIIb	VIIIb	VIIIb	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIa	VIIa	VIIIa
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 J	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf/Ku	105 Ha/Ns													

	Lanthanoide	6	Cer	Praseodym	Neodym	Promethium	Samarium	Europium	Gadolinium	Terbium	Dysprosium	Holmium	Erbium	Thulium	Ytterbium	Lutetium
			58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
	Actinoide	7	Thorium	Protactinium	Uran	Neptunium	Plutonium	Americium	Curium	Berkelium	Californium	Einsteinium	Fermium	Mendelevium	Nobelium	Lawrencium
			90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

Im PSE stehen die Metalle links unten und die Nichtmetalle rechts oben. Die Nebengruppenelemente gehören alle zu den Metallen.

Ablesebeispiele

Die beiden folgenden Elemente sollen zum Abschluss verdeutlichen, welche Fülle an Informationen das PSE liefert:

- Chlor: $Z=17$, 3. Periode, Hauptgruppe VIIa, rechts oben → 17 Elektronen auf 3 Schalen, davon 7 auf der äußersten. Schalenbau insgesamt: $K=2$ (voll), $L=8$ (voll), $M=7$. Nichtmetall mit 7 Valenzelektronen, das gerne 1 Elektron zusätzlich aufnehmen will (→ $M=7+1=8$). Ähnliche Eigenschaften wie die anderen Halogene F, Br, J, At.
- Titan: $Z=22$, 4. Periode, Nebengruppe IVb, rechts unten → 22 Elektronen auf 4 Schalen, davon 2 auf der äußersten. Schalenbau insgesamt: $K=2$ (voll), $L=8$ (voll), $M=10$ ($8+2$), $N=2$. Metall mit 4 Valenzelektronen (je zwei auf der 3. und 4. Schale), die es gerne abgeben will (→ $M=10-2=8$, $N=2-2=0$). Verwandt mit Zr, Hf, Rf/Ku.

Umgekehrt neigen die Nichtmetalle dazu, bei der chemischen Bindung zusätzliche Elektronen aufzunehmen. Sie besitzen ja bereits eine größere Anzahl (rechts im PSE), die zudem stark an den Kern gebunden ist (oben im PSE, hohe EN). Durch den Elektronenüberschuss gegenüber der Kernladung werden sie zu negativen Ionen (Anionen). Infolgedessen fehlen ihnen auch die typischen Metalleigenschaften, ihre Leitfähigkeit für Wärme und Strom ist beispielsweise meist äußerst gering, die meisten sind unter Normalbedingungen Gase, die wenigen Feststoffe unter den Nichtmetallen wie auch viele ihrer chemischen Verbindungen sind sehr spröde, also schlecht verformbar.

Von links nach rechts ist im PSE ein stetiger Übergang vom Metall zum Nichtmetall vorhanden; in den Gruppen nimmt der Metallcharakter der Elemente von oben nach unten zu, dies kann man besonders in der II. und IV. Hauptgruppe beobachten. Der Übergangsbereich von den Metallen zu den Nichtmetallen liegt demnach in der Kurzform des PSE im Bereich einer Diagonalen, die von links oben – von Bor ($Z=5$) – nach rechts unten – bis Astat ($Z=85$) verläuft. Die weiteren Elemente, die man als Halbmetalle bezeichnet, sind Silizium ($Z=14$), Germanium ($Z=32$), Arsen ($Z=33$), Selen ($Z=34$), Antimon ($Z=51$) und Tellur ($Z=52$). Diese Elemente haben sowohl nichtmetallische als auch metallische Eigenschaften.

Chemische Bindung

Die Edelgase (die Elemente der VIII. Hauptgruppe) haben auf der äußersten Schale 8 Elektronen und sind damit in einem außerordentlich stabilen Zustand, weshalb sie auch unter normalen Umständen keine Verbindungen bilden. Dieser besondere Zustand, die Edelgaskonfiguration (Edelgasanordnung), wird auch von den Atomen aller anderen Elemente angestrebt. Darin liegt die Triebfeder für die chemische Reaktionsfähigkeit und die Bildung von chemischen Verbindungen zwischen Atomen desselben oder verschiedener Elemente.

Alle Atome haben das Bestreben, Edelgaskonfiguration zu erreichen. Da bei diesem die äußerste mit Schale acht Elektronen (Ausnahme: K-Schale mit zwei Elektronen) besetzt ist, nennt man dieses Gesetz auch Oktettregel.

Die Fähigkeit eines Atoms bzw. Elements, Elektronen an sich zu binden, wird als Elektronegativität (EN) bezeichnet und in Zahlenwerten ausgedrückt (vgl. »Periodensystem der Elemente, PSE«). Je größer der Zahlenwert, um so stärker zieht das Element Elektronen zu sich heran, um seine Schale aufzufüllen (da die Edelgase bereits die stabile Anordnung haben, ist deren Elektronegativität null). Aus den Zusammenhängen des PSE kann man ableiten, dass die Nichtmetalle eine große und die Metalle eine kleine EN haben. Die Nichtmetalle sind daher befähigt, zusätzliche Elektronen aufzunehmen, um zur Edelgaskonfiguration zu gelangen, wenn sie dazu Gelegenheit erhalten. Dagegen neigen die Metalle eher dazu, dieses Ziel durch Elektronenabgabe zu erreichen. Schließlich besitzen sie nur wenige, leicht abspaltbare Elektronen auf ihren äußeren Schalen. Geeignete Partner zum Erreichen des Ziels Edelgaskonfiguration finden sich fast immer, mit diesen verbinden sich die Atome dabei zu chemischen Verbindungen. So entstehen neue Stoffe in nahezu unendlicher Vielfalt, deren Eigenschaften von denen der Elemente, aus denen sie gebildet sind, meist gänzlich verschieden sind. Wie die Bindungen zwischen den einzelnen Atomen aus-

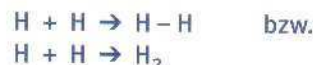
sehen, hängt sehr stark von der Elektronegativitätsdifferenz ab. Man unterscheidet drei grundlegende Bindungsarten.

Atombindung

Diese Bindung wird auch als Elektronenpaarbindung oder kovalente Bindung bezeichnet.

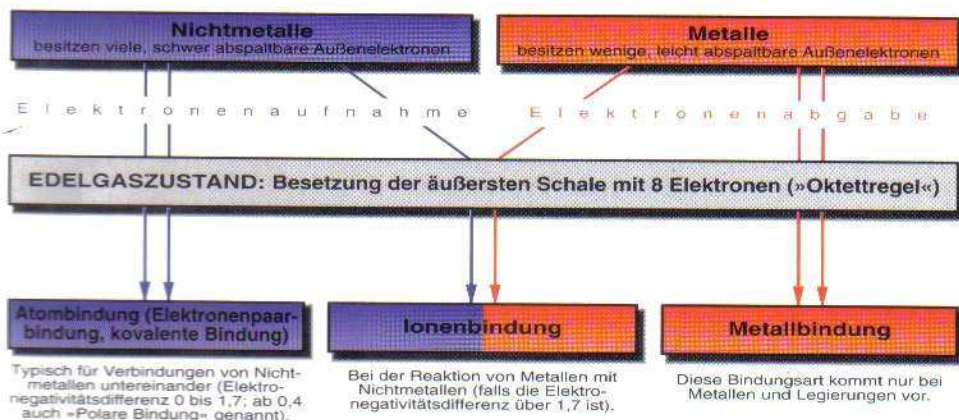
Ein Wasserstoffatom hat in seiner Schale (K-Schale) ein Valenzelektron. Es ist aber bestrebt, den Edelgaszustand zu erreichen, also zwei Elektronen in dieser Schale aufzuweisen. Ein zweites Wasserstoffatom hat dasselbe Bestreben. Da beide Wasserstoffatome die gleiche Elektronegativität besitzen, ist keines in der Lage, dem anderen ein Elektron zu entziehen. Um nun doch zwei Elektronen in der Schale zu erhalten, stellt jedes Atom sein Elektron dem anderen »leihweise« zur Verfügung, das so entstandene Elektronenpaar (je ein Elektron von beiden beteiligten Atomen) wird gemeinsam genutzt. Dies sieht so aus, dass sich die Schalen beider Atome derart überlappen, dass sich das Elektronpaar im Verfügungsbereich beider Atome aufhält. Auf der K-Schale eines jeden Atomes befinden sich nun zwei Elektronen, damit haben beide Atome Edelgaskonfiguration erlangt.

Eine Zeichnung wie die Graphik auf der Folge-seite wäre für den dauernden Gebrauch zu aufwendig. Daher wird sie durch folgende Kurz-schreibweise – die chemische Gleichung mit chemischen Formeln – ersetzt:

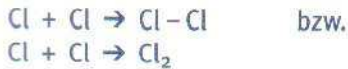


Bei der ersten Schreibweise (Verbindung als Strukturformel H–H) wird das bindende Elektronenpaar durch einen Strich zwischen den Elementkurzzeichen dargestellt. Die zweite Schreibform (Verbindung als Summenformel H₂) gibt die entstandene Gruppe aus zwei Wasserstoffatomen durch die tiefgestellte 2 hinter dem Elementsymbol wieder. Nähere Informationen zu chemischen Formeln und Gleichungen folgen an anderer Stelle.

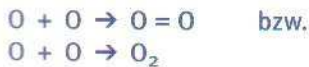
Aus zwei einzelnen Wasserstoffatomen hat sich in dem Streben nach der Edelgaskonfiguration ein Molekül Wasserstoff gebildet. Ein Molekül (Eigenschaftswort: molekular) ist ein Atomverband aus mindestens zwei Atomen. Es ist entweder aus zwei gleichartigen Atomen zusammengesetzt (Element-Molekül, z. B. die Moleküle vieler nichtmetallischer Elemente) oder es besteht aus Atomen verschiedener Elemente und bildet den kleinsten Teil einer chemischen Verbindung, dessen physikalische und chemische Eigenschaften dieses Molekül dann noch repräsentiert. Nur in wenigen Fällen, bei ganz bestimmten Reaktionen, tritt Wasserstoff im elementaren Zustand auch atomar, also als einzelnes Atom, auf. Aus diesem Grunde wird bei Wasserstoff in der chemischen Symbolsprache fast immer der molekulare Zustand (H₂) geschrieben. Die atomare Schreibweise (H) ist in der Mehrheit aller Fälle irreführend und falsch.



Das Chloratom hat, gemäß seiner Stellung in der VII. Hauptgruppe, sieben Außenelektronen. Um die Edelgaskonfiguration zu erhalten, benötigt es noch ein weiteres Elektron. Da ein anderes Chloratom die gleiche Elektronegativität besitzt, kann auch bei Chlor die stabile Konfiguration durch gemeinsame Verwendung von Elektronen erreicht werden. Jedes Chloratom benötigt noch ein Elektron. Daher muss auch jedes ein Elektron zur gemeinsamen Nutzung zur Verfügung stellen. In Kurzschreibweise sieht dies folgendermaßen aus:

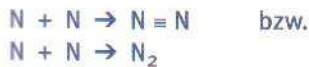


Sauerstoff aus der VI. Hauptgruppe hat sechs Außenelektronen, ihm fehlen demnach noch zwei Elektronen zur Edelgaskonfiguration. Um mit einem anderen Sauerstoffatom Elektronen gemeinsam zu nutzen, muss jedes Atom so viele Elektronen zur Verfügung stellen, wie es selbst noch benötigt, in diesem Fall also zwei. Kurzschreibweise:



Es entstehen hier zwei Atombindungen, von denen jede aus zwei Elektronen besteht. Man bezeichnet dies als Doppelbindung. Die vier Elektronen der Doppelbindung werden von beiden Atomen gleichzeitig genutzt, wodurch die Edelgaskonfiguration erreicht wird.

Stickstoff steht in der V. Hauptgruppe, hat demnach 5 Valenzelektronen. Zur Edelgasschale fehlen noch drei Elektronen. Auch hier muss jedes Atom so viele Elektronen zur Verfügung stellen, wie es selbst benötigt, also jeweils drei.



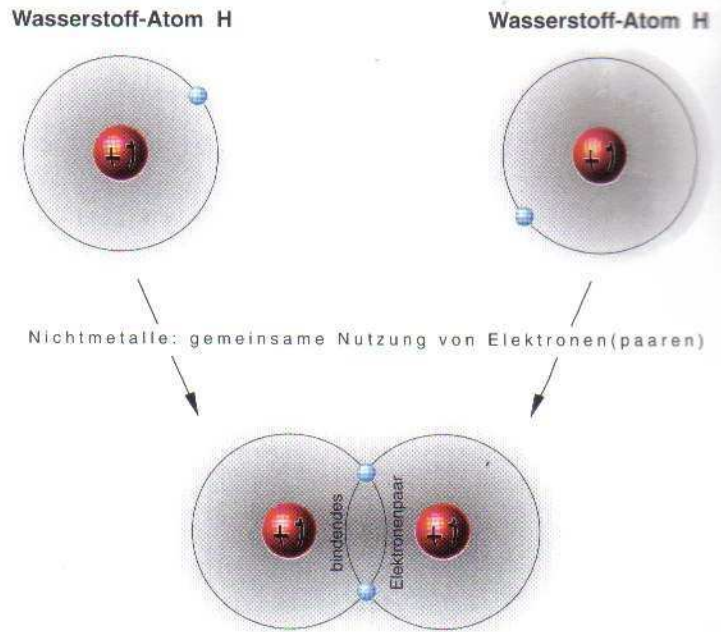
Hier tritt eine Dreifachbindung auf, wodurch das Element sehr reaktionsträge wird und bei Zimmertemperatur keine anderen Reaktionen eingeht.

Mehr als Dreifachbindungen gibt es nicht. Bei anderen Elementen werden mit mehreren Atomen Einfach- oder Doppelbindungen zwischen den Atomen aufgebaut, die zu größeren Molekülen führen.

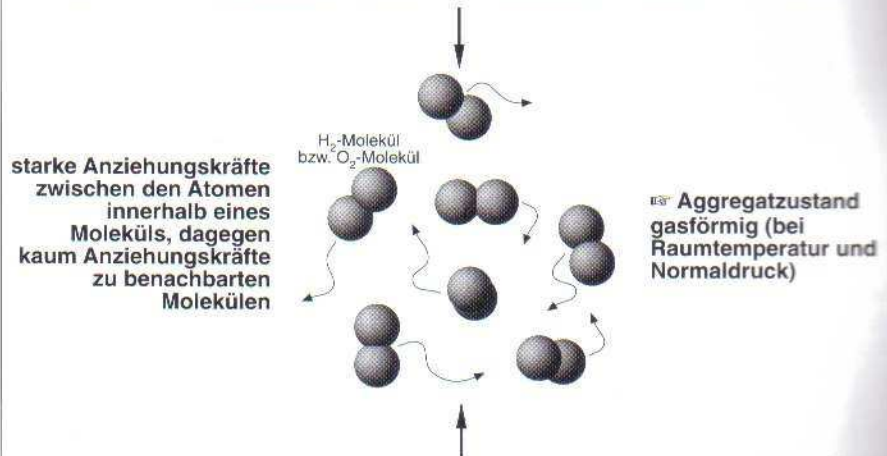
Die Bildung von zweiatomigen Molekülen ist wichtig bei den Elementen Wasserstoff, Sauerstoff, Stickstoff und den Halogenen Fluor, Chlor, Brom und Jod. Da es kaum Anziehungskräfte zwischen den einzelnen Molekülen dieser Elemente gibt, treten sie unter Normalbedingungen als Gase auf. Lediglich Brom (flüssig) und Jod (fest) bilden Ausnahmen.

Alle anderen Elemente werden in der Praxis so behandelt, als wären sie atomar, auch wenn sie in Wirklichkeit aus Molekülaggagaten (Verbänden) mit höherer Atomzahl bestehen und daher fast alle Feststoffe sind. So bildet Schwefel ($z=16$) – wie Sauerstoff ein Element der VI. Hauptgruppe – keine Doppelbindungen, sondern

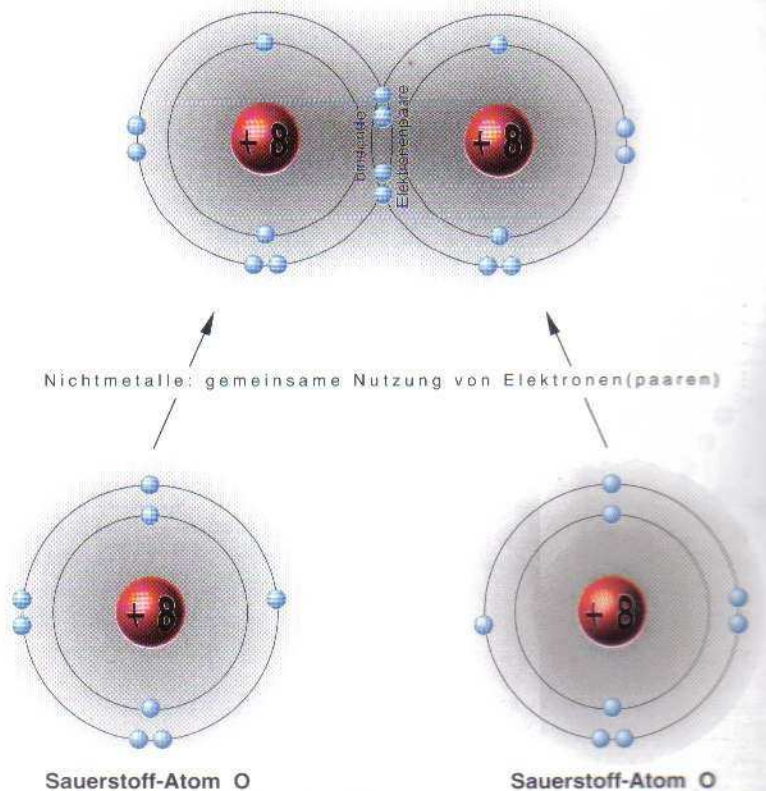
ATOMBINDUNG (unpolar) z.B. Wasserstoff und Sauerstoff

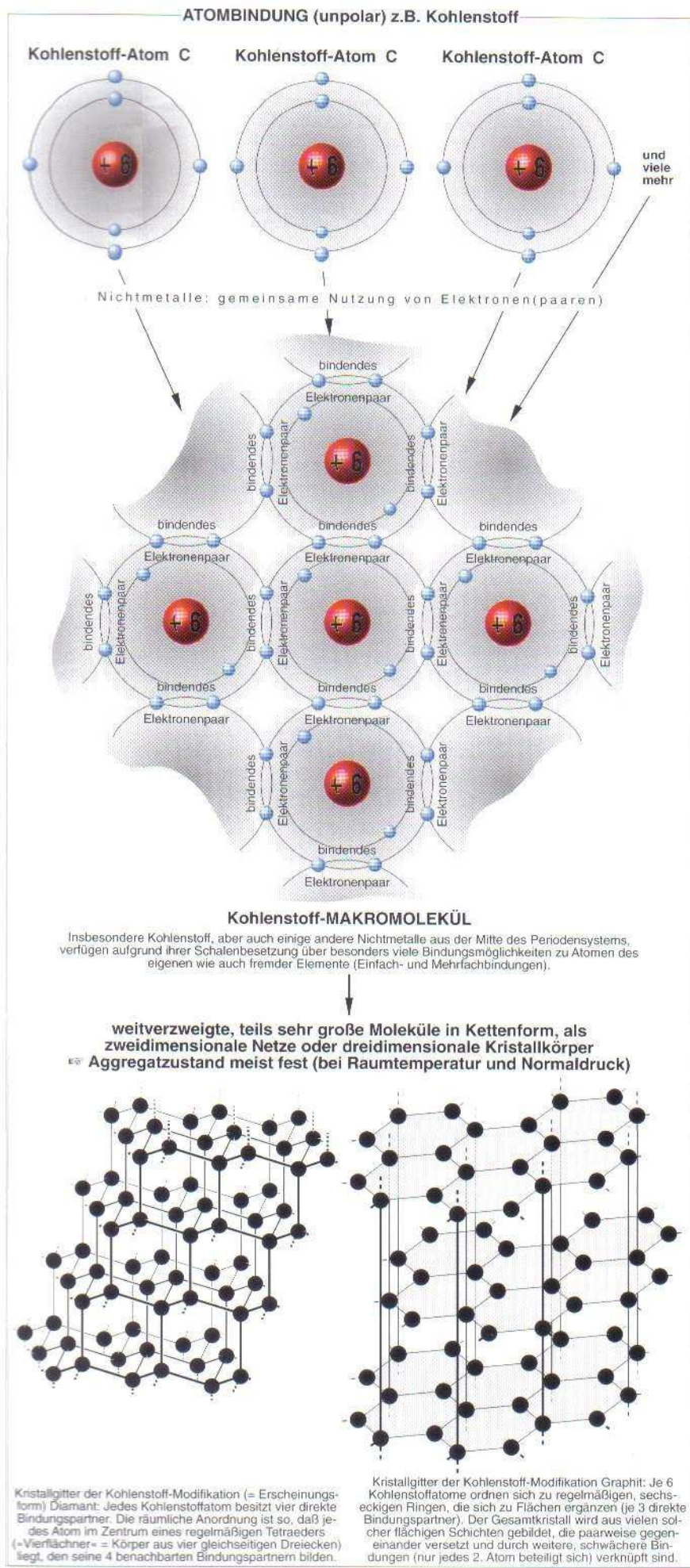


Wasserstoff-MOLEKÜL H_2 (Summenformel) bzw. $\text{H}-\text{H}$ (Strukturformel)
es handelt sich um ein zweiatomiges Molekül mit einer Einfachbindung (= ein bindendes Elektronenpaar)



Sauerstoff-MOLEKÜL O_2 (Summenformel) bzw. $\text{O}=\text{O}$ (Strukturformel)
es handelt sich um ein zweiatomiges Molekül mit einer Doppelbindung (= zwei bindende Elektronenpaare)



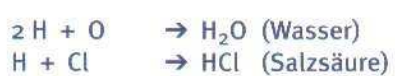


baut Ringe aus jeweils acht Schwefelatomen, die durch je eine Einfachbindung mit ihren beiden Nachbarn im Ring verknüpft sind. Bei Reaktionen wird aber nicht mit diesen Formeln gearbeitet, sondern der Schwefel wird so behandelt, als wäre er atomar.

Ebenso wie Schwefel sind auch eine Reihe anderer Nichtmetalle in der Lage, mit relativ vielen Nachbaratomen gemeinsame Elektronenpaare bilden zu können. Man findet sie in der Mitte des PSE (Hauptgruppen IVa und Va). Besonders hervorgehoben werden muss unter diesen der Kohlenstoff (z=6, IV. Hauptgruppe des PSE). Er ist aufgrund seiner vier (fehlenden) Außenelektronen in der Lage, gleichzeitig mit Atomen der eigenen Sorte oder auch mit denen fremder Elemente bis zu vier Atombindungen (ggf. auch andere Bindungsarten) einzugehen. Somit sind Verbindungen des Kohlenstoffs sehr häufig große, aus vielen Atomen bestehende Moleküle, die untereinander durch eine Vielzahl von bindenden Elektronenpaaren »vernetzt« sind. Man spricht in diesem Zusammenhang auch von Makromolekülen. Ihre äußere Form reicht von reihenartigen Ketten über flächige Netzwerke bis hin zu komplex aufgebauten dreidimensionalen Kristallkörpern in verschiedenen Gitteranordnungen, z. B. Diamant oder Graphit. Letztlich ist es dem Kohlenstoff zu verdanken, dass unsere Welt überhaupt Leben hervorgebracht hat, denn nur die riesigen Moleküle auf der Basis dieses Elements ermöglichen den Aufbau der dazu notwendigen, äußerst komplexen Stoffe. Aus diesem Grund werden die meisten chemischen Verbindungen des Kohlenstoffs dem eigenständigen Bereich der sogenannten organischen Chemie (die sich allerdings nicht ausschließlich mit lebenden Stoffen befasst) zugeordnet. Dazu zählt auch das weite Feld der Kunststoffe, die sich ebenfalls überwiegend aus Makromolekülen des Kohlenstoffs zusammensetzen.

Polare Atombindung

Dies ist eine Sonderform der Atombindung, die in der bereits beschriebenen Form zur Unterscheidung auch unpolare bzw. homöopolare Atombindung genannt wird. Während sich diese zwischen Atomen des gleichen Elements oder zwischen Atomen mit nahezu gleicher Elektronegativität bildet, entsteht eine polare Atombindung zwischen Nichtmetallatomen mit stark unterschiedlicher Elektronegativität (im PSE rechts oben groß, links unten klein). Die gemeinsamen Elektronenpaare werden zum stärker elektronegativen Element hingezogen. Beispiele:



Es entsteht dabei ein Molekül, das auf einer Seite mehr positiv, auf der anderen Seite mehr negativ geladen ist. Ein solches Molekül nennt man Dipol. Aus Dipolen kann sich, ähnlich wie bei der Ionenbindung, ein Kristallgitter bilden, d.h. eine regelmäßige räumliche Anordnung der Dipole,

wenn sich der Stoff im festen Aggregatzustand befindet. In den meisten Fällen ist aber die Verschiebung der Elektronen zu einem der Reaktionspartner hin gering, so dass nur schwache Ladungsunterschiede zwischen den beiden Polen des Dipols bestehen. Entsprechend gering sind daher die Anziehungskräfte zwischen den einzelnen Dipolen innerhalb des Kristalls. Es genügt oft schon die Raumtemperatur, um dafür zu sorgen, dass die Wärmebewegung die Anziehungskräfte überwindet. Solche Stoffe treten daher unter Normalbedingungen sehr häufig als Flüssigkeiten oder sogar als Gase in Erscheinung.

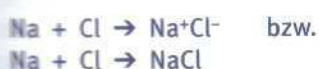
Von den Dipol-Molekülen solcher Flüssigkeiten werden Ionen (vgl. »Ionenbindung«) angezogen. Es werden also Ionengitter (z.B. Salze) aufgelöst. Diese Flüssigkeiten sind daher oft hervorragende Lösungsmittel.

Ionenbindung

Diese Bindungsart tritt auf, wenn zwei Atome aufeinandertreffen, die einen sehr großen Unterschied der Elektronegativität aufweisen. Dies ist der Fall, wenn Metallatome mit Nichtmetallatomen reagieren, z.B. ein Natriumatom mit einem Chloratom. Das Natriumatom hat ein Valenzelektron, Chlor dagegen sieben. Aufgrund der Stellung im Periodensystem ist Chlor als sehr stark elektronegativ zu erkennen, Natrium dagegen als sehr schwach. Um eine Edelgasschale zu erhalten, kann das »schwache« Natriumatom keine Elektronen aufnehmen. Es gibt daher sein einziges Elektron auf der M-Schale ab und hebt diese Schale damit vollständig auf, wodurch es in der nun äußersten Schale (L-Schale) acht Elektronen hat und somit die Edelgaskonfiguration aufweist. Weil im Kern jetzt ein Proton mehr vorhanden ist als Elektronen in der Hülle, trägt das entstandene Gebilde insgesamt eine positive Ladung. Das freigewordene Elektron wird von dem Chloratom aufgenommen und in dessen M-Schale eingebaut, wodurch dieses ebenfalls eine Edelgasschale erhält. Die Aufnahme einer zusätzlichen negativen Ladung macht es nun aber insgesamt negativ.

Geladene Atome (oder auch Moleküle) werden als Ionen bezeichnet (von griech. »ionos« = wandern, weil sie sich in elektrischen Feldern bewegen). Positiv geladene, durch Elektronenabgabe entstandene Ionen, wie das aus dem Natriumatom gebildete Natriumion, heißen auch Kationen. Durch Elektronenabgabe negativ gewordene Ionen nennt man Anionen, so auch das aus dem Chloratom entstandene Chloridion (bei Anionen wird stets noch die Endsilbe »id« an den Elementnamen gehängt, vgl. dazu auch »Chemische Formeln«).

Die gegensätzlich geladenen Ionen ziehen sich stark an, wodurch sie aneinander haften bleiben.



Der neugebildete Stoff NaCl wird Natriumchlorid genannt, bekannter ist er sicherlich unter der Be-

Wasserstoff-Atom H **Chlor-Atom Cl**

gemeinsame, aber ungleichmäßig starke Nutzung von Elektronen(paaren)

positive Teilladung $+$ bindendes Elektronen-paar negative Teilladung $-$

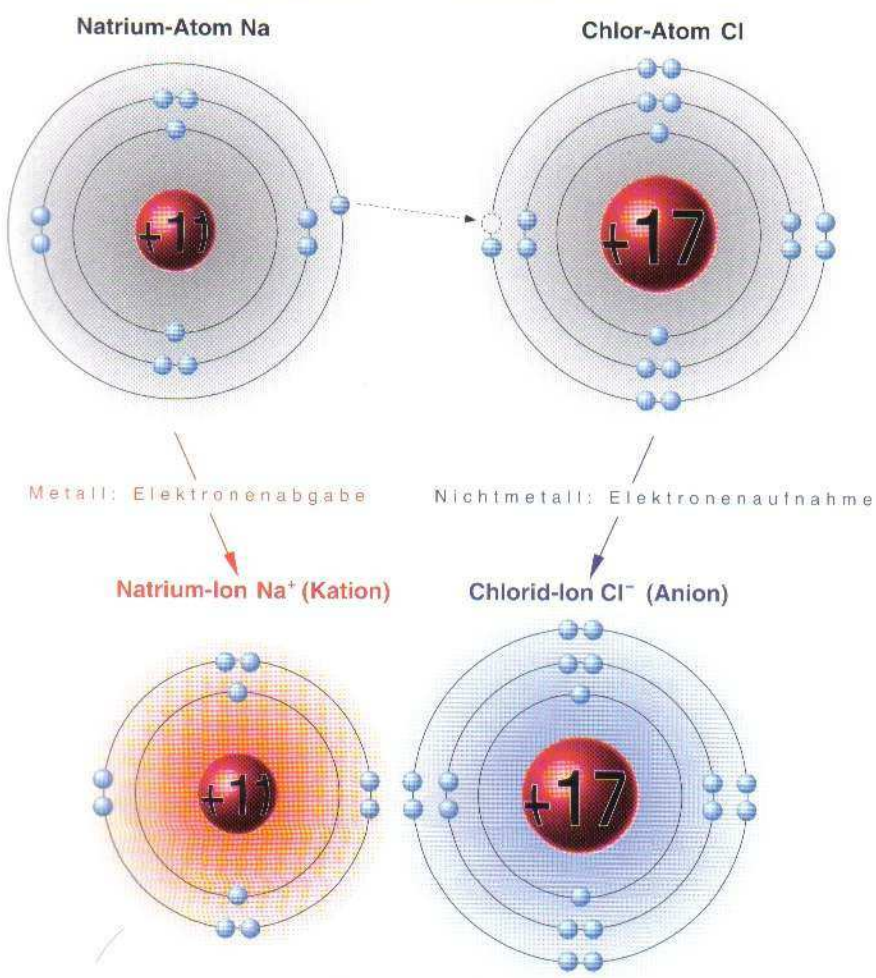
Salzsäure-DIPOL-Molekül HCl (Summenformel) bzw. H-Cl (Strukturformel)
 Das bindende Elektronenpaar wird näher zum Sauerstoffatom hingezogen, weil dieser eine höhere Elektronegativität aufweist (O: 3,5 – H: 2,2). So entsteht ein Molekül, das an seinen Enden kleine, unterschiedliche Ladungen aufweist: Ein Dipol.

relativ schwache Anziehungskräfte zwischen den Atomen eines Moleküls und geringe Anziehungskräfte zu benachbarten Molekülen
 ↳ **Aggregatzustand meist gasförmig oder flüssig mit relativ niedriger Verdampfungstemperatur (bei Raumtemperatur und Normaldruck)**

HCl-Molekül HCl-Molekül HCl-Molekül

gasförmig flüssig fest: Kristallgitter (zweidimensionales Kugelmodell) mit regelmäßig so angeordneten Dipolen, daß sich jeweils ungleichnamige Teil Ladungen gegenüber stehen (Anziehung), gleichnamige dagegen möglichst großen Abstand aufweisen (Abstoßung)

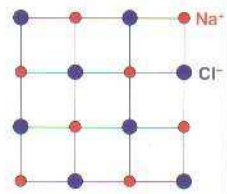
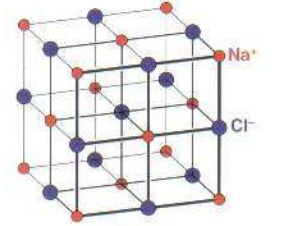
IONENBINDUNG z.B. Natriumchlorid



Natriumchlorid NaCl («Kochsalz»)

IONENGITTER («Kochsalzgitter»)

durch starke Anziehungskräfte zwischen den ungleich geladenen Ionen, die nach allen Seiten wirken, sowie Abstoßung der gleichartigen Ionen
 Aggregatzustand fest (bei Raumtemperatur und Normaldruck)



zeichnung Kochsalz (vgl. »Bezeichnung von chemischen Verbindungen«). Die elektrostatischen Anziehungskräfte zwischen den Ionen sind jedoch nicht räumlich gerichtet, sondern sie wirken nach allen Seiten und über größere Entfernungen. Daher bilden sich nicht einzelne Moleküle aus je einem Natrium- und einem Chloridion, sondern es entstehen große Verbände aus vielen derartigen Ionen, die Stoffe mit Ionenbindung sind unter Normalbedingungen daher meist fest. Schließlich sind wegen der geringen Größe der Atome auch in der kleinsten Menge Natrium oder Chlor unzählige Milliarden Atome vorhanden, die allesamt wie beschrieben reagieren. Aufgrund der Anziehung zwischen allen ungleichnamig geladenen und der ebenso vorhandenen Abstoßung aller gleichnamig geladenen Ionen (Natrium- bzw. Chloridionen untereinander) ergibt sich eine regelmäßige Anordnung, so dass sich jedes Ion mit möglichst vielen der anderen Sorte umgibt, gleichzeitig aber Abstand zu denen der eigenen Art wahrt. So ist jedes negative Chloridion von sechs positiven Natriumionen umgeben und jedes Natriumion von sechs Chloridionen. Die regelmäßige Anordnung der Stoffbausteine bezeichnet man als Kristallgitter, die Stoffe selbst werden als kristallisiert oder kristallin bezeichnet. Beruht das Kristallgitter wie hier auf einer Ionenbindung, benutzt man den Begriff Ionengitter (manchmal auch Kochsalzgitter). Typisch für das Ionengitter ist die abwechselnde Anordnung von Metall-Kationen und Nichtmetall-Anionen.

Metallatome mit mehreren Außenelektronen geben, um eine Edelgasschale zu erreichen, diese ebenfalls ab und bilden so auch Ionen, die dann aber mehrere positive Ladungen tragen, entsprechend der Anzahl der abgegebenen Elektronen. Nichtmetallatome mit weniger Valenzelektronen nehmen so viele Elektronen auf, bis die Zahl acht in der äußersten Schale erreicht ist und werden entsprechend stark negativ geladen. Die Elemente der I. Hauptgruppe bilden Ionen, die einfach positiv, die der II. Hauptgruppe solche, die zweifach positiv geladen sind. Elemente der VI. Hauptgruppe bilden Ionen, die zweifach negativ geladen sind, die der VII. sind einfach negativ geladen.

Ionenverbindungen, zu denen alle Salze (vgl. Abschnitt »Salze«) gehören, sind in der Regel kristallisiert, aufgrund der recht starken Anziehung zwischen den Ionen des Gitters meist hart und spröde.

Metallbindung

Eine Metallbindung ergibt sich, wenn Metallatome eines oder mehrerer Elemente (→ Legierungen) miteinander reagieren. Da sie als Metalle nicht in der Lage sind, Elektronen aufzunehmen, um in ihrer äußersten Schale Edelgaskonfiguration zu erreichen, müssen sie alle ihre Außenelektronen abgeben. Dieses Verhalten wurde schon bei der Ionenbindung beschrieben, allerdings fehlt hier nun das elektronenaufnehmende Nichtmetall. Es entstehen demnach ausschließlich positiv geladene Atomrümpfe (Kationen), die durch

Indexzahlen. Sie bezeichnen die Anzahl der davorstehenden Atome bzw. Atomgruppen (Gruppen werden in Klammern gesetzt).

- H_2 1 Molekül Wasserstoff aus zwei Wasserstoffatomen
- $NaCl$ 1 Molekül Natriumchlorid (Kochsalz) aus je einem Atom Natrium und Chlor
- H_2O 1 Molekül Wasser aus zwei Atomen Wasserstoff und einem Atom Sauerstoff
- H_2SO_4 1 Molekül Schwefelsäure aus zwei Atomen Wasserstoff, einem Atom Schwefel und vier Atomen Sauerstoff
- $Ca(OH)_2$ 1 Molekül Kalziumhydroxid (Kalkwasser, Kalkmilch, Kalilauge) aus einem Atom Kalzium und zwei OH-Gruppen (Hydroxidgruppen), d. h. je zwei Atomen Wasserstoff und Sauerstoff

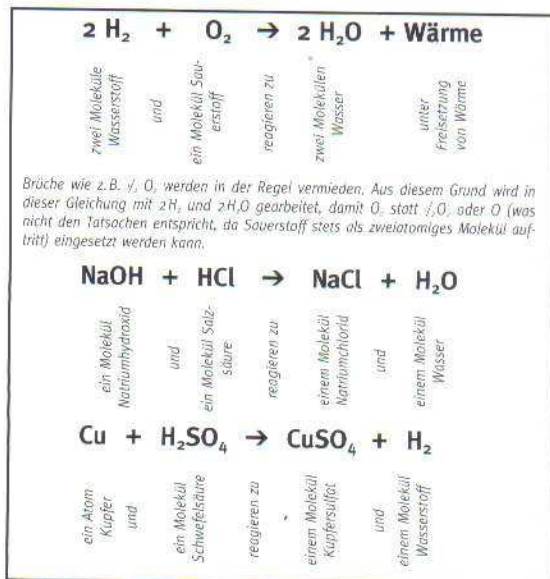
● Vorausgestellte Zahlen in normaler Höhe geben die Anzahl der nachfolgenden Atome bzw. Moleküle an.

- 2 Fe 2 Atome Eisen
- 3 O_2 3 Moleküle Sauerstoff aus insgesamt 6 (=3·2) Atomen Sauerstoff
- 2 NaCl 2 Moleküle Kochsalz aus insgesamt zwei Atomen Natrium und zwei Atomen Chlor

In vielen Fällen ist es notwendig, nicht nur die Bestandteile und ihre Anzahl innerhalb einer chemischen Verbindung zu nennen, sondern auch ihre räumliche Anordnung im Molekül anzugeben. Diese Möglichkeit bietet die Strukturformel. Bei ihr werden die chemischen Kurzzeichen entsprechend der Lage des betreffenden Atoms im Molekül aufgeschrieben (bei in der Realität dreidimensionalen Atomanordnungen kann man allerdings nur ein zweidimensionales Abbild wiedergeben). Für jedes bindende Elektronenpaar fügt man Striche (Valenzstriche) hinzu, welche die Bindungsverhältnisse zweier Nachbaratome anzeigen (ihre Anzahl gibt dann die Wertigkeit an). Häufig werden auch die nicht an der Bindung beteiligten Elektronen der äußersten Schale durch zusätzliche Punkte oder Striche (= zwei Elektronen) angegeben.

Reaktionsgleichung

Die Reaktionsgleichung dient dazu, den Ablauf chemischer Vorgänge zu verdeutlichen. Sie ist mit einer mathematischen Gleichung vergleichbar. Auf der linken Seite der Gleichung müssen ebenso viele Atome eines Elements stehen wie auf der rechten Seite. Wird etwas hinzugefügt oder weggenommen, so muss die Änderung auf beiden Seiten der Gleichung vorgenommen werden. Links stehen die Ausgangsstoffe, rechts die Endstoffe (Endprodukte).



Der Pfeil gibt die Richtung des Reaktionsablaufs an. Außerdem kann noch angegeben werden, ob bei der Reaktion Wärme frei wird (exotherme Reaktion) oder aber benötigt wird (endotherme Reaktion).

Bezeichnungen von chemischen Verbindungen (Nomenklatur)

Chemische Verbindungen können auf zweierlei Weise bezeichnet werden.

● Trivialname (umgangssprachlicher Name), z. B.:



Diese Bezeichnung ist mehr oder weniger einprägsam, aber fast immer ohne Aussage über die Zusammensetzung. Der Name wird nicht nach Regeln gebildet, sondern ist im Laufe der Zeit entstanden (z. B. aus einer bestimmten Eigenschaft des Stoffes, einem wichtigen Herkunftsland usw.).

● Wissenschaftl. Name (chemischer Name), z. B.:

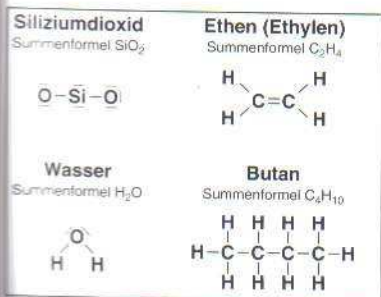


Die wissenschaftliche Bezeichnung ist komplizierter, aber sie gibt die genaue Zusammensetzung an, weil sie nach festen Regeln aus der chemischen Formel gebildet wird. Die wichtigsten Grundregeln für einfache chemische Verbindungen lauten wie folgt:

① Nur die beiden ersten Elemente der chemischen Formel werden zur Namensbildung herangezogen. Dabei wird das erste Element mit dem deutschen, das zweite mit dem internationalen Namen (vgl. Abschnitt »Elemente«) genannt. Zur Vereinfachung dürfen Silben weggelassen werden, wenn dies ohne Verständnisverlust die Aussprache erleichtert oder verkürzt.

② Verbindungen aus zwei Elementen enden mit der Silbe »id«, Verbindungen aus mehr als zwei Elementen enden auf »at«.

③ Die Anzahl der Atome eines Elements (Indexzahlen, Indizes, tiefgestellte Zahlen) kann (falls



— bindendes Elektronenpaar
· nicht an der Bindung beteiligtes Elektronenpaar

zur Unterscheidung ähnlicher Stoffe notwendig) durch griechische Zahlenwörter angegeben werden:

1 mono / 2 di / 3 tri / 4 tetra / 5 penta / 6 hexa usw.

Diese Zahlenwörter werden im Gegensatz zur Stellung in der chemischen Formel vor dem Element genannt. Sie kommen selbstverständlich nur dann zur Anwendung, wenn das betreffende Element im Namen überhaupt erwähnt wird (vgl. Regel ①).

④ Für besondere Atomgruppen, die häufig auftreten oder sehr wichtig sind, können spezielle Namen gebildet werden, z. B.:

OH Hydroxid (-gruppe)
CN Zyanid (-gruppe)
NH₄ Ammonium (-gruppe)

Solche Atomgruppen werden wie ein einzelnes Element behandelt, daher erhalten die chemischen Verbindungen mit solchen Atomgruppen auch die Endung »id«, obgleich eine Beteiligung von mindestens drei Elementen an der Verbindung vorliegt.

Beispiele für die Bildung wissenschaftlicher Namen (in Klammern ist teilweise der Trivialname angegeben):

FeS	Eisensulfid
HgO	Quecksilberoxid
KNO ₃	Kaliumnitrat (Kalisalpeter)
CaSO ₄	Calciumsulfat (Gips)
CO	Kohlenmonoxid
CO ₂	Kohlendioxid
CCl ₄	Kohlenstofftetrachlorid
Na ₂ B ₄ O ₇	DiNatriumtetraborat (Borax)
NaOH	Natriumhydroxid
KCN	Kaliumzyanid (Zyankali)
NH ₄ OH	Ammoniumhydroxid

Zusätzlich zu den beschriebenen vier Grundregeln sind für die Namensgebung der Stoffe aus dem Bereich Schmuck und Gerät noch von Bedeutung:

● Säuren werden nicht nach den beschriebenen vier Grundregeln benannt. Ihr Name endet grundsätzlich auf »Säure«, aus der chemischen Zusammensetzung ergeben sich die weiteren Namensteile (vgl. dazu Abschnitt »Säuren«). Beispiele:

HCl Salzsäure
H₂SO₄ Schwefelsäure

● Die Endung »it« weist auf eine niedrigere Oxidationsstufe als gewöhnlich hin (d.h. weniger Sauerstoff bzw. abgegebene Elektronen, vgl. Abschnitt »Oxidation« im Kapitel »Metallurgische Grundlagen«), z. B.:

KNO₂ Kaliumnitrit
KNO₃ Kaliumnitrat

● Die Vorsilben »Hypo« und »Per« dienen zur Kennzeichnung niedrigerer bzw. höherer Oxidationsstufen als gewöhnlich (zu bevorzugen ist jedoch stattdessen die Angabe der Oxidationszahl), z. B.:

C₂Cl₄ Perchlorethylen (»Per«)
CHCl₃ Trichlorethylen (»Tri«)

Zusammenfassung

- Nur die Edelgase kommen atomar, also in Form einzelner Atome vor. Alle anderen Elemente bestehen aus miteinander verbundenen Atomen.
- Atome eines Elementes verbinden sich untereinander oder mit denen anderer Elemente, um die äußerst stabile Edelgaskonfiguration mit acht Außenelektronen zu erreichen (Oktettregel).
- Dabei wird nur die Elektronenhülle – insbesondere die äußerste Schale – der beteiligten Atome verändert. Der Atomkern bleibt davon unberührt.
- Diejenigen Elektronen eines Atoms, die an einer chemischen Reaktion teilnehmen können, nennt man Valenzelektronen. Es sind die der äußersten Schale, bei Nebengruppenelementen auch die von darunterliegenden, noch unvollständig gefüllten Schalen.
- Metalle sind wenig elektronegativer, sie haben wenige Außenelektronen, die sie leicht abgeben können. Nichtmetalle sind stark elektronegativer, sie haben schon viele, schwer abspaltbare Außenelektronen und nehmen daher bevorzugt zusätzliche Elektronen auf. Die Anzahl der abgegebenen, aufgenommenen oder gemeinsam genutzten Elektronen (paare) ist die Wertigkeit des Elementes in dieser Verbindung.
- Je nach Bindungspartnern ergeben sich, entsprechend dem Unterschied ihrer Elektronegativität, verschiedene Bindungsarten: Atombindung zwischen Nichtmetallen, Ionenbindung zwischen Metallen und Nichtmetallen, Metallbindung zwischen Metallen. Sie führen zu jeweils typischen Eigenschaften der entstehenden Stoffe. Die Bindungsarten sind allerdings Idealfälle, man findet sie selten in wirklich reiner Form vor. Beispielsweise geht die unpolare Atombindung fließend über die polare Atombindung in die Ionenbindung über, wenn entsprechende Bindungspartner mit kleineren oder größeren EN-Differenzen aufeinandertreffen. Entsprechend stark fällt die Verschiebung der Elektronen zum stärkeren, elektronegativeren Atom hin aus. Bei einer Metallbindung mit Anteilen von Ionen- und/oder Atombindung spricht man auch von intermetallischen Verbindungen oder Metalliden (vgl. Kapitel »Metallurgische Grundlagen«).
- Die Eigenschaften einer chemischen Verbindung aus verschiedenen Elementen sind von denen der Stoffe, aus denen sie entsteht, völlig verschieden. Z. B. ist Wasser (H₂O) eine Flüssigkeit, während sowohl Wasserstoff (H) als auch Sauerstoff (O) Gase sind.
- Chemische Verbindungen lassen sich – im Gegensatz zu Gemengen (bei denen die Eigenschaften der Bestandteile noch mehr oder weniger erkennbar sind) – nicht auf physikalischem Wege, sondern nur mit chemischen Methoden in ihre Bestandteile zerlegen.
- Das Mengenverhältnis der Ausgangsstoffe für eine chemische Verbindung ist genau festgelegt (außer bei der Metallbindung). Z. B. entsteht Schwefelsäure stets aus 2 Atomen Wasserstoff (H), einem Atom Schwefel (S) und vier Atomen Sauerstoff, daher lautet ihre chemische Formel H₂SO₄. Bei Gemengen ist dagegen das Mischungsverhältnis der Stoffe beliebig.
- Der kleinste Teil einer chemischen Verbindung, der noch deren Zusammensetzung widerspiegelt und daher dieselben Eigenschaften besitzt wie die gesamte Verbindung, heißt Molekül. Tatsächlich existieren solche Moleküle, also derart kleine Atomgruppen, jedoch nur bei wenigen Stoffen mit Atombindung, die Mehrzahl aller Stoffe besteht aus sehr großen Atomgruppen mit Kristallgitter. In Reaktionsgleichungen wird aber trotzdem für alle chemischen Verbindungen die Molekülschreibweise angewandt, lediglich Elemente werden als Atome notiert, wenn sie nicht wirklich molekular vorkommen.
- Folgende Faktoren begünstigen den Ablauf von chemischen Reaktionen (schneller und vollständiger):
 - Erhöhung des Drucks (die Chance auf ein Zusammentreffen der Atome bzw. Moleküle erhöht sich, weil sich mehr davon in demselben Volumen befinden)
 - Erhöhung der Temperatur (die Chance auf ein Zusammentreffen der Atome bzw. Moleküle erhöht sich, weil sie sich heftiger bewegen; Temperatur = Bewegung der Stoffbausteine)
 - Verwendung eines Katalysators (= Stoff, der den Ablauf einer chemischen Reaktion begünstigt, ohne dabei verbraucht zu werden, eine Art »Heiratsvermittler«)