

Inhalt:

- 4.1 - Die Alkalimetalle
- 4.2 - Die Erdalkalimetalle
- 4.3 - Die Edelgase
- 4.4 - Die Halogene
- 4.5 - Die Chalkogene
- 4.6 - Die Elemente Stickstoff und Phosphor
- 4.7 - Die Elemente Kohlenstoff und Silicium
- 4.8 - Die Übergangsmetalle
- 4.9 - Trends im Periodensystem
- 4.10 - Übungsaufgaben
- 4.11 - Lernkontrolle
- 4.12 - Literatur
- 4.13 - Web-Links

Lernziele:

Nach der Bearbeitung dieses Kapitels sollten Sie



- die Elemente des Periodensystems mit ihren Symbolen kennen
- die charakteristischen Eigenschaften der Elemente kennen
- wissen, in welcher Form die Elemente in der Natur anzutreffen sind
- wissen, welches die elementare Form eines Elements ist
- den Begriff "Modifikation" kennen und ihn erläutern können
- wissen, welche physiologische Bedeutung die Elemente haben

4.1 Die Alkalimetalle

The image displays a standard periodic table of elements, color-coded by groups. The elements are arranged in rows and columns, with their atomic numbers, symbols, and names provided. A callout box on the left highlights the first two elements, Hydrogen (H) and Helium (He), showing their atomic numbers and symbols in a larger font.


Bild 4.1: Die Alkalimetalle

Die Elemente

- Lithium
- Natrium
- Kalium
- Rubidium
- Cäsium
- Francium

Eigenschaften

Alkalimetalle sind, wie es der Name sagt, Metalle. In elementarer Form bilden sie Metallgitter aus. Sie besitzen **ein einziges Valenzelektron**, welches sich in einem s - Orbital befindet.

Alkalimetalle  sind in elementarer Form sehr reaktiv. Sie müssen in Petroleum gelagert werden, um den Kontakt mit Sauerstoff und Wasser zu vermeiden. Ihr Reaktionsverhalten ist ganz einfach: Bei allen Reaktionen, die sie eingehen, geben sie ihr Valenzelektron ab und werden dadurch zu einfach positiv geladenen Ionen (**Kationen**). Als Ionen sind sie sehr stabil, sie weisen die

Elektronenkonfiguration von Edelgasen auf.

$\text{Li} \rightarrow \text{Li}^+ + \text{e}^-$

Diese Reaktion tritt schon mit der in der Luft enthaltenen Feuchtigkeit ein, weshalb der metallische Glanz der Alkalimetalle häufig bedeckt ist von einer weissen bis grauen Oxidschicht. Eine besonders heftige Reaktion tritt ein, wenn die Alkalimetalle mit Wasser in Kontakt geraten.

Die Reaktivität innerhalb dieser 1. Gruppe im Periodensystem steigt nach unten. Francium ist das Element, welches am heftigsten reagiert. Der Grund dafür ist der, dass das Elektron, welches abgetrennt wird bei grösseren Atomen weiter vom Kern entfernt ist und dadurch leichter abgespalten werden kann. Die Anziehungskräfte des Kerns auf die Elektronen werden nach der [Beziehung von Coulomb](#) mit zunehmendem Abstand kleiner.

Vorkommen

Die Alkalimetalle sind aufgrund ihrer enormen Reaktivität in der Natur **nicht in elementarer Form** anzutreffen. Man findet sie ausschliesslich in Form ihrer Ionen in Salzen – entweder gelöst in Wasser oder in Salzlagern (Salinen).

Gewinnung

Die Alkalimetalle

werden durch [Elektrolyse](#) aus ihren Salzen gewonnen. Dieser Prozess zwingt den Alkalimetallionen das abgegebene Elektron wieder auf. Es entstehen dadurch wieder die sehr reaktionsfähigen Elemente.

Das Element Natrium wird durch das [Downs-Verfahren](#) gewonnen: Hierbei wird Natriumchlorid geschmolzen und mittels einer Gleichspannungsquelle elektrolysiert. Das entstehende Natrium muss von Chlorgas, Sauerstoff und Wasser ferngehalten werden.

Physiologische Bedeutung

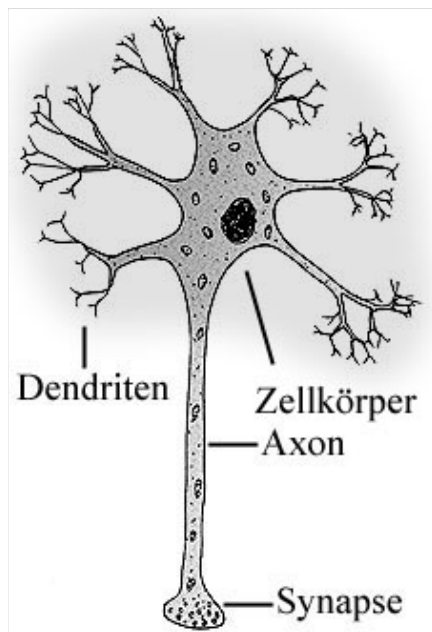


Bild 4.3: Eine Nervenzelle

Die Alkalimetallionen sind auf physiologischer Ebene von grosser Bedeutung für die Funktion der Nerven. Ist eine Nervenzelle in Ruhe fliessen Natrium- und Kaliumionen durch **Ionenkanäle** durch die Zellmembranen. Ionenpumpen sorgen dafür, dass die Konzentrationen dieser Ionen innerhalb und ausserhalb der Zelle konstant gehalten werden, wobei ausserhalb der Zelle eine hohe Natrium-, innerhalb der Zelle eine hohe Kaliumionenkonzentration vorliegt. Bei einem Reiz werden die Konzentrationen der K^+ und der Na^+ -Ionen an der Nervenzelle schlagartig verändert, wodurch ein Potentialgefälle entsteht. Daraus resultiert ein elektrischer Impuls, der zum Gehirn geleitet wird und eine Wirkung erzeugt.

Simulation der Nervenreizung

Das nebenstehende Bild zeigt ein Kaliumkanalprotein. Es ist ein spezielles Protein, das in Zellmembranen zu finden ist. Seine Aufgabe ist es, Kaliumionen durch die Zellmembran passieren zu lassen.

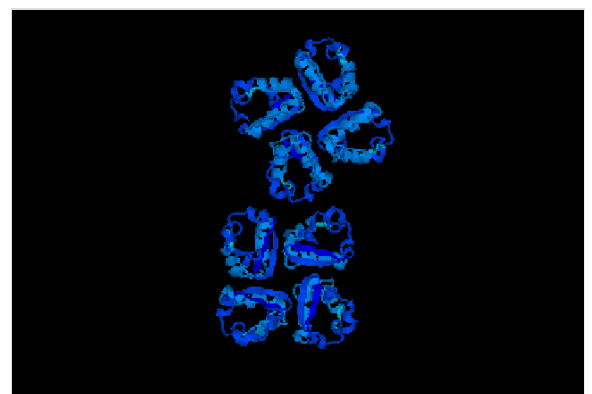


Bild 4.4: Kaliumkanalproteine

Spezielles

Die Alkalimetalle zeigen in einer Flamme eine charakteristische [Färbung](#). Dies ist ein ganz alltägliches Phänomen, dessen man sich kaum bewusst ist. Die [Flammenfarbe](#) wird auch beim Verbrennen von Holz erzeugt und kann dabei beobachtet werden. Der Flammenfärbung liegt die Wärmezufuhr durch die Flamme zu Grunde. Elektronen nehmen die Energie auf und geraten in einen angeregten Zustand d. h. sie springen in ein Orbital höheren Energieinhalts. Beim Verlassen dieses energetisch ungünstigeren Zustandes wird die aufgenommene Energie in Form von [Licht](#) wieder abgegeben. Alkalimetalle erzeugen **Linienpektren** d. h. Licht ganz bestimmte Wellenlängen die für sie charakteristisch sind. Ein analoges Verhalten fanden [Johann Jakob Balmer](#) und [Theodore Lyman](#) beim Element Wasserstoff.

[Balmer](#) und Lyman beschrieben und deuteten als erste das Linienspektrum von Wasserstoff.

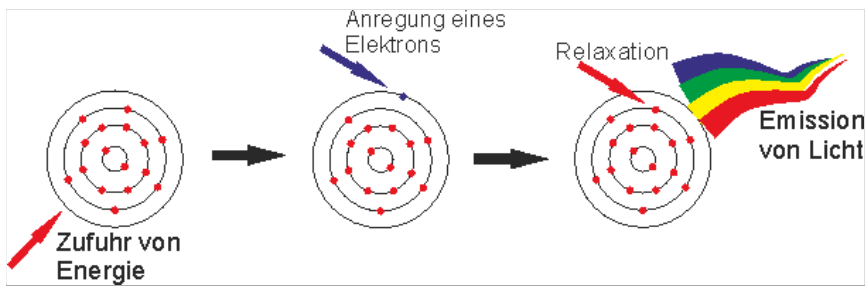
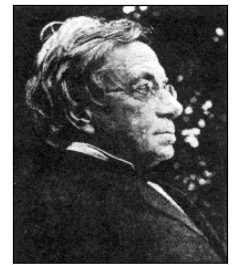


Bild 4.5: Emission



Johann Jacob Balmer

Bild 4.6: Johann Jacob Balmer

Die folgende Abbildung zeigt einige Linienspektren unterschiedlicher Elemente. Alle Elemente - nicht nur die Alkalimetalle - zeigen ihr charakteristisches Linienspektrum, wenn sie entsprechend angeregt werden. Die Linienspektren dienen heute der Elementanalyse, d. h. die Elemente können in einer beliebigen Probe auf Grund ihrer charakteristischen Linien identifiziert und nachgewiesen werden.

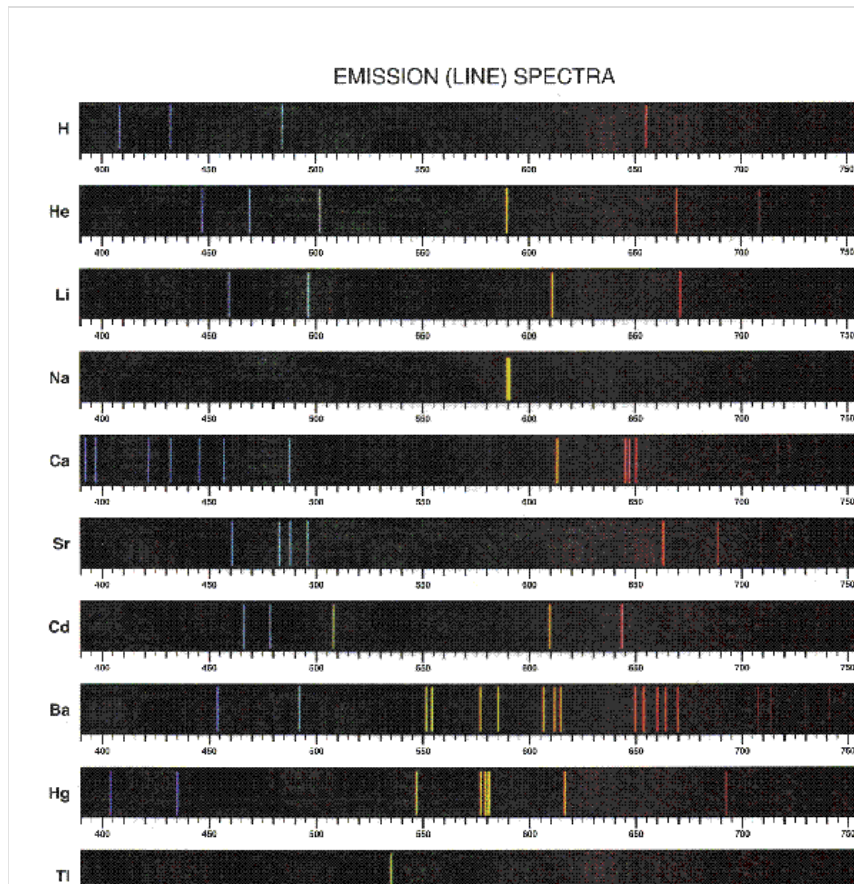


Bild 4.7: Linienspektren verschiedener Elemente

	Lithium Li	Natrium Na	Kalium K	Rubidium Rb	Cäsium Cs	Francium Fr
Name	Lithos grch:Stein	Neter ägypt.:Soda	Al Kalja arab.: Soda	rubidus lat: dunkelrot	caesius lat: himmelblau	francium=Frankreich
Entdeckungsjahr	1817	1807	1807	1861	1860	1939
Elektronenkonfiguration	[He]2s ¹	[Ne]3s ¹	[Ar]4s ¹	[Kr]5s ¹	[Xe]6s ¹	[Rn]7s ¹
natürliche Isotope	⁶ Li, ⁷ Li	²³ Na	³⁹ K, ⁴⁰ K, ⁴¹ K	⁸⁵ Rb, ⁸⁷ Rb	¹³³ Cs	
Massenanteil Erdhülle	0.006%	2.64%	2.4%	0.03%	0.0006%	
häufige Vorkommen	Silicate: Spodumen, Petalit, Lepidolith Phosphate: Amblygonit, Triphlin	Kochsalz (NaCl), Chilesalpeter (NaNO ₃), Soda (Na ₂ CO ₃)	Feldspat (K[AlSi ₃ O ₈]), Sylvin (KCl), Carnallit (KMgCl ₃)	Lepidolith	Polluzit	

Technische Verwendung des Elements	Batterien, Legierungen	Strassenbeleuchtung, Kühlmittel für Kernreaktoren	Kathodenmaterial für Photozellen, Elektronenröhren	Photozellen ,Atomuhr
Technische Verwendung von Verbindungen	Medikamente	Glas, Speisesalz, Reinigung von Edelmetallen, Waschmittel	Dünger, Sprengstoffe, Gifte, Bleich- Desinfektions- und Waschmittel, Glas	

Tabelle 4.1: Alkalimetalle

(Quelle:H. P. Latscha , H. P Klein, Anorganische Chemie, Basiswissen, Springer 1984)

4.2 Die Erdalkalimetalle

Bild 4.8: Die Erdalkalimetalle

Die Elemente

- Beryllium
- Magnesium
- Calcium
- Strontium
- Barium
- Radium

Ihre Eigenschaften

Die Erdalkalimetalle sind, wie es der Name sagt, Metalle. In elementarer Form bilden sie Metallgitter aus. Sie besitzen zwei Valenzelektronen, welche sich in den s - Orbitalen befinden.

Erdalkalimetalle 

sind reaktive Stoffe. Sie müssen aber – zumindest die leichtesten - nicht speziell gelagert werden, was auf eine geringere Reaktivität, verglichen mit der der Alkalimetalle, schliessen lässt. Bei ihren Reaktionen geben sie jeweils ihre beiden Valenzelektronen ab und werden zu zweifach positiv geladenen Ionen. In dieser Form sind sie sehr stabil, sie weisen die Elektronenkonfiguration von Edelgasen auf.



Die Reaktion der Erdalkalimetalle mit Wasser ist z. T. immer noch recht heftig. Magnesium, als erstes Element dieser Gruppe reagiert allerdings praktisch nicht bzw. sehr langsam. Die Reaktionsfreudigkeit ist bedeutend geringer als bei den Alkalimetallen.

Innerhalb der Gruppe steigt die Reaktivität nach unten, da die Elektronen, welche abgetrennt werden, bei grösseren Atomen weiter vom Kern entfernt sind. Sie können dadurch leichter abgespalten werden.

Vorkommen

Die Erdalkalimetalle sind aufgrund ihrer immer noch hohen Reaktivität in der Natur **nicht in elementarer Form** anzutreffen. Man findet sie ausschliesslich in Form ihrer Ionen, in Salzen – entweder gelöst in Wasser oder in Salzstöcken (Salinen).

Da die Ionen der Erdalkalimetalle zweifach positiv geladen sind, können durchaus Salzgitter mit hohen Gitterenergien gebildet werden. Diese Salze sind schwerlöslich, aber durchaus in der Natur anzutreffen:

Verhältnisformel	Systematischer Name	Bekannt als
CaCO_3	Calciumcarbonat	Kalk Kreide Marmor
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \times \text{CaF}_2$	Calciumphosphat	Apatit
BaSO_4	Bariumsulfat	Baryt

Tabelle 4.2: Schwerlösliche Salze

Physiologische Bedeutung



Bild 4.9: Ein Schädel

Die Erdalkalimetallionen sind auf physiologischer Ebene von ebenso grosser Bedeutung für die Funktion der Nerven wie die Alkalimetallionen. Bei einem Reiz werden auch die Konzentrationen der Ca^{2+} - und der Mg^{2+} - Ionen an der Nervenzelle schlagartig verändert, wodurch ein Potentialgefälle entsteht. Die schwerlöslichen Salze der Erdalkalimetalle spielen eine wichtige Rolle in Bausubstanzen von Lebewesen: Skelette, Schalen von Muscheln, Häuschen von Schnecken, Korallen und Zahnschmelz bestehen zu einem wesentlichen Teil aus Kalk resp. Apatit.

Chlorophyll , der grüne Blattfarbstoff enthält Magnesiumionen. Sie sind unerlässlich für die Photosynthese, die im grünen Blattfarbstoff stattfindet.

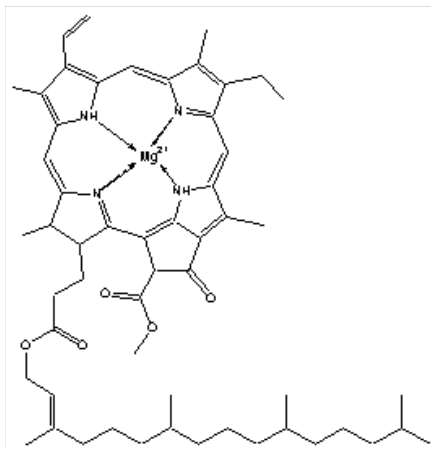


Bild 4.10: Chlorophyll

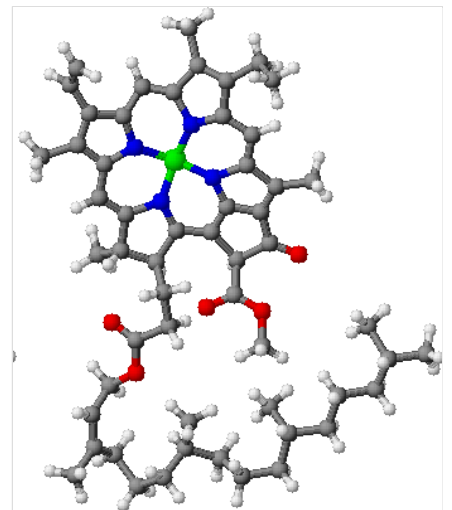


Bild 4.11: Chlorophyll

Spezielles

Die Erdalkalimetalle zeigen genauso wie die Alkalimetalle in der Flamme eine **charakteristische Färbung**.

Magnesium brennt mit einer sehr heissen und grellen Flamme. Es wurde früher als Blitzlicht bei der Fotografie verwendet. Das Verbrennungsprodukt, **Magnesiumoxid**, heisst in der Alltagssprache Magnesia. Es wird zur Trocknung der Handflächen bei Kunstturnen verwendet.

Bariumsulfat wird als Röntgenkontrastmittel bei Aufnahmen des Magen-Darm-Traktes verwendet.



Bild 4.12: Ein Röntgenbild eines Magen-Darm-Trakts

	Beryllium Be	Magnesium Mg	Calcium Ca	Strontium Sr	Barium Ba	Radium Ra
Name	von Beryll, einem grünen Edelstein	Magnesia: kleinasiat. Stadt	calx lat: für Calcit	Strontian; Schottische Stadt	baryos grch: schwer	radius lat: (Licht)Strahl
Entdeckungsjahr	1798	1755	1808	1793	1808	1898
Elektronenkonfiguration	[He]2s ²	[Ne]3s ²	[Ar]4s ²	[Kr]5s ²	[Xe]6s ²	[Rn]7s ²
natürliche Isotope	⁹ Be	²⁴ Mg, ²⁵ Mg, ²⁶ Mg	⁴⁰ Ca, ⁴² Ca, ⁴⁴	⁸⁶ Sr, ⁸⁷ Sr, ⁸⁸ Sr	¹³⁶ Ba, ¹³⁷ Ba, ¹³⁸ Ba	
Massenanteil Erdhülle	0.006%	1.9%	3.4%	0.01%	0.003%	
häufige Vorkommen	Beryll, (Be ₃ Al ₂ (SiO ₃) ₆), Smaragd, Aquamarin	Carbonate: Dolomit (MgCa(CO ₃) ₂)	Carbonate (CaCO ₃), Gips (CaSO ₄), Flussspat (CaF ₂)	Cölestin, Strontionit	Baryt (BaSO ₄)	
Technische Verwendung des Elements	Neutronenbremsstoff, Röntgentechnologie	Blitzlicht, Raketentreibstoff, Unterwasserfackel	Legierungen	Legierungen, Zündkerze	Strahlentherapie	
Technische Verwendung von Verbindungen	Stahllegierungen, Uhrenbau	Leichtmetalllegierungen, Dünger, Magnesia	Gips, Mörtel, Beton, Kunstdünger	Feuerwerk, Farbpigmente, Radioröhren	Röntgenkontrastmittel, Enthaaren von Häuten, Gerberei(BaS)	Neutronenquelle, Zifferblätter

Tabelle 4.3: Erdalkalimetalle

(Quelle:H. P. Latscha , H. P Klein, Anorganische Chemie, Basiswissen, Springer 1984)

4.3 Die Edelgase

The image shows a standard periodic table of elements. The noble gases, located in the far right column, are highlighted in green. These include Helium (He), Neon (Ne), Argon (Ar), Krypton (Kr), Xenon (Xe), and Radon (Rn). Each element cell contains its symbol, atomic number, and name.

Bild 4.13: Die Edelgase

Die Elemente

- Helium
- Neon
- Argon
- Krypton
- Xenon
- Radon

Eigenschaften

Edelgase sind Nichtmetalle. Sie sind chemisch völlig unreaktiv, da sie eine sehr günstige Elektronenkonfiguration besitzen und damit einen energetisch sehr günstigen Zustand.

Vorkommen

Die **Edelgase** sind die einzigen Elemente, welche in der Natur **atomar**, d. h. als einzelne Atome vorkommen. Sie bilden einen Bestandteil der Luft, wobei Argon mit einem prozentualen Anteil von ca. 1% das häufigste natürliche Edelgas ist.

Die Zusammensetzung der Luft ist nachfolgend beschrieben (Quelle: W. Crutzen, Angaben an einem Vortrag, ETH, 1995). Bei den Prozentangaben handelt es sich um Volumenprozent.

Helium findet man z. T. unterirdisch in Uranerzlagern als Produkt des **α - Zerfalls** von Uranatomen oder Tochterkernen.

Physiologische Bedeutung

Die Edelgase besitzen auf physiologischer Ebene keine Bedeutung. Sie sind nicht im Stande, unter physiologischen Bedingungen Bindungen einzugehen.

Spezielles

Die Edelgase finden technisch Verwendung als

- **inerte Füllgase** für Luftballons und Zeppeline
- **Schutzgase** beim Schweißen
- Lichterzeuger in **Neonröhren**
- Erzeuger von **Laserlicht**

Gas	Anteil an der Luft in %
Sauerstoff O ₂	21.0
Argon Ar	0.9
Kohlendioxid CO ₂	0.04
Methan CH ₄	1.7 x 10 ⁻⁴
Ozon O ₃	1.0 x 10 ⁻⁶
Wasserstoff H ₂	5.0 x 10 ⁻⁵
Lachgas N ₂ O	3.0 x 10 ⁻⁵
Neon Ne	1.8 x 10 ⁻³
Helium He	5.0 x 10 ⁻⁴

Tabelle 4.4: Die Zusammensetzung der Luft



Bild 4.14: Ein Zeppelin

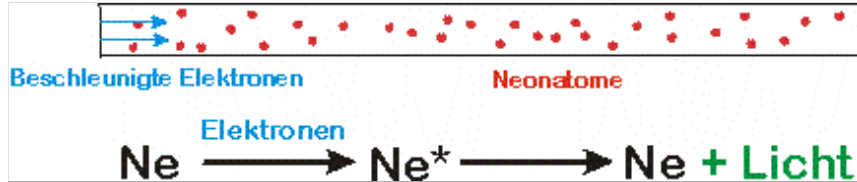


Bild 4.15: Eine Neonröhre

	Helium He	Neon Ne	Argon Ar	Krypton Kr	Xenon Xe	Radon Ra
Name	Helios grch: Sonne	Neos grch: neu	Argos grch: träge	Kryptos grch: verborgen	Xenos grch: fremd	radius lat: (Licht)Strahl
Entdeckungsjahr	1894	1894	1894	1894	1898	1900
Elektronenkonfiguration	[He]	[Ne]>	[Ar]	[Kr]	[Xe]	[Rn]>
natürliche Isotope	^3He , ^4He	^{20}Ne , ^{21}Ne , ^{22}Ne	^{36}Ar , ^{38}Ar , ^{40}Ar	^{82}Kr , ^{84}Kr , ^{86}Kr	^{129}Xe , ^{131}Xe , ^{133}Xe	
Volumenanteil in der Luft in %	10^{-6}	10^{-6}	1	10^{-8}	10^{-8}	
häufige Vorkommen	Luft, amerikanisches Erdgas, Gestein	Luft	Luft	Luft	Luft	
Technische Verwendung des Elements	Luftballon, Zeppelin, Leuchtröhren, Schutzgas, Füllung bei Tiefseetauchern	Leuchtröhren, Laser, Schutzgas, Fernsehtechnik	Schutzgas beim Schweißen, Laser	Leuchtröhren	Xenondampflampen, Scheinwerfer	Strahlentherapie (Krebs)

Tabelle 4.5: Edelgase

(Quelle: H. P. Latscha, H. P. Klein, Anorganische Chemie, Basiswissen, Springer 1984)

4.4 Die Halogene

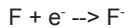
Bild 4.16: Die Halogene

Die Elemente

- Fluor
- Chlor
- Brom
- Iod
- Astat

Die Eigenschaften

Die [Halogene](#) sind Nichtmetalle, denen ein Elektron zur Elektronenkonfiguration der Edelgase fehlt. In allen ihren Reaktionen sind sie darauf aus, dieses Elektron zu übernehmen. Sie bilden daher entweder molekulare Stoffe wie z. B. CF_2Cl_2 oder werden durch Elektronenaufnahme zu einfach negativ geladenen Ionen (Anionen).



Die Ionen der Halogene werden als [Halogenide](#) bezeichnet:

Element	Name des Ions
Fluor	Fluorid
Chlor	Chlorid
Brom	Bromid
Iod	Iodid
Astat	Astatid


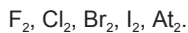
Die [Halogene](#)  sind sehr reaktive Stoffe. Ihre Reaktionsfreudigkeit ist vergleichbar mit derjenigen der Alkalimetalle. Allerdings **steigt die Reaktivität innerhalb der Gruppe nach oben**. Fluor ist das reaktivste Halogen, der stärkste Elektronenräuber. In elementarer Form können die Halogene wegen ihrer enormen Reaktivität einem Organismus grossen Schaden zufügen, in dieser Form sind sie giftig.

Tabelle 4.6: Halogene und Halogenide

Vorkommen

Die elementaren Formen der Halogene sind zweiatomige Moleküle:



Aufgrund ihrer hohen Reaktivität sind sie in der Natur jedoch nicht in dieser Form anzutreffen. Man findet sie in Salzen, z. B. NaCl , MgCl_2 .

Physiologische Bedeutung

Die physiologische Bedeutung der Halogene beschränkt sich im Wesentlichen auf zwei Funktionen:

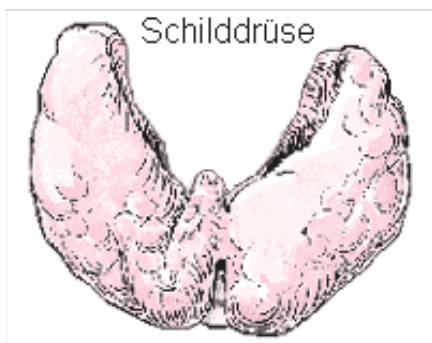



Bild 4.17: Die Schilddrüse

Iodidionen sind wichtig für die Funktion der Schilddrüse, in welcher unter anderem die [iodhaltigen Hormone Triiodthyronin](#)  und [Thyroxin](#) gebildet werden. Ein Iodmangel kann zu einer Vergrößerung der Schilddrüse, dem Kropf, führen. Um dem vorzubeugen, werden Lebensmittel z. T. iodiert, wie z. B. das Tafelsalz, dem eine kleine Menge Natriumiodid (NaI) beigemengt wird.

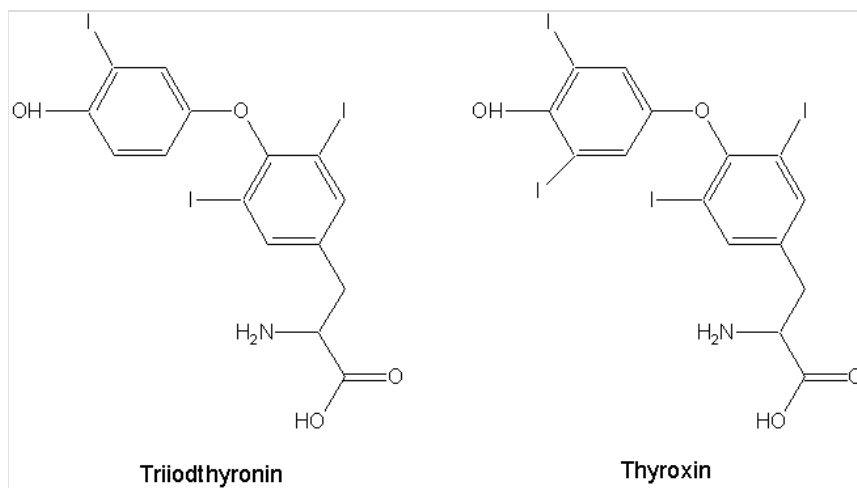


Bild 4.19: Die Schilddrüsenhormone Triiodthyronin und Thyroxin

Fluoridionen sind wichtig für den Aufbau des Zahnschmelzes. Da Apatit ein fluoridhaltiges Mineral ist, müssen Fluoridionen dem Organismus zur Verfügung gestellt werden, um Mangelerscheinungen abzuwenden. Moderne Zahnpasten enthalten aus diesem Grund Aminfluoride.

Spezielles

Die Halogene sind in elementarer Form giftig. Sie werden deshalb zur Desinfektion verwendet. Iodtinkturen werden gebraucht zur Wunddesinfektion, Chlor wird verwendet, um das Wasser in Hallenbädern oder das Trinkwasser in südlichen Ländern vor Algen- und Bakterienbefall zu bewahren.

Halogenlampen enthalten Spuren von Iodgas (I_2 (g)).

	Fluor F	Chlor Cl	Brom Br	Iod I	Astat At
Name	fluor lat: fließen	chloros grch: gelblichgrün	bromos grch: Gestank	iodes grch: Veilchenfarben	astatos grch: unbest.
Entdeckungsjahr	1886	1774	1826	1812	1931
Elektronenkonfiguration	$[He]2s^2 2p^5$	$[Ne]3s^2 3p^5$	$[Ar]4s^2 4p^5$	$[Kr]5s^2 5p^5$	$[Xe]6s^2 6p^5$
natürliche Isotope	^{19}F	^{35}Cl , ^{37}Cl	^{79}Br , ^{81}Br	^{127}I	
Massenanteil Erdhülle	0.03	0.19	6^{-4}	10^{-6}	10^{-24}
häufige Vorkommen	Flussspat (CaF_2), Kryolith (Na_3AlF_6)	Steinsalz ($NaCl$), Sylvit (KCl), Karnallit ($KMgCl_3$)	$MgBr_2$, $NaBr$ in Chilesalpeter	$Ca(IO_3)_2$	
Technische Verwendung des Elements		Desinfektion von Wasser (Hallenbad)	Wasserreinigung	Halogenlampe, antiseptische und blutstillende Mittel	
Technische Verwendung von Verbindungen	Kühl- und Treibgas (FCKW), Zahnpasta, Ätzmittel für die Glasbehandlung	Bleichmittel, Kunststoffherstellung (PVC), Schädlingsbekämpfung	Tränengas, Beruhigungsmittel, Analoge, Photographie	Analoge, Photographie, Farbpigmente, Kochsalzzusatz	

Tabelle 4.7: Die Halogene

(Quelle: H. P. Latscha, H. P. Klein, Anorganische Chemie, Basiswissen, Springer 1984)

4.5 Die Chalkogene

The image shows a standard periodic table of elements. The elements in the Chalkogene group (Group 16) are highlighted in green. These elements are Oxygen (O), Sulfur (S), Selenium (Se), and Tellurium (Te). Each element box includes its symbol, atomic number, and name. The group is labeled 'Chalkogene' in the caption.

Bild 4.20: Die Chalkogene

Die Gruppe der **Chalkogene** umfasst die Elemente

- Sauerstoff
- Schwefel
- Selen
- Tellur

Die Eigenschaften

Die **Elemente** Sauerstoff und Schwefel sind nicht ganz so reaktiv wie die Halogene. Einige Metalle und auch andere Stoffe reagieren dennoch mit dem in der Luft enthaltenen Sauerstoff, oder z. T. auch mit schwefelhaltigen Verbindungen. Es entstehen dabei Rost oder angelaufene Silbergegenstände.

Die Reaktionen mit elementarem Sauerstoff sind **Verbrennungen oder Oxidationen**. Sie laufen in der Regel schnell ab. Wir kennen Verbrennungsreaktionen aus dem Alltag. Weniger bekannt ist, dass das Vergilben von Papier bzw. das Rosten eines eisernen Gegenstandes genau dieselbe Reaktion ist, sozusagen eine langsame Verbrennung. Die Verbrennungsprodukte heissen **Oxide**.

Vorkommen

Das Element **Sauerstoff** existiert in elementarer Form, als zweiatomiges Molekül O_2 . Es ist ein wesentlicher Bestandteil der Luft (ca. 21 %). In einer weiteren Form, als Ozon O_3 , liegt es in sehr geringer Menge in der Luft vor, ist aber als solches ein wesentlicher Umweltfaktor beim **Ozonloch** und dem Sommersmog.

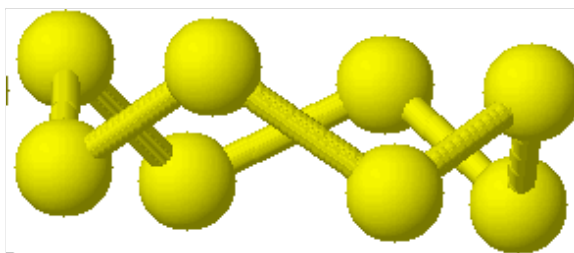


Bild 4.21: Kronenschwefel

Das Element **Schwefel** existiert in **elementarer Form** als sogenannter α - oder β -Schwefel. In diesen beiden Formen sind je acht Schwefelatome zu einem **zyklischen Molekül** - einer **Krone** - verknüpft. Die Anordnung der S_8 -Einheiten unterscheiden sich in den beiden Formen des Elements. Die Unterscheidung ist jedoch recht schwierig und gelingt meist nur mittels einer Röntgenstrukturanalyse.

Eine weitere Form des elementaren Schwefels erhält man durch Sieden von α -Schwefel und nachträglichem Abschrecken in kaltem Wasser. Es bildet sich eine gummiartige, klebrige Masse, die aus kettenförmigen Schwefeleinheiten aufgebaut ist. Die Länge der Ketten ist nicht einheitlich, wodurch das Ganze keine kristalline Form annimmt, sondern eine **amorphe** (ungeordnete, gestaltlose) Struktur behält. Diese Form des Schwefels ist ebenfalls eine **elementare Form**, der γ -Schwefel (Gummischwefel). Diese drei Erscheinungsformen sind drei **Modifikationen** des Elements Schwefel. In verschiedenen Modifikationen sind die Bausteine des Stoffes dieselben, jedoch ihre Anordnung ist verschieden. Daraus resultieren Stoffe, die chemisch identisch sind, sich jedoch in ihren physikalischen Eigenschaften unterscheiden.

Wenn von einem Stoff mehrere Modifikationen bestehen, so sind sie **energetisch immer unterschiedlich**. Das bedeutet, dass sich die verschiedenen Modifikationen eines Stoffes mit der Zeit immer in die stabilste umwandeln. Beim Element Schwefel ist der α -Schwefel die stabilste Modifikation. γ -Schwefel wandelt sich schon nach kurzer Zeit in α -Schwefel um.

Physiologische Bedeutung

Das Element **Sauerstoff** ist physiologisch von sehr grosser Bedeutung. In elementarer Form wird es durch die Atemwege

aufgenommen und zu den Zellen transportiert, wo es Reaktionen mit [Kohlenhydraten](#) und [Fetten](#) eingeht. Sauerstoff wird benötigt, um diese Stoffe zu verbrennen. Die aus diesen Reaktionen gewonnene Energie dient dem Körper zur Aufrechterhaltung der [lebensnotwendigen Funktionen](#), der Erhaltung der Körperwärme und dem Bau von [ATP](#).

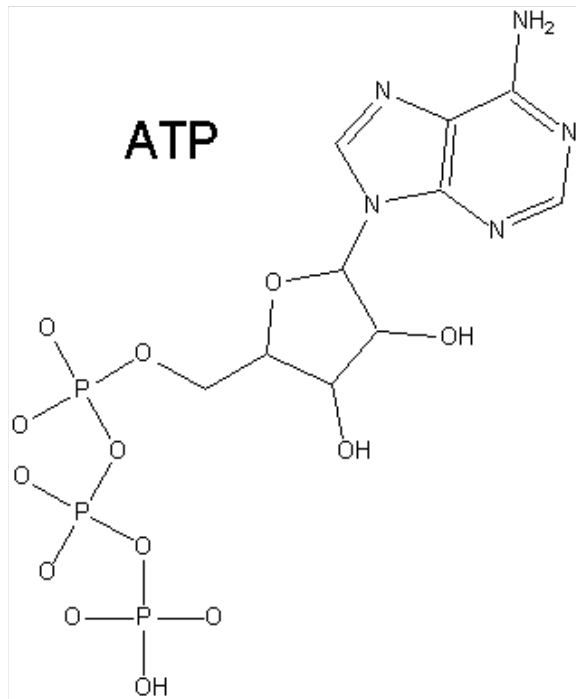


Bild 4.23: Adenosintriophosphat

Das Element **Schwefel** ist ein Bestandteil zweier Aminosäuren [Cystein](#) und [Methionin](#) und wird somit in Proteine eingebaut. Besonders die **schwefelhaltigen Aminosäuren** sind wichtig für die Struktur von Proteinen, denn nur durch sie können starke Verbindungen, [Disulfidbrücken](#), ausgebildet werden. Dadurch kann die [lebensnotwendigen Funktionen](#) Struktur von Proteinen fixiert werden.

Spezielles

Das Verbrennen von elementarem Schwefel erzeugt einen gasförmigen Stoff, Schwefeldioxid, SO_2 . Dieses Gas löst sich sehr gut in Wasser und erzeugt dabei eine [saure Lösung](#). Die Verbrennung schwefelhaltiger Verbindungen ist die Hauptursache [sauren Regens](#), welcher die Natur nachhaltig beeinflusst und Schäden an Gebäuden hervorrufen kann. Schwefelhaltige Verbindungen sind vor allem in Heiz- und Dieselloen enthalten, obwohl diese vor Gebrauch entschwefelt werden und damit der grösste Anteil entfernt wird. Mittels Nassfiltern kann bei stationären Anlagen ein grosser Teil des entstehenden SO_2 aus den Rauchgasen entfernt werden.

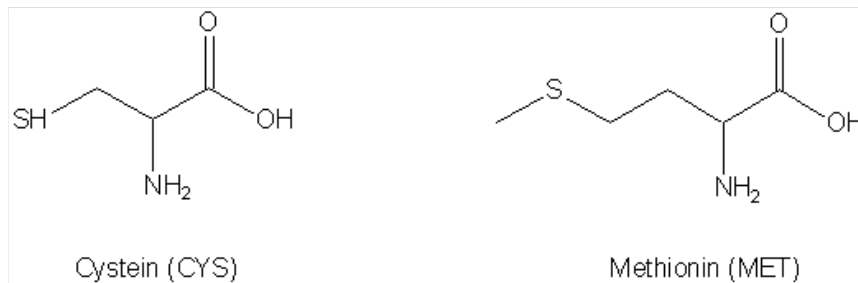


Bild 4.24: Cystein und Methionin




Bild 4.25: Dolinen von Dunmore

4.6 Die Elemente Stickstoff und Phosphor

The image shows a standard periodic table of elements. The elements Nitrogen (N) and Phosphorus (P) are highlighted in green. Nitrogen is located in group 15, period 2, and Phosphorus is in group 15, period 3. A callout box in the top right corner shows the molecular structures of Nitrogen (N₂) and Phosphorus (P₄). Nitrogen is shown as a diatomic molecule with a triple bond (N≡N), and Phosphorus is shown as a tetrahedral molecule (P₄).

Bild 4.26: Die Elemente Stickstoff und Phosphor



Die Eigenschaften

Das Element **Stickstoff**  ist im elementaren Zustand, als zweiatomiges Molekül extrem reaktionsträge. Dies ist auf die enorme **Bindungsenergie** der N-N Dreifachbindung zurückzuführen.

Die dreifach negativ geladenen Ionen N³⁻ (Nitrid) bzw. P³⁻ (Phosphid) existieren zwar, sind jedoch nicht sehr stabil. Es ist zu viel Ladung auf zu engem Raum vorhanden (hohe Ladungsdichte). Die beiden Elemente gehen deshalb fast ausschliesslich Verbindungen mit Nichtmetallen ein und bilden Moleküle.

Vorkommen

Das Element Stickstoff bildet in elementarer Form, dem zweiatomigen Molekül N₂, den grössten Anteil der Luft (ca. 78 %).

Das Element **Phosphor**  tritt in elementarer Form in verschiedenen Modifikationen auf. Sie sind nach der Farbe benannt, die die jeweilige Modifikation aufweist. So existiert roter, **weisser**, schwarzer und violetter Phosphor, um nur die wichtigsten zu nennen. Weisser Phosphor ist bei hohen Drucken und Temperaturen die stabilste Modifikation. In weissem Phosphor  sind je vier Phosphoratome tetraedisch angeordnet.

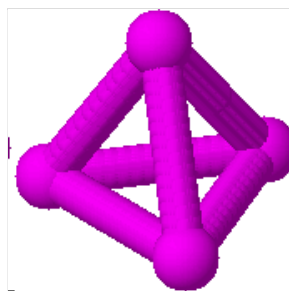


Bild 4.28: Weisser Phosphor

Physiologische Bedeutung

Das Element Stickstoff ist für einen Organismus lebensnotwendig. Es wird für den Aufbau von **Aminosäuren** und damit von **Proteinen** benötigt. Die meisten Pflanzen nehmen das Element in Form von Nitraten (NO₃⁻) oder Ammoniumverbindungen (NH₄⁺) durch die Wurzeln auf. Diese Stoffe werden dann zu Aminosäuren umgewandelt. Einige Pflanzen sind aber in der Lage den Stickstoff aus der Luft direkt zu verwerten und die Dreifachbindung zu spalten. Sie besitzen in ihren Wurzeln Wurzelknöllchen, in denen Knöllchenbakterien symbiotisch hausen. Diese Bakterien sind in der Lage mittels eines molybdänhaltigen Enzyms den Stickstoff zu binden (fixieren), zu spalten und ihn umzuwandeln.

Das Element Phosphor ist ebenfalls lebensnotwendig. Phosphate sind praktisch im ganzen Körper anzutreffen, sei es als Calciumphosphat im Zahnschmelz, als Phosphat in **Proteinen** ATP, ADP und AMP, als Phosphat in der DNS oder als Phosphatpuffer im Blut.

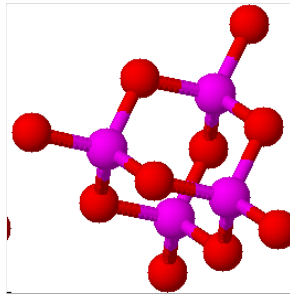


Bild 4.29: Das Verbrennungsprodukt von weissem Phosphor

Weisser Phosphor ist zwar thermodynamisch die energieärmste Modifikation des Elements bei hohen Drucken und Temperaturen, in seiner Struktur ist jedoch eine Menge Energie gespeichert. Die Ausbildung der P_4 -Tetraeder bedingt eine Restriktion des Tetraederwinkels (109.5°) der Orbitale auf 60° . Es entsteht so eine gespannte Anordnung der Verbindung, die sehr bereitwillig reagiert. Weisser Phosphor entzündet sich spontan an der Luft. Es bildet sich das Verbrennungsprodukt P_4O_{10} . Weisser Phosphor ist hochgiftig und durchdringt selbst die Haut. Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgaben 5 und 6 der [Übungsaufgaben](#).

4.7 Die Elemente Kohlenstoff und Silicium

Bild 4.30: Die Elemente Kohlenstoff und Silicium

Die Eigenschaften

Die Elemente Kohlenstoff und Silicium gehen praktisch keine Ionenbindungen ein. Die Ladungsdichten ihrer Ionen (C^{4+} , Si^{4+}) sind zu gross. Beide Elemente bilden fast ausschliesslich molekulare Stoffe, wobei Silicium sehr häufig Verbindungen mit dem Element Sauerstoff eingeht und so Silikate, Quarze bildet.

Vorkommen

Das Element Kohlenstoff existiert in mehreren Modifikationen. Die aus dem Alltag bekannteste Form ist Kohle, welche zum Teil immer noch für Heizungen verwendet wird. Kohle ist eine amorphe (strukturlose) Form des Elements Kohlenstoff. Daneben kristallisiert elementarer Kohlenstoff in drei verschiedenen Formen als

[Diamant](#),
[Graphit](#) oder
[Fulleren](#)

Diamant

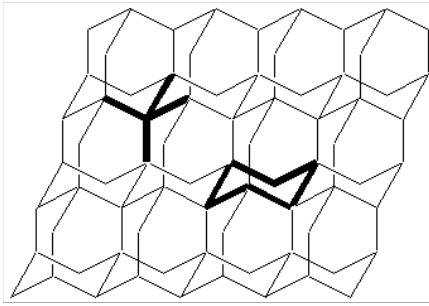


Bild 4.31: Diamant

Das Diamantgitter ist ein sehr kompaktes Gitter, das dem Stoff seine enorme Härte verleiht. [Diamanten](#) gehören zu den härtesten Stoffen auf der Erde.

Im Diamantgitter ist jedes Kohlenstoffatom tetraedrisch von vier anderen Kohlenstoffatomen umgeben. Es ergibt sich so ein dreidimensionales Netzwerk aus **verzerrten Sechsecken**. In Anlehnung an die Freizeit wird diese Anordnung der Kohlenstoffatome als **Chair-Konformation** (Liegstuhl) beschrieben.

Natürliche Diamanten dienen heute ausschliesslich Schmuckzwecken. Werkzeuge, mit denen besonders hartes Material bearbeitet werden muss, sind zum Teil mit künstlichen Diamanten oder Diamantsplittern besetzt.



Bild 4.32: Diamant

Graphit

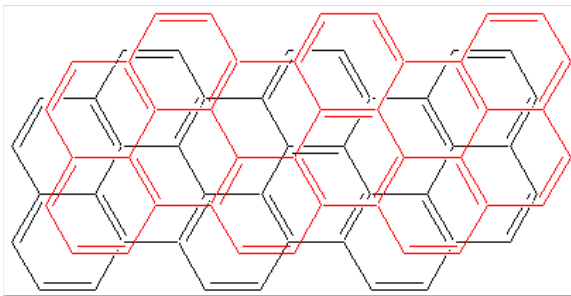


Bild 4.33: Graphit

[Graphit](#) ist ein sehr weicher, schwarz glänzender Stoff und leitet als einziges nichtmetallisches Element den elektrischen Strom. Diese Eigenschaft wird in alltäglichen Gegenständen ausgenutzt: In Elektromotoren muss der Strom auf bewegliche Teile übertragen werden, was mittels "Kohlen", Graphitstäbchen, geschieht.

Das Graphitgitter ist ein Gitter von ebenen Schichten **ebener Kohlenstoffsechsecke** (Bienenwabenstruktur). Die Bindungselektronen sind [delokalisiert](#) über eine gesamte Schicht, weshalb sie sich frei bewegen und damit den elektrischen Strom leiten können. Die einzelnen Schichten werden durch [Van-der-Waals-Kontakte](#) zusammengehalten, wodurch sie leicht gegeneinander verschiebbar sind. So kann Graphit als Schmiermittel eingesetzt oder zum Schreiben (Bleistiftminen) gebraucht werden.

Fulleren

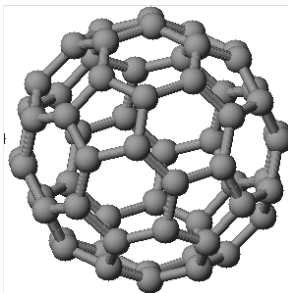



Bild 4.34: Fulleren

[Fullerene](#) sind seit 1985 bekannt. Sie wurden zufällig im Russ von Kohlenbogenlampen entdeckt. Gelöst in Benzol erzeugen sie eine charakteristisch rote Lösung.

[Fullerene](#) sind reine Kohlenstoffverbindungen, die die Form eines molekularen Fussballs besitzen. Physikalisch verhalten sie sich auch so, lassen sie sich doch deformieren und prallen elastisch von Gegenständen zurück, auf die sie geschossen wurden. Chemisch gesehen verhalten sich Fullerene ähnlich wie Graphit, sie besitzen auch ähnliche Bindungsverhältnisse.

Für die Entdeckung der Fullerene wurden [Robert F. Curl Jr.](#), Sir Harold W. Kroto und Richard E. Smalley 1996 mit dem Nobelpreis für Chemie geehrt.

Das Element [Silizium](#)  ist elektronisch dem Element Kohlenstoff ähnlich. Es bilden sich allerdings keine stabilen Silizium-Silizium-Bindungen, weshalb das Element längst nicht die Bedeutung hat wie Kohlenstoff.

Die stabilsten Bindungen, die Silizium ausbildet, sind Silizium-Sauerstoff-Bindungen. Es entstehen Silikate, die unter anderem als natürliche Stoffe, **Quarze**, **Quarzsand**, **Quarzglas** aus dem Alltag bekannt sind.

In jüngerer Zeit stieg jedoch die Nachfrage nach elementarem Silizium. Als Einkristall wird es in der Herstellung von elektronischen Kleinbauteilen (Chips) verwendet.



Bild 4.35: Ein Bergkristall

Physiologische Bedeutung

Das Element Kohlenstoff bildet quasi das Grundgerüst der "organischen Materie". [Kohlehydrate](#), Fette, [Proteine](#), Enzyme und alle anderen organischen Stoffe sind zur Hauptsache aus Kohlenstoffatomen aufgebaut.

Silizium weist ausser bei einigen speziellen Individuen, den Kieselalgen oder den Kieselchwämmen, keine wesentliche physiologische Bedeutung auf. In den genannten Fällen bilden Silikate ein Skelett.

4.8 Die Übergangsmetalle

The image displays a comprehensive periodic table of elements. The elements are color-coded by groups: s-block (pink), p-block (light blue), d-block (light green), f-block (light orange), and noble gases (light purple). A prominent diagonal line runs from the top-left (Hydrogen) to the bottom-right (Oganesson), separating the s-block from the rest of the periodic table. The table includes element symbols, atomic numbers, and names. The f-block elements (lanthanides and actinides) are shown in two rows below the main table.

Bild 4.36: Die Übergangsmetalle

Die Eigenschaften

Die Elemente

Scandium bis Zink
Yttrium bis Cadmium
Lanthan bis Quecksilber

Die Eigenschaften

Die Übergangsmetalle weisen die typischen Eigenschaften von Metallen auf:
gute thermische und elektrische Leitfähigkeit

Duktilität
Metallglanz

Die meisten Übergangsmetalle überziehen sich beim Liegenlassen mit einer Oxidschicht als Folge der langsamen Reaktion mit Luftsauerstoff und Wasser.

Vorkommen

Die Übergangsmetalle sind in der Natur in zwei verschiedenen Erscheinungsformen anzutreffen:
Edle Übergangsmetalle, **Edelmetalle**, kommen in der Natur gediegen, d. h. in elementarer Form vor, in Nuggets, Flitter, Goldadern, so z. B. Gold, Silber, Platin, Kupfer.





Bild 4.37: Ein Goldnugget

Die meisten Übergangsmetalle sind jedoch unedel. Sie reagieren leicht mit Sauerstoff und sind somit in Form von **Oxiden** vorhanden. Gesteine, deren Metalloxidgehalt hoch genug ist, damit sich die Ausbeutung lohnt, heissen **Erze**.

Gewinnung

Die Gewinnung der unedlen Übergangsmetalle hat eine grosse wirtschaftliche Bedeutung. Diese Metalle sind oft Gebrauchsmetalle in

Werkzeugen oder im Bauwesen. Eigentlich sind es chemisch gesehen einfache Prozesse, die ablaufen müssen: **Den Übergangsmetallionen im Erz müssen die fehlenden Elektronen zurückgegeben werden.** Aus technischer Sicht ist diese Aufgabe jedoch recht anspruchsvoll. Die beiden wichtigsten Verfahren, um dies herbeizuführen, sind der [Hochofenprozess](#) zur **Eisengewinnung** und die [Schmelzflusselektrolyse](#) zur **Aluminiumgewinnung**. Während im [Hochofenprozess](#)  Kohlenstoffatome als Elektronenspender dienen ist es in der [Schmelzflusselektrolyse](#)  der elektrische Strom selbst.

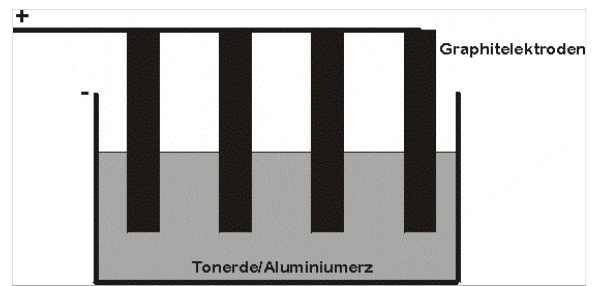



Bild 4.38: Schema der Schmelzflusselektrolyse

Physiologische Bedeutung

Die Übergangsmetalle spielen für einen Organismus eine sehr wichtige Rolle. Übergangsmetallionen bilden oft die reaktiven Zentren von [Enzymen](#) und Eiweißen, wie z. B. das Fe^{2+} -Ion im Zentrum von Hämoglobin. Abgebildet ist die [Hämgruppe](#), der zentrale Teil von [Hämoglobin](#), der für die Bindung des Sauerstoffs im Blut verantwortlich ist. Das Gebilde, welches sich um das Eisenion schmiegt, ist ein [Porphyrin](#) .

Unterbrechen Sie hier Ihre Lektüre. Lösen Sie die Aufgaben 1,2,3,4,7 und 8 der [Übungsaufgaben](#)

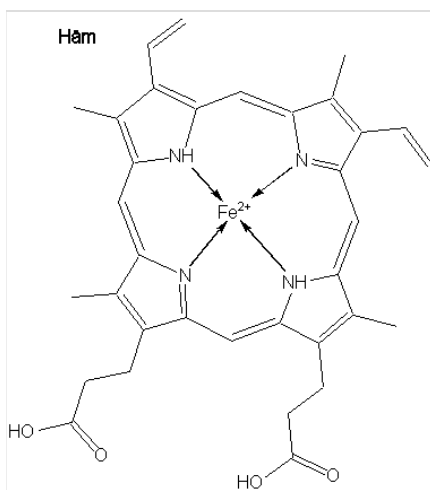


Bild 4.39: Häm

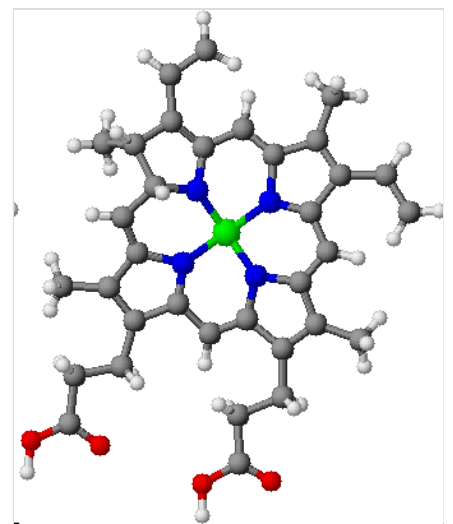


Bild 4.40: Häm

4.9 Trends im Periodensystem

Die Reaktivität der Metalle

Die Reaktivität der Metalle der 1. und 2. Gruppe im Periodensystem steigt nach unten.
Die Reaktivität der Metalle sinkt von links nach rechts im Periodensystem

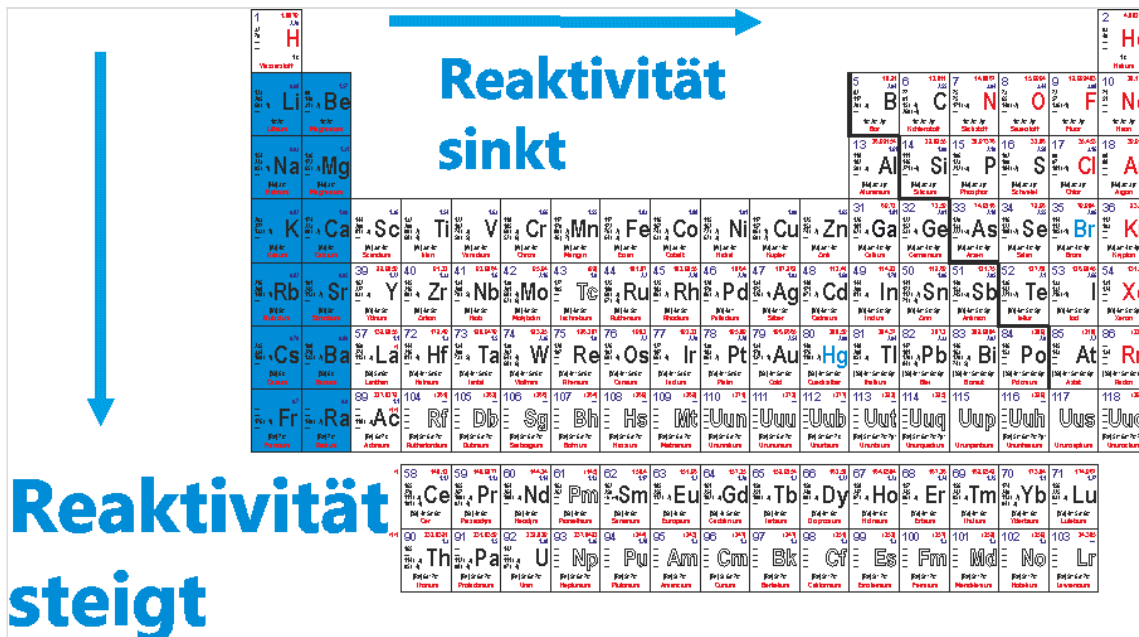


Bild 4.41: Die Reaktivität der Metalle

Die Reaktivität der Nichtmetalle

Die Reaktivität der Nichtmetalle der 6. und 7. Gruppe im Periodensystem steigt nach oben.

Die Reaktivität der Nichtmetalle sinkt von rechts nach links im Periodensystem

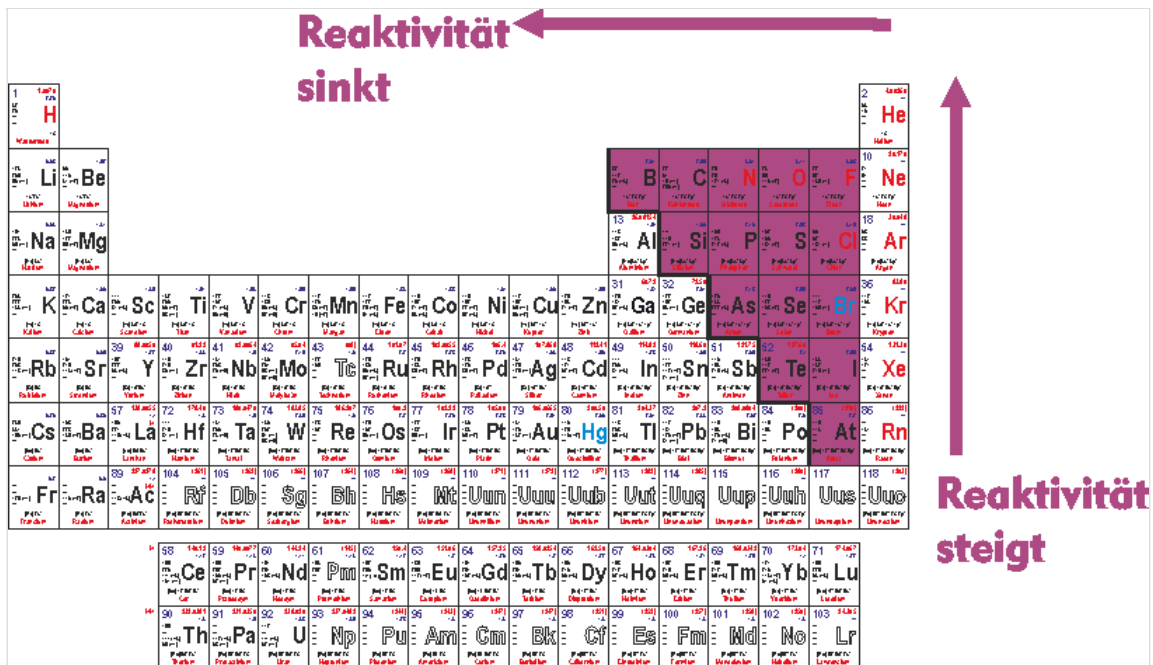


Bild 4.42: Die Reaktivität der Nichtmetalle

Die Atomradien

Die Atomradien der Elemente der ersten drei Perioden nehmen von links nach rechts ab.

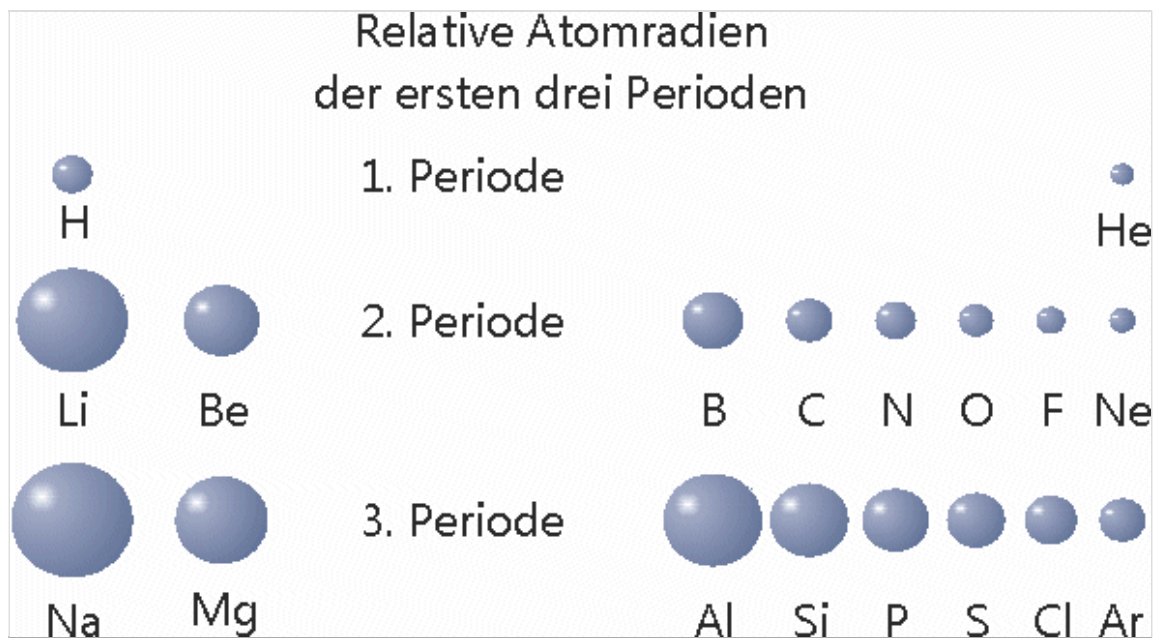


Bild 4.43: Atomradien

Atomradien

Die Atomradien der Elemente einer Gruppe nehmen von oben nach unten zu.

Relative Atomradien in ausgewählten Gruppen

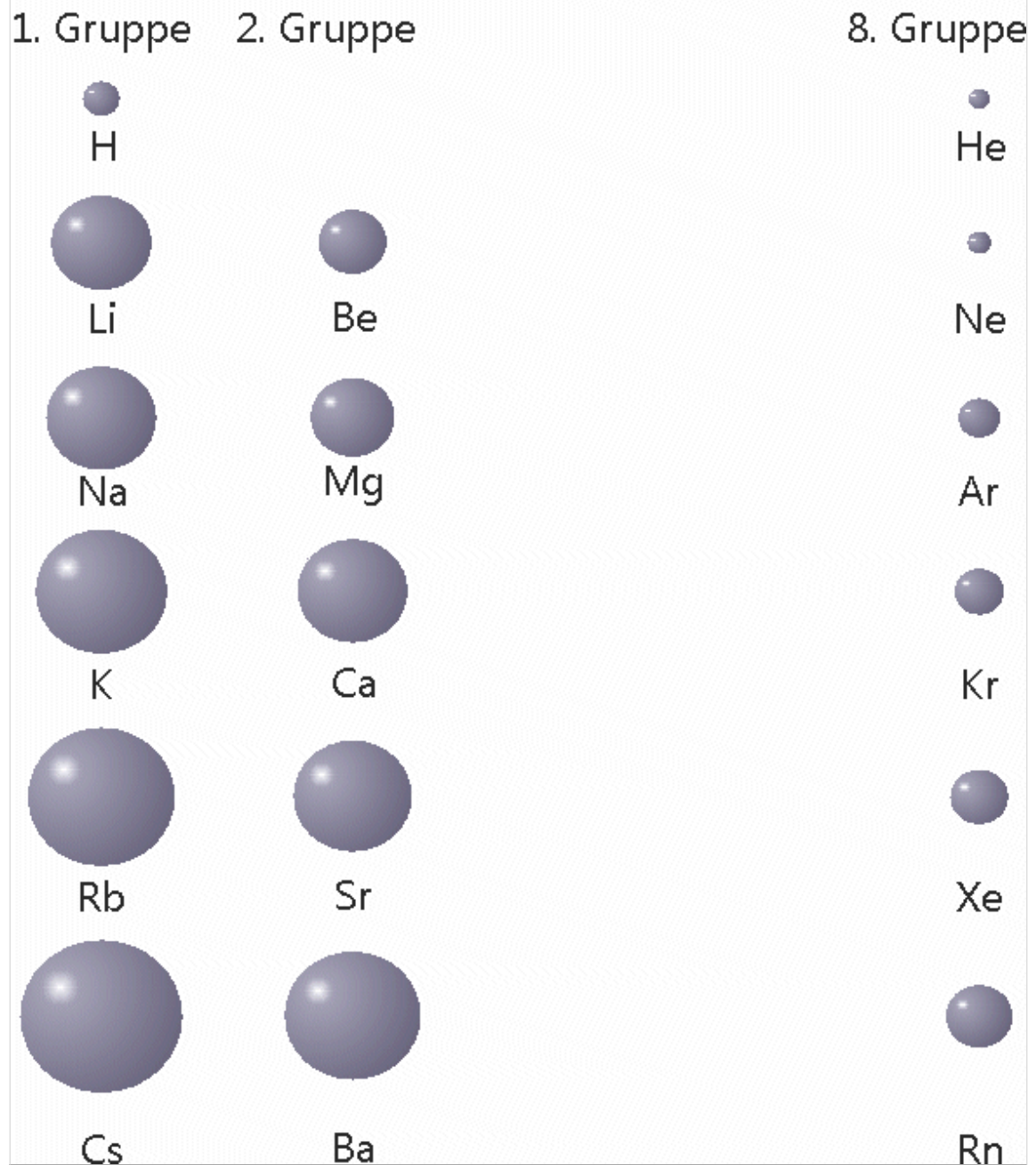




Bild 4.44: Atomradien

4.10 Übungsaufgaben

1.  Welche Elemente sind in der Natur elementar anzutreffen?
2.  Welche Elemente sind in der Natur atomar anzutreffen?
- 3.



Welches sind die beiden reaktivsten Elemente?

4.



Welche Elemente sind essentiell (lebensnotwendig)?

5.



Weshalb entzündet sich weisser Phosphor spontan an der Luft?

6.



Weshalb kann Stickstoff von den meisten Organismen nicht in elementarer Form aufgenommen werden?

7.



Welche Elemente sind am Aufbau von Skeletten und Schalen beteiligt?

8.



Warum sind Alkalimetalle giftig?

4.11 Lernkontrolle

1. Das unreaktivste Alkalimetall ist

- a) ☐ Wasserstoff
- b) ☐ Lithium
- c) ☐ Cäsium

2. Das reaktivste Metall ist

- a) ☐ Cäsium
- b) ☐ Francium
- c) ☐ Gold

3. Werden Alkalimetalle in die Flamme gebracht,

- a) ☐ senden sie Licht aus
- b) ☐ absorbieren sie Licht
- c) ☐ senden sie Schallwellen aus

4. Erdalkalimetalle sind

- a) ☐ reaktiver als Alkalimetalle
- b) ☐ unreaktiver als Alkalimetalle
- c) ☐ unreaktive Stoffe

5. In der Natur sind die Erdalkalimetalle anzutreffen als

- a) ☐ Salze
- b) ☐ Metalle
- c) ☐ Flüssigkeiten

6. Erdalkalimetalle sind beteiligt am

- a) ☐ Aufbau von Knochen und Schalen
- b) ☐ Aufbau von Nerven
- c) ☐ Aufbau von Aussenskeletten von Insekten

7. Edelgase

- a) ☐ sind sehr reaktionsfähige Elemente
- b) ☐ bilden ausschliesslich Ionenverbindungen
- c) ☐ sind sehr reaktionsträge Stoffe

8. Ein Element, das in der Natur elementar anzutreffen ist, ist

- a) ☐ Gold
- b) ☐ Chlor
- c) ☐ Magnesium

9. Ein Element, das in der Natur atomar anzutreffen ist, ist

- a) ☐ Gold
- b) ☐ Platin
- c) ☐ Argon

10. Die elementare Form von Schwefel ist

- a) ☐ ein S₂ - Molekül

- b) ☐ ein S₆ - Molekül
c) ☐ ein S₈ - Molekül

11. Halogene sind

- a) ☐ hochreaktive Elemente
b) ☐ sind in elementarer Form lebensnotwendige Elemente
c) ☐ Elemente, die ausschliesslich kovalente Bindungen ausbilden

12. Das reaktivste Nichtmetall ist

- a) ☐ Iod
b) ☐ Astat
c) ☐ Fluor

13. Weisser Phosphor

- a) ☐ entsendet im Dunkeln Licht
b) ☐ hat einen gitterartigen Aufbau
c) ☐ ist unreaktiv

14. Das Element Stickstoff ist

- a) ☐ lebensnotwendig
b) ☐ nicht lebensnotwendig
c) ☐ in elementarer Form sehr reaktiv

15. Die Reaktionen mit elementarem Sauerstoff

- a) ☐ sind Verbrennungen
b) ☐ sind unmöglich
c) ☐ spielen auf physiologischer Ebene keine Rolle

16. Elementaren Kohlenstoff findet man in der Natur

- a) ☐ als CO₂
b) ☐ als Diamant
c) ☐ nicht finden

17. Fullerene

- a) ☐ sind reine Kohlenstoffverbindungen
b) ☐ sind Bestandteile von Diamanten
c) ☐ sind Bestandteile von Graphit

18. Graphit

- a) ☐ ist extrem hart
b) ☐ leitet den elektrischen Strom
c) ☐ bildet C₆₀-Einheiten

19. Edle Übergangsmetalle findet man in der Natur

- a) ☐ in Erzen
b) ☐ als Nuggets oder Flitter
c) ☐ gar nicht

20. Beim Hochofenprozess

- a) ☐ wird Eisen aus dem Erz geschmolzen
b) ☐ wird Eisen ionisiert
c) ☐ werden Eisenionen Elektronen zugeführt

[korrigieren](#)

4.12 Literatur

Div. Autoren

Biologie heute SII

Schroedel, 1996

Div. Autoren

Römpp - Lexikon der Chemie

63 Ed., 1982

W. Asselborn, M. Jäckel, K. T. Risch
Chemie heute, Sekundarbereich II
Ausgabe 1999

W. Crutzen
Angaben an einem Vortrag, ETH, 1995

P. W. Atkins, J. A. Beran
General Chemistry 2nd Edition
Scientific American Library, 1992

P. W. Atkins, J. A. Beran
Chemie einfach alles
VCH, 1992
H. P. Latscha, H. P. Klein
Anorganische Chemie, Basiswissen
Springer, 1984

G. Anderegg
Skript zur Vorlesung Anorganische Chemie
1987

Div. Autoren
Lexikon der Naturwissenschaftler
Spektrum, 1996

R. W. Hay
Bio-inorganic Chemistry
John Wiley and Sons, 1983

4.13 Web-Links

Alkalimetalle

[Info](#) 
[Info](#) 
[Info](#) 

Flammenfärbung

[Info](#) 

Johann Jakob Balmer

[Biographie](#) 

Erdalkalimetalle

[Info](#) 
[Info](#) 

Chlorophyll

[Info](#) 

Edelgase

[Info](#) 
[Info](#) 

Halogene

[Info](#) 
[Info](#) 
[Iod](#) 

Chalkogene

[Info](#) 

Sauerstoff

[Info](#) 

Schwefel, saurer Regen

[Info](#) 
[Info](#) 
[Saurer Regen](#) 
[Saurer Regen](#) 

Stickstoff

[Info](#) 
[Info](#) 

Phosphor

[Info](#) 
[Info](#) 
[Info](#) 

Diamant

[Info](#) 
[Info](#) 
[Info](#) 

Graphit

[Info](#) 
[Info](#) 

Fulleren

[Info](#) 
[Info](#) 

Silicium

[Info](#) 
[Info](#) 

Hochofenprozess

[Info](#) 
[Info](#) 

Info 

Schmelzflusselektrolyse

Info 

Info 

Info 

Info 