

# 1.5. Das Periodensystem der Elemente (PSE)

## 1.5.1 Aufbau des PSE

### Perioden und Gruppen

- **Perioden** = \_\_\_\_\_
- **Gruppen** = \_\_\_\_\_
- **Gruppen-Nr** = Zahl der \_\_\_\_\_
- **Hauptgruppenelemente**: Auffüllung der \_\_\_ - und \_\_\_ -Orbitale
- **Nebengruppenelemente**: Auffüllung der \_\_\_ -Orbitale
- **Lanthanide und Actinide**: Auffüllung der \_\_\_ -Orbitale

### Atomradien

**Atomrumpf** = Atom ohne Außenelektronen

**effektive Kernladung**  $\approx$  Anziehungskraft auf Außenelektronen

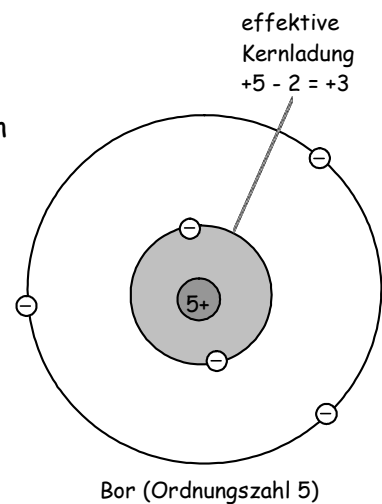
- = Ladung des \_\_\_\_\_
- = Zahl der \_\_\_\_\_
- = Gruppen-Nr

Zunahme der Atomradien von \_\_\_\_\_ nach \_\_\_\_\_

aufgrund neuer \_\_\_\_\_

Abnahme der Atomradien von \_\_\_\_\_ nach \_\_\_\_\_

durch wachsende \_\_\_\_\_



### Elektronegativität (EN)

Die EN ist ein Maß für die Fähigkeit des Atoms, \_\_\_\_\_.

Je \_\_\_\_\_ der Atomradius, desto \_\_\_\_\_ die EN.

Je \_\_\_\_\_ die Ionisierungsenergie, desto \_\_\_\_\_ die EN.

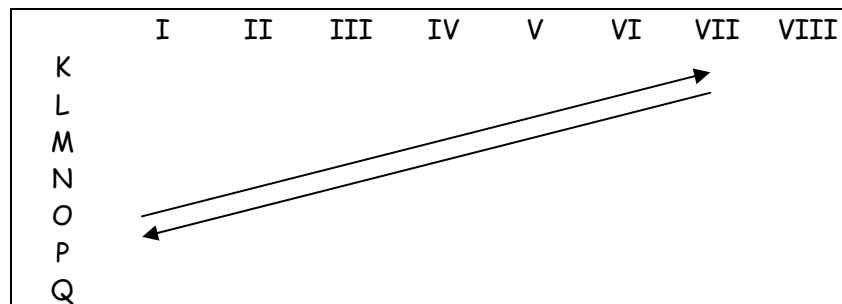
### Metalle und Nichtmetalle im PSE

- **Metalle** sind (außer \_\_\_) **feste**, \_\_\_\_\_ und \_\_\_\_\_ Stoffe mit \_\_\_\_\_ Leitfähigkeiten für den elektrischen Strom und Wärme.

- **Nichtmetalle** sind **flüchtige**, im festen Zustand \_\_\_\_\_ Stoffe, mit \_\_\_\_\_ Strom- und Wärmeleitfähigkeiten. Es gibt nur ca. \_\_\_\_ Nichtmetalle, die alle in der \_\_\_\_\_ Ecke des PSE stehen. Der Metallcharakter nimmt nach \_\_\_\_\_ hin zu.
- **Halbmetalle** stehen im PSE und hinsichtlich ihrer Eigenschaften zwischen \_\_\_\_\_ und \_\_\_\_\_. Sie sind als elektrische \_\_\_\_\_ technisch von Bedeutung, da ihre Leitfähigkeit im Gegensatz zu den Metallen mit steigender Temperatur \_\_\_\_nimmt.

### Allgemeine Trends im PSE

Beschrifte die Pfeile für zunehmende Tendenz hinsichtlich Atomradius, Ionisierungsenergie, Elektronegativität und Metallcharakter



### 1.5.2. Die 8. Hauptgruppe (Edelgase)

Name	Bedeutung
<b>Helium He</b> (griech. ηλιοζ = Sonne)	Helium wurde zuerst bei der Sonnenfinsternis im Jahr 1868 im <b>Spektrum</b> der Sonne nachgewiesen und erst danach auf der Erde untersucht. Verwendung als _____, da im Gegensatz zu H <sub>2</sub> <b>unbrennbar</b> .
<b>Neon Ne</b> (griech. νεον = neu)	
<b>Argon Ar</b> (griech. αργον = _____)	
<b>Krypton Kr</b> (griech. κρυπτον = verborgen)	
<b>Xenon Xe</b> (griech ξενον = fremd)	
<b>Radon Rn</b> (lat. radius = Strahl)	Radon ist <b>radioaktiv</b> , entsteht aus natürlich im Gestein vorkommenden <b>Radium</b> durch α-Zerfall.

- **Eigenschaften:** Alle sind äußerst \_\_\_\_\_, \_\_\_\_\_- und \_\_\_\_\_lose **Gase**, die in Form \_\_\_\_\_ **Atome** auftreten.
- **Gewinnung:** Durch \_\_\_\_\_ flüssiger Luft nach dem Linde-Verfahren seit ca. 1890.

#### Zusammensetzung der Luft:

Bestandteil	N <sub>2</sub>	O <sub>2</sub>	Ar	CO <sub>2</sub>	Ne	He	Kr
Volumenanteil in %							
Siedepunkt in °C							

#### Die Edelgasregel

Die Edelgase gehen kaum \_\_\_\_\_ ein und zeigen in ihrer Periode jeweils die höchsten \_\_\_\_\_. Ihre Elektronenkonfiguration mit jeweils \_\_\_\_ Außenelektronen (voll besetzte \_\_\_\_- und \_\_\_\_-Unterniveaux) ist offensichtlich besonders stabil. (**Edelgaskonfiguration**).

Die übrigen Atome versuchen die Edelgaskonfiguration zu erreichen, indem sie \_\_\_\_\_ mit anderen Atomen austauschen.

#### 1.5.3. Die 7. Hauptgruppe (Halogene = \_\_\_\_\_)

Namen	Eigenschaften
<b>Fluor F<sub>2</sub></b> (lat. fluor = fließend)	Farbloses, extrem ätzendes und giftiges <b>Gas</b> . <b>Flußspat</b> Calciumfluorid CaF <sub>2</sub> wurde als Flußmittel zur <b>Schmelzpunkterniedrigung</b> bei der <b>Erzschmelze</b> verwendet
<b>Chlor Cl<sub>2</sub></b> (griech. χλωροζ = _____)	
<b>Brom Br<sub>2</sub></b> (griech. βρωμοζ = _____)	
<b>Iod I<sub>2</sub></b> (griech. ιωδηζ = _____)	
<b>Astat At</b> (griech. αστατοζ = instabil)	kommt in der Natur nicht vor, da alle Isotope <b>radioaktiv</b> mit sehr kurzen Halbwertszeiten sind

#### Tendenzen innerhalb der Gruppe

Ordne die folgenden Begriffen der abnehmenden oder zunehmenden Tendenz zu: *Atomradius, Ionisierungsenergie, Elektronegativität, Dichte, Siedepunkt, Reaktivität:*

F <sub>2</sub>		
Cl <sub>2</sub>		
Br <sub>2</sub>		
I <sub>2</sub>	↓ nehmen	↓ nehmen
At	↓ zu	↓ ab

### Eigenschaften:

- Die Elemente der 7. Hauptgruppe sind typische **Nichtmetalle**. Sie sind sehr \_\_\_\_\_, zeigen kaum elektrische Leitfähigkeit und bilden **zweiatomige** \_\_\_\_\_.
- Mit **Metallen** reagieren sie unter Bildung von \_\_\_\_\_.
- Die Halogene suchen die **Edelgaskonfiguration** durch \_\_\_\_\_ **eines Elektrons** zu erreichen.
- Entsprechend der Zunahme der **Atomradien** nehmen die **Reaktivität** und der ausgeprägte **Nichtmetallcharakter** von oben nach unten \_\_\_\_.
- **Alle Halogene** werden in großem Maßstab für die Herstellung von Kunststoffen und Medikamenten eingesetzt. \_\_\_\_\_ (Schwimmbad, WC-Reiniger) und \_\_\_\_\_ (Wunddesinfektion) werden als Desinfektionsmittel verwendet.

### Nachweise der Halogenid-Ionen:

Alle \_\_\_\_\_ X<sup>-</sup> bilden **schwerlösliche Silbersalze**: Gibt man eine **Silbernitrat** (AgNO<sub>3</sub>)-Lösung zu einer halogenidhaltigen Lösung, so erhält man \_\_\_\_\_ bis \_\_\_\_\_ **Niederschläge** von **Silberhalogeniden** Ag<sup>+</sup>X<sup>-</sup>.

### Physiologische Bedeutung der Halogenid-Ionen

- **Fluorid-Ionen** F<sup>-</sup> (tödlich 2 g/nötig 1 mg) sind in **schwarzem Tee**, **Seefisch** und **Vollkornprodukten** enthalten und werden für den Aufbau des **Zahnschmelzes** benötigt.
- **Chlorid-Ionen** Cl<sup>-</sup> (120 g im Körper, 0,1 mol/l im Blut, Tagesbedarf 4 g) dienen zur Aufrechterhaltung der **Gewebespannung** (osmotischer Druck) und der Erregbarkeit von **Muskeln** und **Nerven** (elektrochemisches Potential) sowie der **Salzsäureversorgung** des **Magens**.
- **Iodid-Ionen** I<sup>-</sup> (50 mg/0,2 mg) sind außer in Iodsalz in **Seefisch** und **Milch** enthalten und dienen zum Aufbau der **Schilddrüsenhormone** Thyroxin und Triiodthyronin, die den Zellstoffwechsel steuern

### 1.5.4. Die 1. Hauptgruppe (Alkalimetalle)

Name	Vorkommen
<b>Lithium Li</b> (griech. λιθοζ = Stein) Na und K wurden in Pflanzen entdeckt!	<b>Spodumen</b> Lithium-Aluminium-Silicat $\text{LiAlSi}_2\text{O}_6$
<b>Natrium Na</b> (engl. <b>sodium</b> ) (ägypt. <b>neter</b> = _____)	<b>Steinsalz</b> Natriumchlorid $\text{NaCl}$ <b>Soda</b> Natriumcarbonat $\text{Na}_2\text{CO}_3$
<b>Kalium K</b> (engl. <b>potassium</b> ) (arab. <b>alkalja</b> = _____)	<b>Sylvin</b> Kaliumchlorid $\text{KCl}$ <b>Salpeter</b> Kaliumnitrat $\text{KNO}_3$ aus Pottasche
<b>Rubidium Rb</b> (lat. <b>rubidus</b> = rot) nach der intensivsten Spektrallinie	Begleiter von Li in Silicaten, Rubin $\text{Al}_2\text{O}_3$ mit $\text{Cr}^{3+}$ enthält kein Rb!
<b>Cäsium Cs</b> lat. <b>cäsius</b> = himmelblau nach der intensivsten Spektrallinie	Begleiter von Li in Silicaten

#### Allgemeine Tendenzen innerhalb der Gruppe

Ordne die folgenden Begriffen der abnehmenden oder zunehmenden Tendenz zu: Atomradius, Ionisierungsenergie, Elektronegativität, Dichte, Siedepunkt, Reaktivität:

Li		
Na		
K		
Rb	↓ nehmen	↓ nehmen
Cs	↓ zu	↓ ab

#### Eigenschaften

- Alle Alkalimetalle sind \_\_\_\_\_, \_\_\_\_\_ und \_\_\_\_\_ leitfähig, also typische \_\_\_\_\_
- Alkalimetalle reagieren mit **Sauerstoff** zu **Metalloxiden**:  $\_ \text{Na} + \text{O}_2 \rightarrow \_$
- Alkalimetalle reagieren mit **Wasser** zu **Laugen**:  $\_ \text{Na} + \_ \text{H}_2\text{O} \rightarrow \_ + \_ + \_$  (Nachweis durch \_\_\_\_\_ und \_\_\_\_\_)
- Die Alkalimetalle suchen die **Edelgaskonfiguration** durch \_\_\_\_\_ eines Elektrons zu erreichen.
- Wegen der \_\_\_\_\_ der Ionisierungsenergie nimmt die Heftigkeit der Reaktionen von oben nach unten \_\_\_\_\_.

## Nachweis der Metallionen

Flammenfarben: Li \_\_\_\_\_, Na \_\_\_\_\_, K \_\_\_\_\_, Rubidium \_\_\_\_\_, Cs \_\_\_\_\_

## Verwendung

1. Li in \_\_\_\_\_
2. Natriumhydroxid NaOH als \_\_\_\_\_ zur Neutralisierung von Säuren
3. Natriumchlorid NaCl als \_\_\_\_\_
4. Natriumcarbonat  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (\_\_\_\_\_) für die Schmelzpunktniedrigung bei der Glasherstellung

## Physiologische Bedeutung der Metallionen

- $\text{Na}^+$  (tödlich 70g bzw. 160 mmol/l → Wasserentzug der Nervenzellen/notwendig 2g bzw. 140 mmol/l im Blut und 10 mmol/l im Cytoplasma) ist für die Aufrechterhaltung des osmotischen Druckes in den Zellen und vor allem in den Blutgefäßen verantwortlich, das es viel Wasser binden kann. Zuviel Salz (Kochsalz = Natriumchlorid) in der Nahrung kann zu erhöhtem Blutdruck führen.
- $\text{K}^+$  (tödlich 5 g bzw. 8 mmol/l im Blut → Herzrhythmusstörungen/notwendig 4 mmol/l im Blut und 140 mmol/l im Cytoplasma) ist für die elektrische Reizleitung in den Nervenbahnen notwendig. Kaliummangel kann daher zu Muskelschwäche, Darmträgheit und sogar Störungen der Herzrhythmus führen.  $\text{K}^+$  wirkt in mancher Hinsicht als Gegenspieler von  $\text{Na}^+$ .

## 1.5.5. Die 2. Hauptgruppe (Erdalkalimetalle)

Name	Vorkommen
<b>Beryllium Be</b>	In den Halbedelsteinen <b>Beryll</b> , <b>Smaragd</b> und <b>Aquamarin</b>
<b>Magnesium Mg</b>	In den Mineralien <b>Asbest</b> und <b>Talk</b> , die in der Region <b>Magnesia</b> /Thessalien abgebaut wurden
<b>Calcium Ca</b> (lat. calx = Kalkstein)	<b>Kalkstein/Kreide/Marmor</b> = <b>Calciumcarbonat</b> $\text{CaCO}_3$ , <b>Gips</b> = <b>Calciumsulfat</b> $\text{CaSO}_4$
<b>Strontium Sr</b> (nach dem Fundort <b>Strontian</b> in Schottland)	<b>Strontianin</b> = Strontiumcarbonat $\text{SrCO}_3$ , <b>Zölestin</b> = Strontiumsulfat $\text{SrSO}_4$
<b>Barium Ba</b> (griech βαρυς = schwer)	<b>Baryt</b> = <b>Schwerspat</b> = Bariumsulfat $\text{BaSO}_4$
<b>Radium Ra</b> (lat radius = Strahl)	radioaktiv mit Halbwertszeit 1600 Jahre

### Allgemeine Tendenzen innerhalb der Gruppe

Ordne die folgenden Begriffe der abnehmenden oder zunehmenden Tendenz zu: Atomradius, Ionisierungsenergie, Elektronegativität, Dichte, Siedepunkt, Reaktivität:

Be			
Mg			
Ca			
Sr	↓	nehmen	↓
Ba	↓	zu	↓
			ab

### Eigenschaften

- Alle Erdalkalimetalle sind \_\_\_\_\_, \_\_\_\_\_ und \_\_\_\_\_ leitfähig, also typische \_\_\_\_\_
- Die Erdalkalimetalle reagieren mit **Sauerstoff** zu \_\_\_\_\_:  
 $\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CaO}$
- Die Erdalkalimetalle reagieren mit **Wasser** zu \_\_\_\_\_:  
 $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2$
- Da für das Erreichen der stabilen Edelgasschale \_\_\_\_\_ **Elektronen** abgegeben werden müssen, ist die Reaktivität insgesamt \_\_\_\_\_ als bei den Alkalimetallen.
- Wegen der \_\_\_\_\_ der Ionisierungsenergie nimmt die Heftigkeit der Reaktionen von oben nach unten \_\_\_\_\_: Be und Mg sind infolge Bildung einer sehr stabilen, luftdichten Oxidschicht (**Passivierung**) an der Luft beständig, Ca, Sr und Ra müssen vor Luft und Wasser geschützt werden

### Nachweis der Metallionen

- **Flammenfarben:** Ca \_\_\_\_\_, Ba \_\_\_\_\_, Sr \_\_\_\_\_
- **Schwerlösliche Sulfate und Carbonate:** Gibt man zu einer  $\text{Ca}^{2+}$ -oder  $\text{Ba}^{2+}$ -haltigen Lösung Sulfat-Ionen  $\text{SO}_4^{2-}$  oder Carbonat-Ionen  $\text{CO}_3^{2-}$ , so erhält man \_\_\_\_\_ Niederschläge der entsprechenden Salze:

+	Sulfat $\text{SO}_4^{2-}$	Carbonat $\text{CO}_3^{2-}$
$\text{Ca}^{2+}$	Calciumsulfat $\text{CaSO}_4$ (_____)	Calciumcarbonat $\text{CaCO}_3$ (_____)
$\text{Ba}^{2+}$	Bariumsulfat $\text{BaSO}_4$ (_____)	Bariumcarbonat $\text{BaCO}_3$

## Verwendung von Kalk

Kalk ist der mengenmäßig am häufigsten hergestellte Stoff der Erde. Jährlich werden ca. 1 Milliarde Tonnen produziert.

1. Kalkmörtel
2. Bei der **Stahlherstellung** zur Bindung von Verunreinigungen in der Schmelze
3. Bei der **Zuckerherstellung** zur Bindung von Verunreinigungen in der Lösung
4. In **Glas** (bis zu 12 %) als Füllmittel zur Erhöhung der Festigkeit und Dichte
5. In **Papier** (bis zu 15 %) als Füllmittel zur Erhöhung der Festigkeit und Dichte.

## Herstellung von Kalkmörtel

1. **Brennen** von natürlichem Kalk in Drehrohröfen bei 1000°C:



2. **Löschen** des gebrannten Kalkes auf der Baustelle:

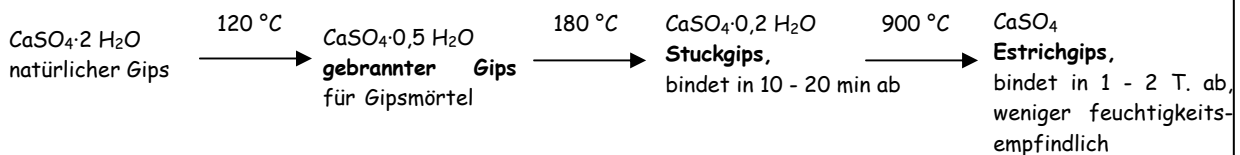


3. **Trocknen** des gelöschten Kalkmörtels an der Luft:



**Kalkmörtel** ist **nicht wasserbeständig** und wird heute nur noch in **Innenräumen** verwendet.

## Herstellung von Gipsmörtel



**Gipsmörtel** ist ebenfalls **nicht wasserbeständig**, während **Zement** (Herstellung durch Brennen eines Gemisches aus Kalkstein und Ton bei 1500°C) auch **unter Wasser** abbindet.

## Physiologische Bedeutung der Metallionen:

- **Be<sup>2+</sup>** ist stark **giftig**, da es im Körper anstelle von **Mg<sup>2+</sup>** in lebenswichtige **Enzyme** eingebaut wird, die dadurch ihre Wirkung verlieren.
- **Mg<sup>2+</sup>** (30g/0,3g) dient zur Aktivierung vieler Stoffwechselfvorgänge im Körper, z.B. zur Aktivierung der Isocitrat-Dehydrogenase im **Citrat-Zyklus** und zur Koordination von **ATP** (liegt fast immer als **Mg<sup>2+</sup>-Komplex** vor). **Mg<sup>2+</sup>-Mangel** führt u.a. zu Krampfneigung und Übererregbarkeit der Nerven. **Mg<sup>2+</sup>** ist zentraler Bestandteil des grünen Pflanzenfarbstoffes **Chlorophyll**.
- **Ca<sup>2+</sup>** (1000g/1,2g) ist in Form von **Apatit (Calciumphosphat) Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>** der wichtigste Baustoff für **Knochen** und **Zähne**. **Ca<sup>2+</sup>-Mangel** führt zu Knochenerweichung (**Rachitis** bei Kindern, **Osteoporose** bei älteren Frauen).

# 1.5. Das Periodensystem der Elemente (PSE)

## 1.5.1 Aufbau des PSE

### Perioden und Gruppen

- **Perioden** = Zeilen
- **Gruppen** = Spalten
- **Gruppen-Nr** = Zahl der Außenelektronen
- **Hauptgruppenelemente:** Auffüllung der s- und p-Orbitale
- **Nebengruppenelemente:** Auffüllung der d-Orbitale
- **Lanthanide und Actinide:** Auffüllung der f-Orbitale

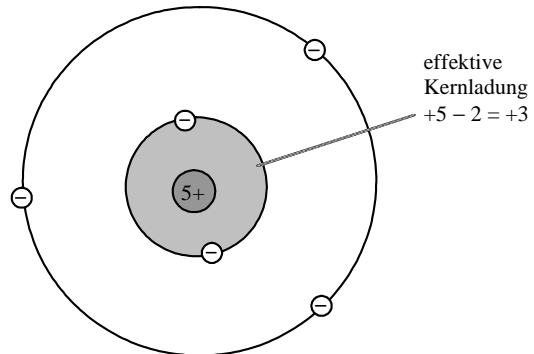
### Atomradien

**Atomrumpf** = Atom ohne Außenelektronen

**effektive Kernladung**  $\approx$  Anziehungskraft auf die Außenelektronen  
 = Ladung des Atomrumpfes  
 = Zahl der Außenelektronen  
 = Gruppen-Nr

**Zunahme der Atomradien von oben nach unten aufgrund neuer Schalen**

**Abnahme der Atomradien von links nach rechts durch wachsende effektive Kernladung**



Bor (Ordnungszahl 5)

Elemente I S. 176 lesen und Lücken füllen

### Elektronegativität (EN)

Die EN ist ein Maß für die Fähigkeit des Atoms, Elektronen in Verbindungen an sich zu ziehen. Sie verläuft ähnlich wie die **Ionisierungsenergie** und entgegengesetzt zu den Atomradien im PSE.

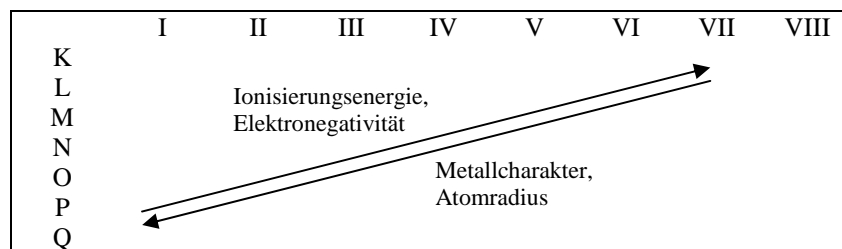
Metalle Li, Na, Mg, Fe, Cu und Nichtmetalle S, P, C O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, vergleichen

### Metalle und Nichtmetalle im PSE

- **Metalle** sind (außer Hg) feste, biegsame und glänzende Stoffe, die hohe Leitfähigkeiten für den elektrischen Strom und Wärme zeigen.
- **Nichtmetalle** sind flüchtige, im festen Zustand spröde Stoffe, die nur geringe Strom- und Wärmeleitfähigkeiten zeigen. Es gibt nur ca. 20 Nichtmetalle, die alle in der rechten oberen Ecke des PSE stehen. Der Metallcharakter nimmt nach links unten hin zu.
- **Halbmetalle** stehen im PSE und hinsichtlich ihrer Eigenschaften zwischen Metallen und Nichtmetallen. Sie sind als elektrische **Halbleiter** technisch von Bedeutung, da ihre Leitfähigkeit im Gegensatz zu den Metallen mit steigender Temperatur zunimmt.

Halbmetalltreppe im PSE eintragen

### Allgemeine Trends im PSE



Übungen: Aufgaben zum Periodensystem Nr. 1 und 2

### 1.5.2. Die 8. Hauptgruppe (Edelgase)

Film über Edelgase (und Nebengruppenelemente), Elemente I S. 126 lesen und Lücken füllen

Name	Bedeutung
<b>Helium He</b> (griech. $\eta\lambda\iota\omicron\zeta$ = Sonne)	Helium wurde zuerst bei der Sonnenfinsternis im Jahr 1868 im <b>Spektrum</b> der Sonne nachgewiesen und erst danach auf der Erde untersucht. Verwendung als <b>Traggas</b> , da im Gegensatz zu $H_2$ <b>unbrennbar</b> .
<b>Neon Ne</b> (griech. $\nu\epsilon\omicron\nu$ = neu)	<b>Leuchtgas</b>
<b>Argon Ar</b> (griech. $\alpha\rho\gamma\omicron\nu$ = träge)	<b>Schutzgas</b> beim Schweißen, <b>Leuchtgas</b> ua. für Laser
<b>Krypton Kr</b> (griech. $\kappa\rho\nu\pi\tau\omicron\nu$ = verborgen)	<b>Leuchtgas</b>
<b>Xenon Xe</b> (griech. $\xi\epsilon\nu\omicron\nu$ = fremd)	<b>Leuchtgas</b>
<b>Radon Rn</b> (lat. <b>radius</b> = Strahl)	Radon ist <b>radioaktiv</b> , entsteht aus natürlich im Gestein vorkommenden <b>Radium</b> durch $\alpha$ -Zerfall.

- **Eigenschaften:** Alle sind äußerst reaktionsträge, farb- und geruchlose **Gase**, die in Form **einzelner Atome** auftreten.
- **Gewinnung:** Durch Destillation flüssiger Luft nach dem Linde-Verfahren seit ca. 1890.

**Zusammensetzung der Luft:** (Buch S.83- 84 und S. 126)

Bestandteil	$N_2$	$O_2$	Ar	$CO_2$	Ne	He	Kr
<b>Volumenanteil in %</b>	78,08	20,95	0,93	0,038	0,016	0,005	0,001
<b>Siedepunkt in °C</b>	-196	-183	-186	-78	-246	-269	-153

Übungen: Aufgaben zum Periodensystem Nr. 3

#### Die Edelgasregel

Die Edelgase gehen kaum Verbindungen ein und zeigen in ihrer Periode jeweils die höchsten Ionisierungsenergien. Ihre Elektronenkonfiguration mit jeweils 8 Außenelektronen (voll besetzte s- und p-Unterniveaux) ist offensichtlich besonders stabil. (**Edelgaskonfiguration**).

Die übrigen Atome versuchen die Edelgaskonfiguration zu erreichen, indem sie Elektronen mit anderen Atomen austauschen.

Übungen: Aufgaben zum Periodensystem Nr. 4 - 6

### 1.5.3. Die 7. Hauptgruppe (Halogene = Salzbildner)

Aggregatzustände, Farbe, Bleichwirkung mit Blüten, Reaktion mit Eisenwolle, Elemente I S. 144 – 145

Namen	Eigenschaften
<b>Fluor <math>F_2</math></b> (lat. <b>fluor</b> = fließend)	Farbloses, extrem ätzendes und giftiges <b>Gas</b> . <b>Flußspat</b> Calciumfluorid $CaF_2$ wurde als Flußmittel zur <b>Schmelzpunkterniedrigung</b> bei der <b>Erzschmelze</b> verwendet
<b>Chlor <math>Cl_2</math></b> (griech. $\chi\lambda\omega\rho\omicron\zeta$ = gelbgrün)	Grünlich-gelbes ätzenden und giftiges <b>Gas</b>
<b>Brom <math>Br_2</math></b> (griech. $\beta\rho\rho\mu\omicron\zeta$ = Gestank)	rotbraune, leichtflüchtige ätzende und giftige <b>Flüssigkeit</b>
<b>Iod <math>I_2</math></b> (griech. $\iota\omicron\delta\eta\zeta$ = veilchenfarbig)	ein violetter, leichtflüchtiger (Sublimation!) schwach ätzender und giftiger <b>Feststoff</b>
<b>Astat At</b> (griech. $\alpha\sigma\tau\alpha\tau\omicron\zeta$ = instabil)	kommt in der Natur nicht vor, da alle Isotope <b>radioaktiv</b> mit sehr kurzen Halbwertszeiten sind

**Tendenzen innerhalb der Gruppe** (Cu-Blech in  $Cl_2$ ,  $Br_2$   $I_2$  – Dampf tauchen)

F	Atomradius	Ionisierungsenergie
Cl	Dichte und Sp	Elektronegativität
Br		Reaktivität
I	↓ nehmen	↓ nehmen
At	↓ zu	↓ ab

**Eigenschaften:**

- Die Elemente der 7. Hauptgruppe sind typische **Nichtmetalle**. Sie sind sehr flüchtig, zeigen kaum elektrische Leitfähigkeit und bilden **zweiatomige Moleküle**.
- Mit **Metallen** reagieren sie unter Bildung von **Salzen**.
- Die Halogene suchen die **Edelgaskonfiguration** durch **Aufnahme eines Elektrons** zu erreichen.
- Entsprechend der Zunahme der **Atomradien** nehmen die **Reaktivität** und der ausgeprägte **Nichtmetallcharakter** von oben nach unten **ab**.
- **Alle Halogene** werden in großem Maßstab für die Herstellung von Kunststoffen und Medikamenten eingesetzt. **Chlor** (Schwimmbad, WC-Reiniger) und **Iod** (Wunddesinfektion) werden als Desinfektionsmittel verwendet.

Elemente I S. 147 Versuch A3 (Nachweis von Halogenid-Ionen mit Silbernitrat)

**Nachweise der Halogenid-Ionen:**

Alle Halogenidionen  $X^-$  bilden **schwerlösliche Silbersalze**: Gibt man eine **Silbernitrat** ( $AgNO_3$ )-Lösung zu einer halogenidhaltigen Lösung, so erhält man **weißliche bis gelbe Niederschläge** von **Silberhalogeniden**  $AgX$ .

**Physiologische Bedeutung der Halogenid-Ionen**

- **Fluorid-Ionen**  $F^-$  (tödlich 2 g/nötig 1 mg) sind in schwarzem Tee, Seefisch und Vollkornprodukten enthalten und werden für den Aufbau des Zahnschmelzes benötigt.
- **Chlorid-Ionen**  $Cl^-$  (120 g im Körper, 0,1 mol/l im Blut, Tagesbedarf 4g) dienen zur Aufrechterhaltung der Gewebespannung (**osmotischer Druck**) und der Erregbarkeit von Muskeln und Nerven (**elektrochemisches Potential**) sowie der Salzsäureversorgung des Magens.
- **Iodid-Ionen**  $I^-$  (50 mg/0,2 mg) sind außer in Iodsalz in Seefisch und Milch enthalten und dienen zum Aufbau der Schilddrüsenhormone Thyroxin und Triiodthyronin, die den Zellstoffwechsel steuern

Übungen: Aufgaben zum Periodensystem Nr. 7  
Reaktivität der Halogene

**1.5.4. Die 1. Hauptgruppe (Alkalimetalle)**

Li, Na und K vorstellen Fehlen von Rb und Cs aufgrund ihrer Reaktivität, Elemente I S. 125 (neter und alkalja)

Name	Vorkommen
<b>Lithium Li</b> (griech. $\lambda\theta\omicron\zeta$ = Stein) Na und K wurden in Pflanzen entdeckt!	<b>Spodumen</b> Lithium-Aluminium-Silicat $LiAlSi_2O_6$
<b>Natrium Na</b> (ägypt. <b>neter</b> = Soda) Vgl. engl. <b>sodium</b>	<b>Steinsalz</b> Natriumchlorid $NaCl$ <b>Soda</b> Natriumcarbonat $Na_2CO_3$
<b>Kalium K</b> (arab. <b>alkalja</b> = Pflanzenasche) Vgl. engl. <b>potassium</b>	<b>Sylvin</b> Kaliumchlorid $KCl$ <b>Salpeter</b> Kaliumnitrat $KNO_3$ aus Pflanzenasche = Pottasche
<b>Rubidium Rb</b> (lat. <b>rubidus</b> = rot) nach der intensivsten Spektrallinie	Begleiter von Li in Silicaten, Rubin $Al_2O_3$ mit $Cr^{3+}$ enthält kein Rb!
<b>Cäsium Cs</b> lat. <b>cäsius</b> = himmelblau nach der intensivsten Spektrallinie	Begleiter von Li in Silicaten

**Allgemeine Tendenzen innerhalb der Gruppe**

Li	Atomradius	Ionisierungsenergie
Na	Reaktivität	Elektronegativität
K	Dichte und Sp	
Rb	↓ nehmen	↓ nehmen
Cs	zu	ab

Leitfähigkeit, Anschneiden von Li, Na und K und Beobachtung der Schnittstelle, Reaktion mit Wasser, Elemente I S. 124 - 125

**Eigenschaften**

- Alle Alkalimetalle sind **glänzend, biegsam** und **elektrisch leitfähig**, also typische **Metalle**
- Die Alkalimetalle reagieren mit **Sauerstoff** zu **Metalloxiden**:  $4 Na + O_2 \rightarrow 2 Na_2O$
- Die Alkalimetalle reagieren mit **Wasser** zu **Laugen**:  $2 Na + 2 H_2O \rightarrow 2 Na^+ + 2 OH^- + H_2$
- Die Alkalimetalle suchen die Edelgaskonfiguration durch Abgabe eines Elektrons zu erreichen.

- Wegen der Abnahme der Ionisierungsenergie nimmt die Heftigkeit der Reaktionen von oben nach unten zu.

Nachweis von Alkalimetallionen durch Flammenfarben, Elemente I S. 125

### Nachweis der Metallionen

**Flammenfarben:** Li hellrot, Na gelb, K violett, Rubidium tiefrot, Cs hellblau

### Verwendung

1. Li in Li/FeS<sub>x</sub>-Batterien, Na in Na-S-Batterien
2. Li-, Na- und K-Hydroxide zur Neutralisierung von Säuren
3. Li-, Na- und K-Chloride als Streu- und Tafelsalz sowie zur Herstellung der Elemente durch Elektrolyse
4. Li-, Na- und K-Carbonate als Flußmittel zur Erniedrigung des Schmelzpunktes bei der Glasherstellung
5. Li-, Na- und K-Stearate als Seifen

### Physiologische Bedeutung der Metallionen

- **Na<sup>+</sup>** (tödlich 70g bzw. 160 mmol/l → Wasserentzug der Nervenzellen/notwendig 2g bzw. 140 mmol/l im Blut und 10 mmol/l im Cytoplasma) ist für die Aufrechterhaltung des osmotischen Druckes in den Zellen und vor allem in den Blutgefäßen verantwortlich, das es viel Wasser binden kann. Zuviel Salz (Kochsalz = Natriumchlorid) in der Nahrung kann zu erhöhtem Blutdruck führen.
- **K<sup>+</sup>** (tödlich 5 g bzw. 8 mmol/l im Blut → Herzrhythmusstörungen/notwendig 4 mmol/l im Blut und 140 mmol/l im Cytoplasma) ist für die elektrische Reizleitung in den Nervenbahnen notwendig. Kaliummangel kann daher zu Muskelschwäche, Darmträgheit und sogar Störungen der Herzrhythmus führen. K<sup>+</sup> wirkt in mancher Hinsicht als Gegenspieler von Na<sup>+</sup>.

Übungen: Aufgaben zum Periodensystem Nr. 8

## 1.5.5. Die 2. Hauptgruppe (Erdalkalimetalle)

Calcium und Magnesium vergleichen

Name	Vorkommen
<b>Beryllium Be</b>	<b>Beryll</b> Be <sub>3</sub> Al <sub>2</sub> Si <sub>6</sub> O <sub>18</sub> , <b>Smaragd</b> (mit Cr <sup>3+</sup> ) <b>Aquamarin</b> (mit Fe <sup>3+</sup> )
<b>Magnesium Mg</b>	<b>Asbest</b> Mg <sub>3</sub> Si <sub>2</sub> O <sub>5</sub> (OH) <sub>4</sub> , <b>Spinell</b> MgAl <sub>2</sub> O <sub>4</sub> , <b>Talk</b> Mg <sub>3</sub> (Si <sub>4</sub> O <sub>10</sub> )(OH) <sub>2</sub> wurde in der Region <b>Magnesia</b> /Thessalien abgebaut.
<b>Calcium Ca</b> (lat. <b>calx</b> =Kalkstein)	<b>Kalkstein/Kreide/Marmor</b> = <b>Calciumcarbonat</b> CaCO <sub>3</sub> , <b>Gips</b> = <b>Calciumsulfat</b> CaSO <sub>4</sub>
<b>Strontium Sr</b> (nach dem Fundort <b>Strontian</b> in Schottland)	<b>Strontianin</b> = Strontiumcarbonat SrCO <sub>3</sub> , <b>Zölestin</b> = Strontiumsulfat SrSO <sub>4</sub>
<b>Barium Ba</b> (griech <b>βαρυς</b> = schwer)	<b>Baryt</b> = <b>Schwerspat</b> = Bariumsulfat BaSO <sub>4</sub>
<b>Radium Ra</b> (lat <b>radius</b> = Strahl)	<b>radioaktiv</b> mit Halbwertszeit 1600 Jahre

### Allgemeine Tendenzen innerhalb der Gruppe

Be	Atomradius	Ionisierungsenergie
Mg	Reaktivität	Elektronegativität
Ca	Dichte und Sp	↓
Sr	nehmen	nehmen
Ba	zu	ab
Ra	↓	↓

Metallglanz, Leitfähigkeit, Anschneiden von Mg und Ca, Reaktion mit Wasser bzw. verdünnter Säure, Elemente I S. 151

### Eigenschaften

- Alle Erdalkalimetalle sind **glänzend, biegsam** und **elektrisch leitfähig**, also typische **Metalle**
- Die Erdalkalimetalle reagieren mit **Sauerstoff** zu **Metalloxiden**:  $2 \text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CaO}$
- Die Erdalkalimetalle reagieren mit **Wasser** zu **Laugen**:  $\text{Ca} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 \text{OH}^- + \text{H}_2$
- Da für das Erreichen der stabilen Edelgasschale **zwei Elektronen** abgegeben werden müssen, ist die Reaktivität insgesamt geringer als bei den Metallen der 1. Hauptgruppe.

- Wegen der Abnahme der Ionisierungsenergie nimmt die Heftigkeit der Reaktionen von oben nach unten zu: Be und Mg sind infolge Bildung einer sehr stabilen, luftdichten Oxidschicht (**Passivierung**) an der Luft beständig, Ca, Sr und Ra müssen vor Luft und Wasser geschützt werden

Flammenfärbung mit  $\text{SrCl}_2$  und  $\text{BaCl}_2$ , Kalkwasser mit verd. Schwefelsäure und Kohlensäure (hineinblasen mit Schutzbrille) reagieren lassen, Elemente I S. 151

#### Nachweis der Metallionen

- **Flammenfarben:** Ca orangefot, Ba grün, Sr hellrot, Radium carminrot
- **Schwerlösliche Sulfate und Carbonate:** Gibt man zu einer  $\text{Ca}^{2+}$ -oder  $\text{Ba}^{2+}$ -haltigen Lösung Sulfat-Ionen  $\text{SO}_4^{2-}$  oder Carbonat-Ionen  $\text{CO}_3^{2-}$ , so erhält man weiße Niederschläge der entsprechenden Salze.

+	Sulfat $\text{SO}_4^{2-}$	Carbonat $\text{CO}_3^{2-}$
$\text{Ca}^{2+}$	Calciumsulfat $\text{CaSO}_4$ (Gips)	Calciumcarbonat $\text{CaCO}_3$ (Kalk)
$\text{Ba}^{2+}$	Bariumsulfat $\text{BaSO}_4$ (Schwerspat)	Bariumcarbonat $\text{BaCO}_3$

#### Verwendung von Kalk

Kalk ist der mengenmäßig am häufigsten hergestellte Stoff der Erde Jährlich werden ca. 1 Milliarde Tonnen produziert.

1. Kalkmörtel
2. Schlackebildner bei der **Stahlherstellung**
3. Fällungsmittel bei der **Zuckerherstellung**
4. **Glas** (bis zu 12 %)
5. **Papier** (bis zu 15 %).

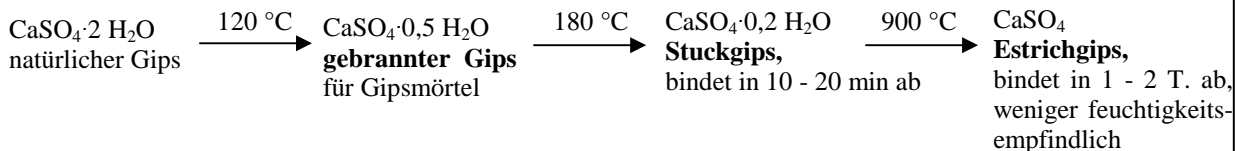
Kalk brennen, Steine mit Zement, Gips und Kalk verbinden

#### Herstellung von Kalkmörtel

1. **Brennen** von natürlichem Kalk in Drehrohröfen bei  $1000^\circ\text{C}$ :  
 $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2 \Delta H^\circ = +178\text{kJ/mol}$ .
2. **Löschen** des gebrannten Kalkes auf der Baustelle:  
 $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \Delta H^\circ = -65\text{kJ/mol}$ .
3. **Trocknen** des gelöschten Kalkmörtels an der Luft:  
 $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ .

**Kalkmörtel** ist **nicht wasserbeständig** und wird heute nur noch in **Innenräumen** verwendet.

#### Herstellung von Gipsmörtel



**Gipsmörtel** ist ebenfalls **nicht wasserbeständig**, während **Zement** (Herstellung durch Brennen eines Gemisches aus Kalkstein und Ton bei  $1500^\circ\text{C}$ ) auch **unter Wasser abbindet**.

#### Physiologische Bedeutung der Metallionen:

- $\text{Be}^{2+}$  ist stark **giftig**, da es im Körper anstelle von  $\text{Mg}^{2+}$  in lebenswichtige **Enzyme** eingebaut wird, die dadurch ihre Wirkung verlieren.
- $\text{Mg}^{2+}$  (30 g/0,3 g) dient zur Aktivierung vieler Stoffwechselfvorgänge im Körper, z.B. zur Aktivierung der Isocitrat-Dehydrogenase im **Citrat-Zyklus** und zur Koordination von **ATP** (liegt fast immer als  $\text{Mg}^{2+}$ -Komplex vor).  $\text{Mg}^{2+}$ -Mangel führt u.a. zu Krampfneigung und Übererregbarkeit der Nerven.  $\text{Mg}^{2+}$  ist zentraler Bestandteil des grünen Pflanzenfarbstoffes **Chlorophyll**.
- $\text{Ca}^{2+}$  (1000 g/1,2 g) ist in Form von Apatit Calciumphosphat  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  der wichtigste Baustoff für **Knochen** und **Zähne**.  $\text{Ca}^{2+}$ -Mangel führt zu Knochenerweichung (**Rachitis** bei Kindern, **Osteoporose** bei älteren Frauen).

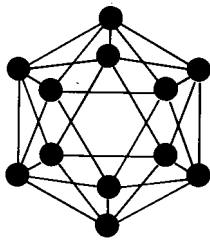
Übungen: Aufgaben zum Periodensystem Nr. 9

## 1.5.6. Einige weitere Hauptgruppenelemente

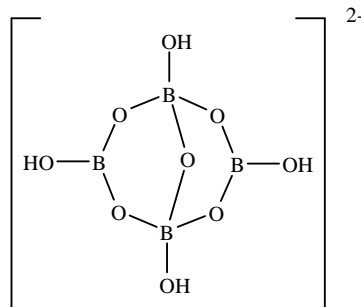
### Die 3. Hauptgruppe: Bor, Aluminium, Gallium, Indium und Thallium

#### Bor

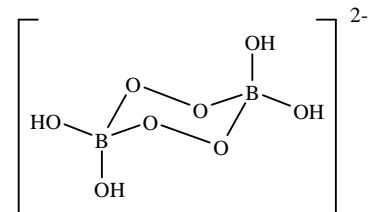
- **Bor B** (von **Borax**) ist ein **Halbmetall** mit vielen **Ähnlichkeiten** zu **Silizium**:
- **Modifikationen**: sind aus B<sub>12</sub>-Ikosaedern aufgebaut mit hohen **Härten** und **Schmelzpunkten** (2180 °C)
- **Vorkommen** als **Borax** Na<sub>2</sub>[B<sub>4</sub>O<sub>5</sub>(OH)<sub>4</sub>]·8 H<sub>2</sub>O
- **Verwendung** als Zusatz für hitzebeständige und harte **Borosilikat-Gläser** und als **Bleichmittel** in Waschmitteln.



Ikosaeder = Zwanzigflächner



Borat-Anion



Perborat-Anion

*Borsäure untersuchen, Flammenfarbe, Nachweis von Perboraten in Waschmitteln*

#### Perborate und Borsäure in Waschmitteln

- **Borsäure** reagiert nicht durch Abgabe von H<sup>+</sup> sondern durch Aufnahme von OH<sup>-</sup>:  

$$B(OH)_3 + 2 H_2O \rightleftharpoons B(OH)_4^- + H_3O^+$$
- **Natriumborat** Na[B(OH)<sub>4</sub>] ist das Salz der Borsäure. **Nachweis** der Borate durch Zugabe von konz H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> und Methanol, wobei sich die flüchtigen **Borsäuremethylester** mit **grüner Flammenfarbe** bilden
- **Natriumperborat** Na<sub>2</sub>[B<sub>2</sub>(O<sub>2</sub>)<sub>2</sub>(OH)<sub>4</sub>] wird als Bleichmittel in **Waschmitteln** für europäische Waschmaschinen, eingesetzt, da es bei über 70 °C **Wasserstoffperoxid** H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> freisetzt:  

$$Na_2[B_2(O_2)_2(OH)_4] + 4 H_2O \rightarrow 2 Na[B(OH)_4] + 2 H_2O_2$$
Amerikanische Waschmaschinen haben keinen Kochwaschgang und enthalten andere Bleichmittel wie z.B. **Percarbonate** 2 Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>·3 H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> = Natriumcarbonat mit eingelagertem H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>

*Aluminium vorstellen, Aluminium + Brom: Verzögerung der Reaktion durch die Oxidschicht = Passivierung*

#### Aluminium, Gallium, Indium und Thallium

Name	Bedeutung
<b>Aluminium Al</b> (von <b>Alaun</b> = NaAl(SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> )	<b>Vorkommen</b> in fast allen Mineralien (Silicaten), außerdem als Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> in <b>Tonerde (Korund)</b> , <b>Rubin</b> (mit Cr <sup>3+</sup> ), <b>Saphir</b> , und als <b>Bauxit</b> AlO(OH). <b>Herstellung</b> durch <b>Schmelzflußelektrolyse</b> mit Kryolith Na <sub>3</sub> AlF <sub>6</sub> bei 1000°C und 5 V. <b>Verwendung</b> als <b>Leichtmetall</b> in Legierungen mit Mg und Cu zur Verbesserung der Festigkeit. Al ist infolge <b>Passivierung</b> an der Luft beständig; durch anodische Oxidation ( <b>Eloxalverfahren</b> ) kann eine 0,02mm dicke, gegen Meerwasser, Säuren und Laugen beständige und elektrisch isolierende (!) Oxidschicht erzeugt werden.
<b>Gallium Ga</b> (entdeckt 1875 in <b>Frankreich</b> )	seltenes <b>Metall</b> , Verwendung als Zusatz für <b>Halbleiter</b>
<b>Indium In</b> (lat <b>indicum</b> nach der indigo-blauen Flammenfarbe)	seltenes <b>Metall</b> , Verwendung als Zusatz für <b>Halbleiter</b> und für <b>niedrigschmelzende Legierungen</b>
<b>Thallium Tl</b> (griech. <b>Thallos</b> = sprießendes Blatt nach der grünen Flammenfarbe)	seltenes, giftiges <b>Schwermetall</b> ohne technische Bedeutung

#### Die 4. Hauptgruppe: Silizium, Germanium, Zinn und Blei

Name	Bedeutung
<b>Silizium Si</b> (lat. <b>silex</b> = Kieselstein)	<b>Halbmetall</b> , Vorkommen in allen Steinen, Verwendung als Halbleitermaterial in Microchips, Transistoren, Dioden, usw. Struktur: $\alpha$ -Si, $\text{SiO}_2$ ( <b>Quarz</b> ), $\alpha$ -Ge und $\alpha$ Sn bilden die <b>Diamantstruktur</b> mit ähnlichen Härten und Schmelzpunkten
<b>Germanium Ge</b> (entdeckt 1886 in <b>Deutschland</b> )	<b>Halbmetall</b> , Verwendung in Halbleitern, Supraleitern und IR-durchlässige Gläser
<b>Zinn Sn</b> (lat. <b>stannum</b> = Zinn)	<b>Metall</b> ; Vorkommen als <b>Zinnstein</b> $\text{SnO}_2$ , Verwendung als <b>Korrosionsschutz</b> ( <b>Weißblech</b> = verzinnertes Eisenblech) und in <b>Legierungen</b> ( <b>Lötdraht</b> 30 % in Pb, <b>Bronze</b> 10 % in Cu, <b>Zinngeschirr</b> 90 % mit Sb und Cu)
<b>Blei Pb</b> (lat. <b>plumbum</b> = Blei)	<b>Metall</b> ; Vorkommen als <b>Bleiglanz</b> $\text{PbS}$ , Verwendung in <b>Akkumulatoren</b> , als <b>Antiklopfmittel</b> ( $\text{PbEt}_4$ ), <b>Farbstoffe</b> (orangenes Mennige $\text{Pb}_3\text{O}_4$ als rostschützende Grundierung, gelbes Bleichromat $\text{PbCrO}_4$ )

Steine und Mineralien mit Fetten, Eiweißen und Kohlenhydraten sowie Benzin und Alkohol vergleichen

Organische und anorganische Verbindungen
<ul style="list-style-type: none"> <li><b>Organische</b> (lebende) Stoffe = <b>Moleküle</b> aus <b>Kohlenwasserstoffketten</b> <math>-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-</math> mit angelagerten <b>Nichtmetallatomen</b> (O, N und S). <b>Beispiele:</b> <ul style="list-style-type: none"> <li>- <b>Kohlenhydrate</b> aus z.B. Traubenzucker <math>\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6</math>,</li> <li>- <b>Fette</b> aus z.B. Stearinsäure <math>\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}</math></li> <li>- <b>Eiweiße</b> aus z.B. Lysin <math>\text{NH}_2\text{C}_5\text{H}_9\text{NH}_2\text{COOH}</math></li> </ul> </li> <li><b>Anorganische</b> (nichtlebende) Materie = <b>Ionengitter</b> aus <b>Siliciumdioxid</b> <math>\text{SiO}_2</math> mit eingelagerten <b>Metallionen</b>, (<math>\text{Al}^{3+}</math>, <math>\text{Mg}^{2+}</math> und <math>\text{K}^+</math>) <b>Beispiele:</b> <ul style="list-style-type: none"> <li>- <b>Feldspate</b> (Na,K)KAlSi<sub>3</sub>O<sub>8</sub>,</li> <li>- <b>Tonmineralien</b> wie Kaolinit/Porzellanerde und Glimmer <math>\text{Al}_4\text{Si}_4\text{O}_{10}(\text{OH})_8</math> und</li> <li>- <b>Asbest</b> (griech. <b>asbestos</b> = unauslöschlich) <math>\text{Mg}_3\text{Si}_2\text{O}_5(\text{OH})_4</math>.</li> </ul> </li> </ul>

#### Die häufigsten Elemente in der Erdkruste mit Anteil in Massenprozent

Element	Massen-%	Mol-%	Vorkommen (Beispiele)
Sauerstoff O	45,5	59,8	<b>Granit = Feldspat + Quarz + Glimmer</b>
Silizium Si	27,2	20,4	
Aluminium Al	8,3	6,5	
Eisen Fe	6,2	2,3	<b>Eisenerz</b> $\text{Fe}_2\text{O}_3$
Calcium Ca	4,6	2,5	<b>Kalk, Kreide, Marmor</b> $\text{CaCO}_3$
Magnesium Mg	2,7	2,3	<b>Dolomit</b> $(\text{Mg,Ca})\text{CO}_3$
Natrium Na,	2,2	1,9	<b>Feldspat</b> (Na,K)AlSi <sub>3</sub> O <sub>8</sub> , Kochsalz $\text{NaCl}$
Kalium K,	1,8	1,0	<b>Feldspat</b> (Na,K)AlSi <sub>3</sub> O <sub>8</sub>
Titan Ti,	0,6	0,2	<b>Ilmenit</b> $\text{FeTiO}_3$ , <b>Perowskit</b> $\text{CaTiO}_3$ , <b>Rutil</b> $\text{TiO}_2$
Wasserstoff H,	0,14	2,9	<b>basische Mineralien</b>

#### Bemerkungen:

- Das häufigste Element im Kosmos ist der Wasserstoff.
- Wasserstoff steht auf der Erde an neunter Stelle, wenn man die Wasservorkommen mit einbezieht
- Alle anderen Elemente sind aus Wasserstoff und Helium entstanden.

#### Giftwirkung des Bleis

In der **Lunge** werden bis zu 50 % des in der Luft enthaltenen Bleis resorbiert, während im **Magen** nur 10% des über die Nahrung aufgenommenen Bleis in den Blutkreislauf übergehen. Das aufgenommene Blei wird zu 90% in den **Knochen** abgelagert und schädigt die **Hämoglobinbildung**. Bei Kindern kann es zu schweren Hirnschädigungen führen (Verbreitung von Schwachsinn im alten Rom infolge Genuss von **Bleizucker**  $\text{PbOAc}_2$ )

### Die 5. Hauptgruppe: Arsen, Antimon und Bismut

Name	Eigenschaften und Bedeutung
<b>Arsen As</b> (pers. az-zarnik = Auripigment)	<b>Halbmetall</b> , Vorkommen als <b>Auripigment</b> $As_2S_3$ und <b>Arsenik</b> $As_2O_3$ . Verwendung als <b>Insektizid</b> und <b>Fungizid</b> sowohl als <b>Legierungszusatz</b> der Pb-Elektroden in Autobatterien (!)
<b>Antimon Sb</b> (lat. stibium)	<b>Halbmetall</b> , Vorkommen als <b>Grauspießglanz</b> $Sb_2S_3$ , Verwendung als <b>Halbleitermaterial</b>
<b>Bismut Bi</b> (mittelhochdeutsch wise minen = Weißes Metall $\Rightarrow$ Wismut)	<b>Metall</b> , Vorkommen als <b>Bismutglanz</b> $Bi_2S_3$ , Verwendung als <b>leichtschmelzenden Legierungen</b> wie z.B. <b>Wood-Metall</b> (50 % Bi, 25 % Pb, 12,5 % Sn, 12,5 % Cd) mit Fp 70 °C für Schmelzsicherungen

#### Giftigkeit der Arsenverbindungen

As und  $As_2S_3$  sind ungiftig, aber  $As_2O_3$  reagiert aufgrund seiner hohen Affinität zu Schwefel mit den **Schwefelbrücken** der Proteine und führt zu allgemeinen Nervenstörungen  $\Rightarrow$  Taubheit, Herzrhythmusstörungen, Durchfall, Erbrechen.

### Die 6. Hauptgruppe (Chalkogene = Erzbildner): Selen, Tellur und Polonium

Name	Eigenschaften und Bedeutung
<b>Selen</b> (griech. selenos = Mond) wegen der Ähnlichkeit zu dem vorher entdeckten Tellur)	<b>Nichtmetall</b> , verschiedene Modifikationen mit Ketten und Ringen, Verwendung als Photoleiter in <b>Photokopierern</b> und in der Pharmazie.
<b>Tellur</b> (lat. tellus = Erde)	<b>Halbmetall</b> mit Kettenstruktur
<b>Polonium</b> (nach Polen, dem Geburtsland der Entdeckerin Marie Curie)	<b>radioaktives Metall</b> mit kubisch-primitiver Struktur, <b>Halbwertszeit</b> 138 Tage