

Angewandte chemische Grundlagen der Pflanzlichen Produktion

Unterrichtsleitfaden an der
Technikerschule für Agrarwirtschaft Triesdorf
Schuljahr 2013/14

Autor und Kopierrechte:
Helmut Rogler

Weiterführende Informationen unter ...

<http://www.seilnacht.com>
<http://www.u-helmich.de/che/>

beck/chemkurs/cs11.htm
<http://www.zum.de/Faecher/Ch/SELECTC.HTM>

<http://www.unitererra.de/>
<http://www.digitalefolien.de>

[Animationen von John Kyrk!](#)

Herzlichen Dank an die Quellenautoren!

Inhaltsverzeichnis:

ISOTOPE IN DER LANDW. FORSCHUNG	4
1. Beispiele für die Verwendung von Isotopen.....	4
1.1 Transport- und Verteilungswege von Wirkstoffen in der Pflanze	4
1.2 Stickstoffdynamik im Boden	5
1.3 Wie kann ¹⁵ N mengenmäßig festgestellt werden?	5
ATOMAUFBAU UND ISOTOPE	6
1. Grundlegende Feststellungen zum Atomaufbau	6
2. Isotope.....	8
3. Atomgewicht und Molekulargewicht.....	9
4. Bohrsches Atommodell	10
5. Kugelwolkenmodell	11
6. Energiestufen	12
AMMONIAK, WASSER UND IHRE ATOMBINDUNG.....	13
1. Ammoniakverluste in der Stickstoffdüngung	13
2. Atombindung oder Elektronenpaarbindung	14

3. Elektronegativität EN	15
3.1 Elektronegativität und Bindung.....	16
3.2 Polarisierte Atombindung und Dipolmolekül.....	16
3.2.1 Ammoniak ist ein Dipol	16
3.2.2 Beispiel Wasser	17
4. Wichtige Eigenschaften des Wassers	17
CHEMISCHE GRUNDLAGEN DER DÜNGEMITTEL	19
1. Düngemittelsalze und ihre Ionen	19
2. Salze erhalten ihre Struktur durch Ionenbindung.....	19
2.1 Erläuterung mit Hilfe des Kugelwolkenmodells	20
3. Salze entstehen durch die Reaktion zwischen Säuren und Laugen	20
3.1 Haber-Bosch-Verfahren	20
3.2 Laugen oder Basen	21
3.3 Säuren.....	22
3.3.1 Dissoziationsvorgang	22
3.3.2 Entstehung von Säuren.....	23
4. Salzbildung und Düngersalze	23
5. Der pH- Wert und pOH- Wert.....	24
STÖCHIOMETRISCHE BERECHNUNGEN	25
1. Avogadro'sche Zahl und Mol- Begriff.....	25
2. Rechenbeispiele.....	26
2.1 Herstellung von Ammoniumnitrat durch Neutralisationsreaktion	26
2.2 Düngemittel Ammonnitrat- Harnstoff- Lösung (AHL).....	26
2.3 Nitratproblematik des Grund- oder Trinkwassers	27
2.4 Herstellen von Kalklauge aus Branntkalk	27
2.5 Umrechnungsfaktor Branntkalk - Kohlensaurer Kalk (Kalkäquivalent).....	27
2.6 Weitere Umrechnungsfaktoren und Bezugsgrößen in der Düngung.....	28
KALKCHEMIE	30
1. Kalkkreislauf	30
2. Exotherme Reaktion Branntkalk zu Löschkalk	30

LICHT UND ENERGIE.....	31
1. Photovoltaik	31
1.1 Sonneneinstrahlung in Deutschland	31
1.2 Was geschieht in den Silizium-Platten?	31
2. Spektrum des Sonnenlichts.....	32
3. Zerlegung im Prisma.....	32
4. Energiequanten.....	32
4.1 Spektralanalyse.....	33
ANHANG	34
1. Stoffe und Körper.....	34
1.1 Reine Stoffe	34
1.2 Stoffmenge.....	34
1.3 Zustandsformen von Stoffen	34
1.3.1 Schmelz- und Siedepunkte	34
1.4 Kelvin und absoluter Nullpunkt	35
2. Periodensystem der Elemente	36
2.1 Aufbau	37
2.1.1 Alkalimetalle	38
2.1.2 Erdalkalimetalle.....	39
2.1.3 Borgruppe (Erdmetalle).....	40
2.1.4 Stickstoffgruppe	42
2.1.5 Chalkogene oder Sauerstoffgruppe	43
2.1.6 Halogene (Salzbildner).....	44
2.1.7 Edelgase.....	45
2.1.8 Übergangselemente	45

[Zurück](#)

Isotope in der landw. Forschung

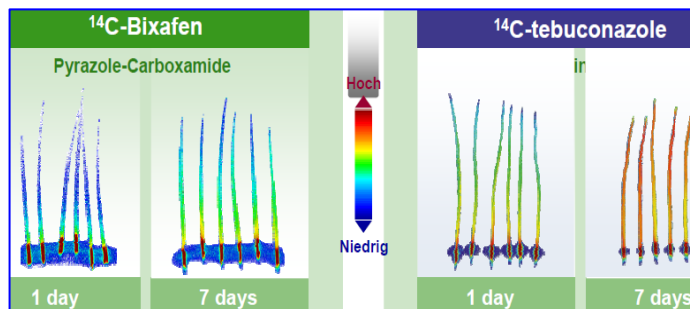
1. Beispiele für die Verwendung von Isotopen

In der **landwirtschaftlichen Forschung** ist die Verwendung von Isotopen sehr wichtig! Folgende Beispiele werden im Unterricht näher erläutert:

1.1 Transport- und Verteilungswege von Wirkstoffen in der Pflanze

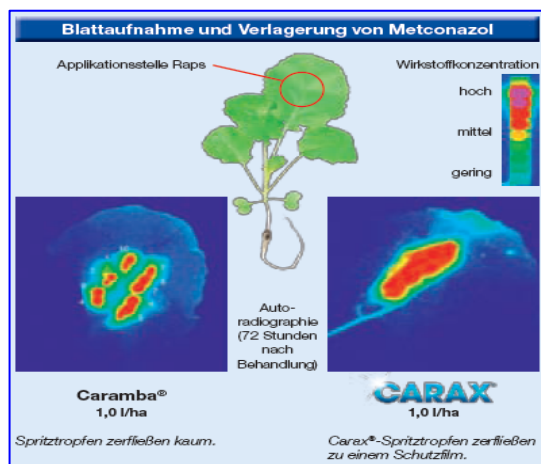
Blattverteilung versch. Fungizide:

Hier zeigt sich eine wesentlich raschere systemische Verteilung der Azole gegenüber den Carboxamiden



- Die Wirkstoffe werden mit **radioaktivem ^{14}C** markiert.
- Nach Applikation kann der Weg und die Konzentration der Wirkstoffe in der Pflanze durch die **Messung der Radioaktivität** festgestellt werden

Quelle: [Bayer](#)

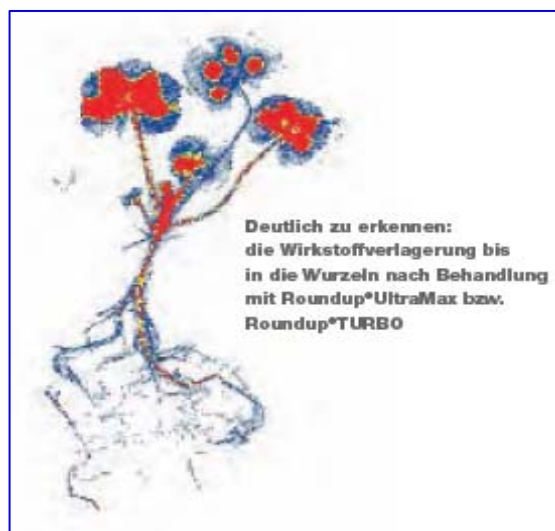


Fungizideinsatz in Raps:

Durch eine veränderte Formulierung zeigt der Wachstumsregler Carax gegenüber Caramba eine verbesserte Verteilung auf der Blattoberfläche

Quelle: [BASF](#)

Verteilung und Transportwege von Glyphosat:



Auch hier wird ein **^{14}C markiertes Glyphosat** benutzt, um die

- Verteilung,
 - Transportrichtung und
 - Transportgeschwindigkeit
- festzustellen

Queckenbekämpfung:

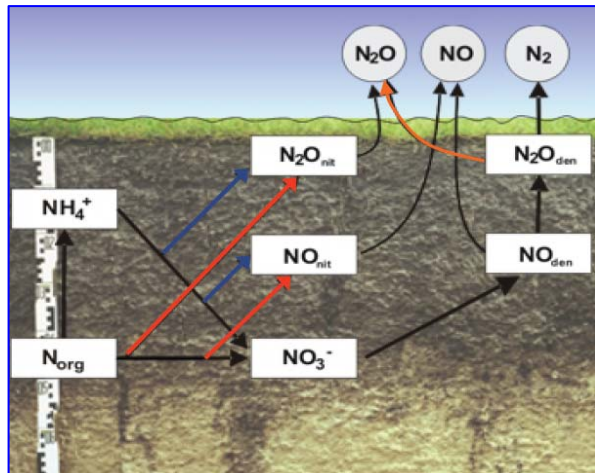
Formulierungsabhängiger Umbruch nach...

- 5 Tage (Roundup turbo)
- 7 Tage (R. ultramax)

Quelle: [Monsanto \(pdf\)](#)

[Zurück](#)

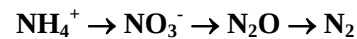
1.2 Stickstoffdynamik im Boden

Quelle: [Helmholtz-Forschungszentrum](#) (pdf)

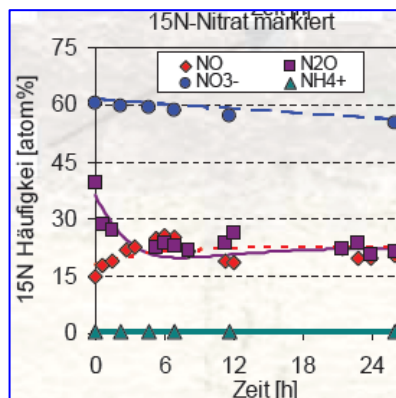
Einsatz von ^{15}N -markiertem Stickstoffdünger:

- Das **stabile Isotop ^{15}N** ist in der Natur sehr selten (ca. 0,37%).
- Bei Einsatz eines mit ^{15}N stark angereicherten N-Düngers können seine...
- Abbauprodukte durch ihre ungewöhnlich hohe ^{15}N -Konzentration quantifiziert werden.

Beispiel:



Bestimmung von gasförmigen
Denitrifikationsverlusten.



Diese Grafik zeigt den zeitlichen Verlauf des Abbaus von Nitrat in NO und N_2O :

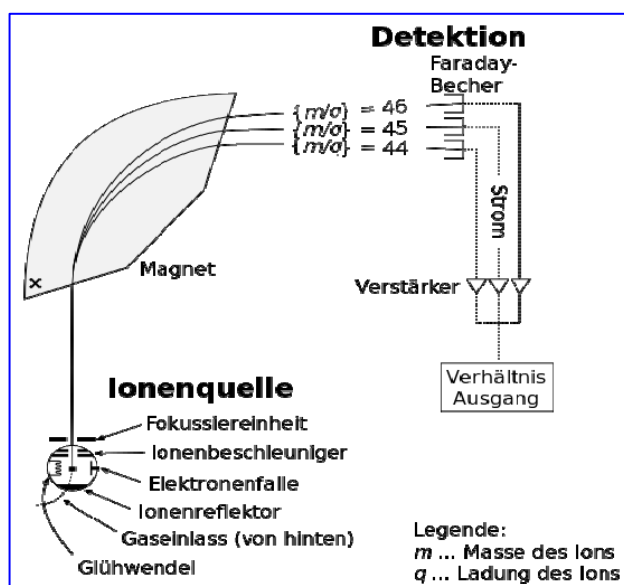
- Die Menge an stark ^{15}N -haltigem Nitrat nimmt ab
- Es wird ^{15}N -haltiges NO und N_2O festgestellt...

Beweis, dass NO und N_2O aus NO_3 entstanden sein muss.

- NO und N_2O werden mengenmäßig festgestellt...

Quantifizierung der gasförmigen N-Verluste bei der Denitrifikation.

1.3 Wie kann ^{15}N mengenmäßig festgestellt werden?

Quelle: [Wikipedia](#)

Prinzip der Massenspektroskopie

- Die Gasprobe wird ionisiert und durch ein gebogenes Magnetfeld geschickt
- Die schwereren Ionen werden aufgrund ihrer größeren Fliehkräfte weniger stark abgelenkt

Trennung der unterschiedlich schweren Ionen

- Die Ionen treffen auf einen Detektor, der Masse und Ladung bestimmt

Mengenberechnung

[Zurück](#)

Atomaufbau und Isotope

Weitere Info: [ZUM.de \(Beck\)](#)

Reine Stoffe wie auch Stoffgemenge bestehen letztendlich aus Atomen. Atome sind jedoch nicht die "kleinsten Bausteine" der Materie.

1896 entdeckte der Franzose Becquerel die Radioaktivität und damit die Tatsache, dass Atome in verschiedene Bestandteile zerlegt werden können ("Becquerel" ist heute Maßeinheit der Radioaktivität).

1. Grundlegende Feststellungen zum Atomaufbau

Nach den heute geltenden Vorstellungen gelten folgende Aussagen:

- **Der Atomkern** besteht aus Protonen und Neutronen, die zusammen die **Masse** des Kerns bilden (s. Periodensystem: Atommasse)

Protonen und Neutronen sind Masseteilchen. Sie bilden den Atomkern
--

Ein Atom hat je nach Element eine Masse von $1 \cdot 10^{-24}$ bis $1 \cdot 10^{-22}$ Gramm. Die **Masse eines Atoms** wird jedoch nicht in Gramm angegeben, sondern als...

Relativzahl zu Kohlenstoff ^{12}C

Alle anderen Atommassen werden relativ zu dieser Masse angegeben.

Das Kohlenstoff- Isotop ^{12}C ist die Bezugsgröße und hat 6 Protonen und 6 Neutronen. Diese insgesamt 12 Massenteilchen haben die rel. Masse 12
--

Beispiele anhand des **Periodensystems** (s. dort!):

- **Stickstoff N:**
Massenzahl 14,0067 besagt, dass es in der Natur neben Atomen mit 14 Massenteilchen im Kern (^{14}N = 7 Protonen und 7 Neutronen) auch (sehr viel weniger) Atome mit 15 Massenteilchen (^{15}N = 7 Protonen und 8 Neutronen) geben muss.
- **Kohlenstoff C:**
Massenzahl 12,01115 besagt, dass es in der Natur neben Atomen mit 12 Massenteilchen im Kern (^{12}C = 6 Protonen und 6 Neutronen) auch Atome mit 13 Massenteilchen (^{13}C = 6 Protonen und 7 Neutronen) und mit 14 Massenteilchen (^{14}C = 6 Protonen und 8 Neutronen) geben muss. Der Atomkern von ^{14}C ist instabil und zerfällt (Halbwertszeit 5730 Jahre). Es tritt dabei radioaktive Strahlung auf.

- **Protonen** sind positiv geladen. Die Summe der positiven Ladungen des Atomkerns ist die Kernladungszahl:

Kernladungszahl = Anzahl der Protonen im Atomkern.

[Zurück](#)

- **Kernladungszahl:**

Die Anzahl der Protonen bestimmen ein Element. Jedes Element hat also eine eigene spezifische Kernladung (s. Periodensystem!)

Ein Element wird bestimmt durch die Anzahl der Protonen im Kern.

So hat z.B. das Element Sauerstoff einen Atomkern mit genau 8 Protonen, mit 7 Protonen im Kern wäre es Stickstoff (s. Periodensystem!).

Ein Element besteht aus Atomen mit gleicher Anzahl Protonen im Kern, die Anzahl der Neutronen kann jedoch verschieden sein (s. Isotope).

- **Ladungen:**

Die positive Ladung der Protonen wird durch die negative Ladung der um den Atomkern "schwirrenden" Elektronen ausgeglichen.

- Ungeladenes Atom: Anzahl der Protonen gleich der Anzahl der Elektronen.
- Ionen: haben mehr oder weniger Elektronen als Protonen

- **Kernkraft:**

Die positive Ladung stößt die Protonen gegenseitig ab. Trotzdem fliegt der Atomkern nicht auseinander. Er wird durch die „[Starke Wechselwirkung](#)“ zwischen den Kernteilchen zusammengehalten. Sie ist die...

fundamentalste Kraftwirkung in der Natur:

- Sie ist stärker als die elektrostatische Abstoßung zwischen den positiv geladenen Protonen
- Sie hat nur eine sehr geringe Reichweite und wirkt nur, solange Protonen und Neutronen dicht beieinander liegen

Diese Kraft wird in Kernreaktoren oder Atombomben freigesetzt.

- **Größe der Atome:**

Durchmesser der Elektronenhülle: ca. 100.000×10^{-15} Meter

Durchmesser des Atomkerns ca. 1×10^{-15} Meter.

Das Atom (Elektronenhülle) ist 100.000-mal größer als der Atomkern

Erkenntnis:

- Ein Atom besteht zum größten Teil aus „leerem Raum“, oder...
- Die Atommasse ist auf sehr kleinem Raum lokalisiert (Atomkern)
- Wenn es keine Elektronenhüllen gäbe, hätte die Masse eines Hochhauses in einer Streichholzschatel Platz

Frage: Was ist in der Astronomie ein „Schwarzes Loch?“

s. [Wikipedia](#) ([Bild](#))

2. Isotope

[Zurück](#)

Die Anzahl der Neutronen im Kern kann bei einem Element verschieden sein, die Anzahl der Protonen ist immer gleich (s. oben).

Atome eines Elementes (mit gleicher Protonenzahl!) aber mit unterschiedlicher Anzahl von Neutronen nennt man Isotope.

Beispiele von stabilen Isotopen und ihre natürlichen Anteile:

<u>Calcium</u> (20 Protonen)	Ca-40: 96,941%	Ca-42: 0,647%	Ca-43: 0,135%	Ca-44: 2,086%	Ca-46: 0,004%	Ca-48: 0,187%
<u>Kalium</u> (19 Protonen)	K-39: 93,2581%	K-40: 0,0117%	K-41: 6,7302%			
<u>Kohlenstoff</u> (6 Protonen)	C-12: 98,90%	C-13: 1,10%	weiterhin: C-14 als radioaktives, nicht stabiles Isotop (Halbwertszeit 5568 Jahre)			
<u>Magnesium</u> (12 Protonen)	Mg-24: 78,99%	Mg-25: 10,00%	Mg-26: 11,01%			
<u>Sauerstoff</u> (8 Protonen)	O-16: 99,762%	O-17: 0,038%	O-18: 0,200%			
<u>Stickstoff</u> (7 Protonen)	N-14: 99,63%	N-15: 0,37%				
<u>Wasserstoff</u> (1 Proton)	H-1: 99,985%	H-2: 0,015%				
<u>Helium</u> (2 Protonen)	He-3: 0,000138%	He-4: 99,999862%				

s. auch: [Prozentualer Anteil der natürlichen Isotope](#)

Beispiel [Uran-Isotop](#):

Die Isotope eines Elementes haben alle die...

gleichen chemischen Eigenschaften

da sie alle gleich viele Protonen haben. Sie sind jedoch unterschiedlich schwer und können somit massenspektrometrisch unterschieden werden.

Diese Unterscheidungsmöglichkeit benutzt man z.B. in der Forschung, um Reaktionswege zu verfolgen. Dabei oft verwendete Isotope sind C₁₄ (radioaktiv) und N₁₅ (stabil).

3. Atomgewicht und Molekulargewicht

[Zurück](#)

Quellen: [Seilnacht](#), [Beck](#)

- Das **Atomgewicht** ...
ist die durchschnittliche Anzahl der Neutronen und Protonen der Isotope eines Elementes, wie sie in der Natur vorkommen (s. Periodensystem)
- Das **Molekulargewicht** ...
ist die Summe der Atomgewichte aller Atome eines Moleküls. Meist werden für einfache Berechnungen die gerundeten Zahlen verwendet (s. Unterricht)

Beispiele:

- Wasser $\text{H}_2\text{O} = 2 \times 1 + 1 \times 16 = \underline{18}$
- Zucker $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 6 \times 12 + 12 \times 1 + 6 \times 16 = \underline{180}$
- Branntkalk (Kalziumoxid) $\text{CaO} = 40 + 16 = 56$
- Kohlensaurer Kalk (Kalziumkarbonat) $\text{CaCO}_3 = 40 + 12 + 3 \times 16 = 100$
- Ammoniumsulfat (SSA) $= (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = 2(14 + 4 \times 1) + 32 + 4 \times 16 = 132$

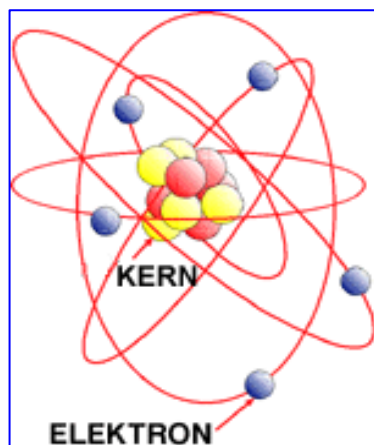
Mit Hilfe des Atom- oder des Molekulargewichtes können z.B. die Umrechnungsfaktoren der Düngemittel bei der Düngeplanung berechnet werden oder auch die benötigten Mengen für eine chemische Reaktion (Labor, Industrie...). Diese Berechnungsmethode nennt man

stöchiometrische Berechnung (s. später)

4. Bohrsches Atommodell

[Zurück](#)

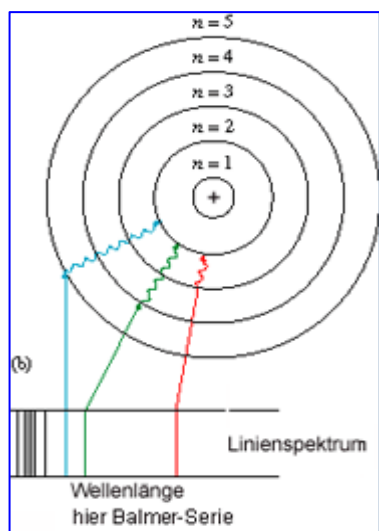
Quelle: <http://www.zum.de/Faecher/Materialien/beck/chemkurs/cs11.htm>



Der Physiker Niels Bohr beschreibt 1911 den Aufbau eines Atoms:

- Die Elektronen eines Atoms bewegen sich auf
Kreisbahnen (Schalen)
- Die Elektronen einer Schale besitzen ein
bestimmtes Energieniveau.
- Bei Zuführung von Energie können die Elektronen auf eine höhere, energiereichere Schale springen.
- Sie fallen unter Abgabe der Energie in Form von Licht wieder auf ihre ursprüngliche Schale zurück

Quantensprünge



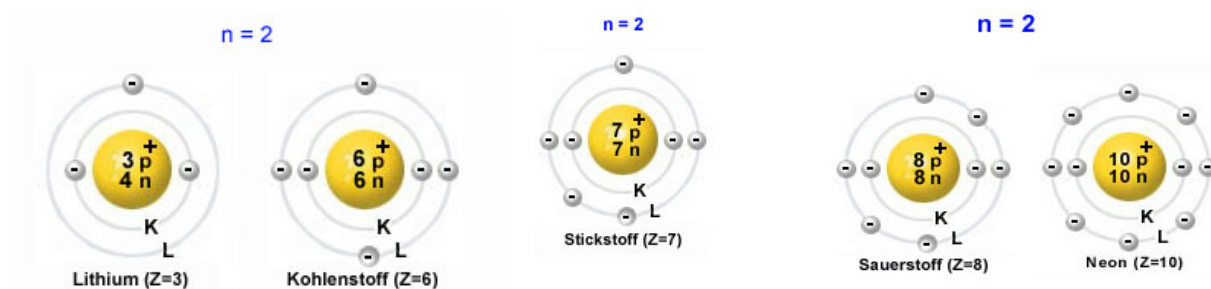
Streng genommen galt das Modell nur für Wasserstoff. Bei den größeren Atomen traten Probleme und Fragen auf, die mit diesem Modell nicht beantwortet werden konnten (s. unten).

Mit Hilfe von Wasserstoff konnten die Energieunterschiede (Quantensprünge) eines Elektrons gezeigt werden, die zwischen zwei Schalen bestehen:

- Nach Anlegen einer Stromspannung an ein Wasserstoffgas springen die Elektronen der Atome zwischen der zweiten, dritten bzw. vierten Schale hin und her und senden dabei rotes, grünes und blaues Licht aus

Spektrallinien des Wasserstoffs.

Beispiele:



1916 wurde das Bohrsche Modell durch die Einführung von „Neben- oder Unterschalen“ erweitert. Diese werden mit den Buchstaben s, p, d und f bezeichnet (s. Periodensystem)

5. Kugelwolkenmodell

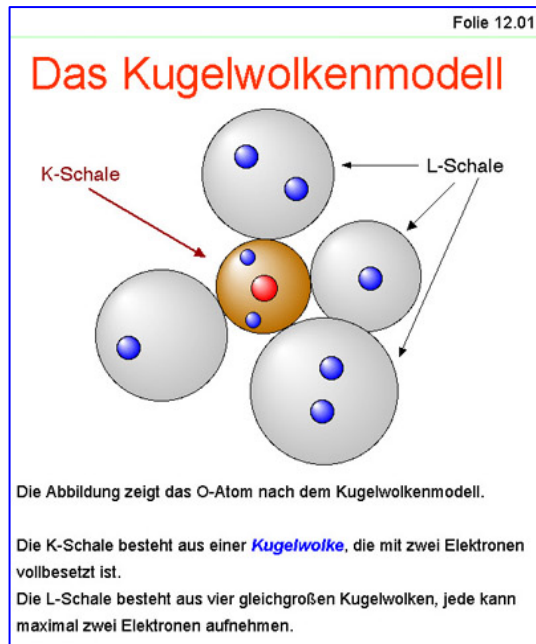
[Zurück](#)

Quelle: [ZUM \(Beck\)](#)

Die Elektronen (e-) bewegen sich um den Atomkern. Feste Kreisbahnen sind als Vorstellungshilfe nützlich, beschreiben aber die "Wirklichkeit" nur ungenügend.

Eine bessere Veranschaulichung bietet das Kugelwolkenmodell, das die räumlichen Bahnbereiche der Elektronen als Kugelwolken oder „Orbitale“ darstellt.

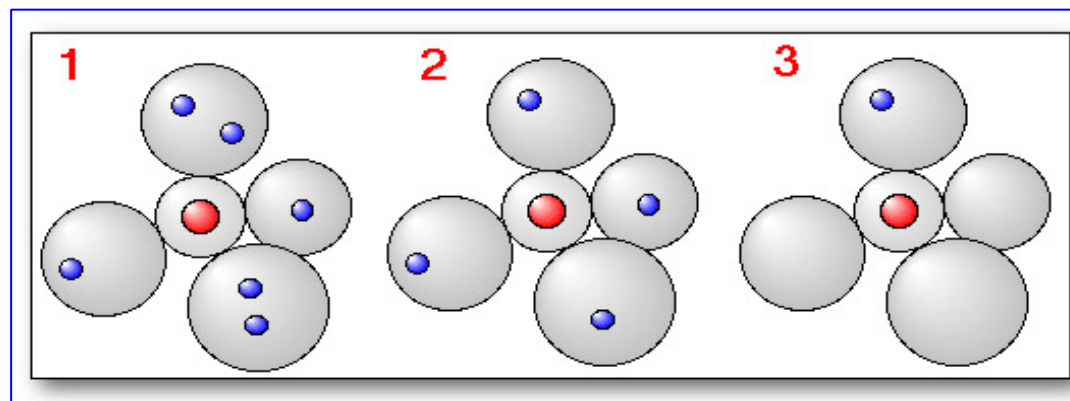
Diese Kugelwolken sind die Orte der größten Aufenthaltswahrscheinlichkeit der Elektronen



Nebenstehende Folie zeigt das **Sauerstoff-Atom** mit...

- 2 Elektronen auf der K-Schale und
- 6 Elektronen auf der L-Schale
- Mit den „Schalen“ sind im Kugelwolkenmodell die verschiedenen Energiestufen der Elektronen gemeint.
- Die zweite Energiestufe (L-Schale) besteht aus maximal 4 Elektronenwolken, die mit jeweils zwei Elektronen voll besetzt sind.
- Bei Sauerstoff (s. links) sind davon nur zwei voll besetzt, die beiden anderen Wolken könnten noch je ein Elektron aufnehmen
- Sauerstoff kann also zwei Bindungen zu anderen Atomen aufbauen (s. später Atombindung).

Weitere Beispiele:



1 = Sauerstoffatom

2 = Kohlenstoffatom

3 = Natriumatom

In der zeichnerischen Darstellung werden normalerweise nur die Elektronen der Außenschale berücksichtigt, denn...

**Chemische Eigenschaften werden nur durch die Elektronen der Außenschale bestimmt!
(Reaktionen, Bindungen...)**

6. Energiestufen

[Zurück](#)

Je weiter die Elektronen vom Atomkern entfernt sind, desto größer ist deren Energie (s. oben). Die Zunahme der Energie ist nicht kontinuierlich, sondern erfolgt in Stufen.

Die Elektronen besitzen, je nach Entfernung zum Atomkern, unterschiedlich hohe Energiestufen (auch „Schalen“ genannt).

- Man unterscheidet insgesamt **7 Energie-Schalen oder Orbitale** mit den Bezeichnungen K (am **K**ernnähesten), L, M, N, O, P und Q. Auch die Nummerierung von 1 bis 7 ist gebräuchlich.
- Die Schalen werden noch in Unterschalen eingeteilt (Bezeichnungen s, p, d, f)

Elektronenkonfiguration:

Die Schalen werden „der Reihe nach“ mit Elektronen aufgefüllt (wichtige Beispiele s. nächste Tabelle). Einen vollständigen Überblick über die „Elektronenkonfiguration“ der Elemente gibt's im Internet (s. Link)

Elektronenkonfiguration (Beispiele):

Edelgase	Gefüllte Orbitale
He	$1s^2$
Ne	$1s^2 2s^2 2p^6$
Ar	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Kr	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$
Xe	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6$
Rn	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6$

Alkali Metalle	Gefüllte Orbitale plus 1 Elektron
Li	$1s^2 2s^1$
Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
K	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
Rb	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$
Cs	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^1$

Halogene (Gase)	Gefüllte Orbitale minus 1 Elektron
F	$1s^2 2s^2 2p^5$
Cl	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
Br	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$
I	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$

Vorsicht, nicht auswendig lernen!

Ammoniak, Wasser und ihre Atombindung

[Zurück](#)

1. Ammoniakverluste in der Stickstoffdüngung

Quelle: Uni Hohenheim: [Beratungsempfehlungen](#) (pdf)

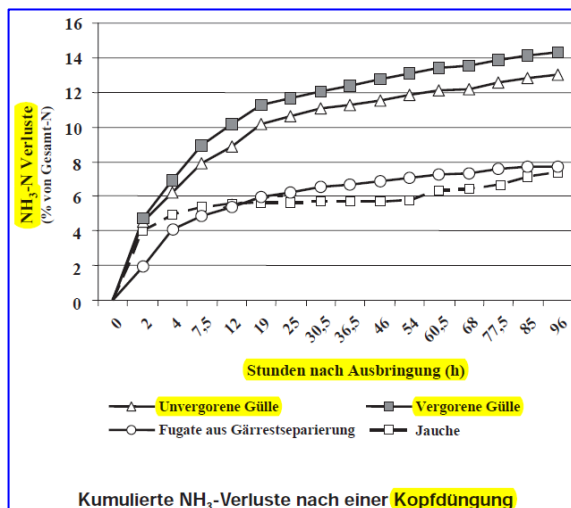
Ammoniakverluste in % des gedüngten $\text{NH}_4^+\text{-N}$ nach der Ausbringung von Rindergülle mit Prallteller und Schleppschlauch in Abhängigkeit der Temperatur (ohne Einarbeitung) (nach KTBL, zitiert nach Albert und Schliephake, 2005)

Stunden	Prallteller				Schleppschlauch			
	5°C	10°C	15°C	25°C auf Stroh	5°C	10°C	15°C	25°C auf Stroh
1	3	6	10	20	1	3	4	10
2	5	10	15	43	3	6	8	20
4	10	18	26	65	6	10	15	35
6	14	25	35	78	9	14	20	47
12	22	32	43	85	15	22	30	70
24	26	36	46	90	22	31	39	80
48	30	40	50	90	26	36	46	90

Die gasförmigen NH_3 -Verluste sind abhängig von der Ausbringsituation bezüglich...

- Temperatur und Wind
- Ausbringtechnik
- TS-Gehalt (Wasserzusatz)

Ammoniak ist ein umweltschädliches Gas. Dies ist der Grund, warum die **Dünge-VO** vorschreibt eine...
Einarbeitung innerhalb von 4 Stunden



Bei Kopfdüngung ist eine Einarbeitung nicht möglich...

Es entstehen gasförmige Verluste, die insbesondere reduziert werden müssen durch...

- bodennahe Ausbringung bzw. Schlitztechnik
- **Zusatz von Wasser** (dünnflüssige Gülle)



Die Ursache für die...

- gasförmigen Verluste
- bzw. die Speicherung durch Einarbeitung

liegt begründet in der

Chemie des Ammoniak-Moleküls

Nachfolgend einige chemische Grundlagen dazu!



2. Atombindung oder Elektronenpaarbindung

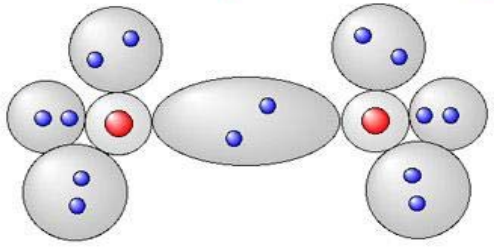
[Zurück](#)

Quelle: [Seilnacht.com](#) ([Elektr.PaarBindung](#)), [U-Helmich.de](#), [ZUM\(Beck\)](#)

Atome (Atomrümpfe) ziehen sich gegenseitig soweit an, dass die Orbitale ihrer Außenelektronen sich ineinander schieben und die Außenelektronen gemeinsam **beiden** Atomrümpfen angehören.

Folie 12.06

Elektronenpaarbindung



Bei der Bildung des Chlormoleküls überlappen die beiden einfach besetzten Kugelwolken der Chloratome.

Es bildet sich eine **gemeinsame Kugelwolke**, die ein **Elektronen-paar** bzw. zwei **Bindungselektronen** enthält und somit vollbesetzt ist (**Elektronenpaarbindung**). Eine andere Bezeichnung für diesen Bindungstyp ist **kovalente Bindung**.

Die linke Abb. zeigt mit Hilfe des [Orbitalmodells](#) die...

Atombindung im Chlormolekül

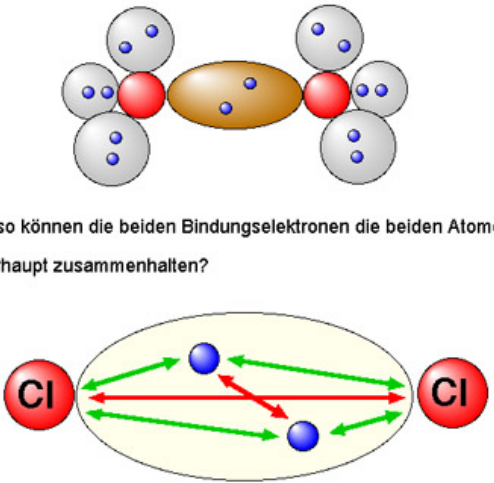
Formelmäßig wird diese Bindung als Elektronenformel dargestellt, wobei ein Elektronenpaar als Doppelpunkt oder als Strich gezeichnet wird.

[Strukturschreibweise](#) des Chlormoleküls Cl₂:



Folie 12.07

Bindende Elektronen



Wieso können die beiden Bindungselektronen die beiden Atome überhaupt zusammenhalten?

Vier Anziehungskräfte, aber nur zwei Abstoßungskräfte!

Im Endeffekt überwiegen die Anziehungskräfte. Daher wirken die beiden Bindungselektronen wie ein Klebstoff, der die Atome zusammenhält.

Wie kommt es zur Bindung?

obwohl sich die beiden...

- positiven Atomkerne oder auch die
 - negativen Elektronen
- gegenseitig abstoßen?**

Durch die Elektronegativität!

Jedes Atom hat das Bestreben, die äußeren Wolken (Schalen) voll zu machen (=Edelgaskonfiguration).

- Der positive Kern des linken Atoms und
- die negativen Elektronen des rechten Atoms ziehen sich gegenseitig an (und umgekehrt)

Sehr gute Veranschaulichung bei [U-Helmich.de](#) !!

3. Elektronegativität EN

[Zurück](#)

Die **EN** bezeichnet die Fähigkeit eines Atoms (eines Atomrumpfes), Elektronen eines anderen Atoms anzuziehen (s. Chemische Bindungen!).

Folie 12.20

Elektronegativität 2

H 2,20							He
Li 0,98	Be 1,57	B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98	Ne
Na 0,82	Mg 1,31	Al 1,61	Si 1,90	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16	Ar
K 0,82	Ca 1,00	Ga 1,81	Ge 2,01	As 2,18	Se 2,55	Br 2,96	Kr

Die EN eines Elementes hängt - genau wie die Ionisierungsenergie - von zwei Faktoren ab:

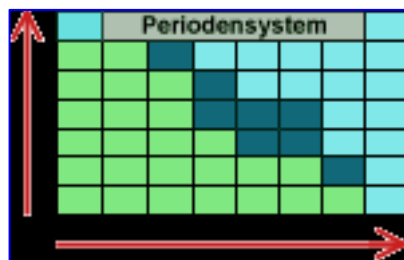
Je größer die **Kernladung**, desto höher der EN-Wert
(eine starke Kernladung zieht die Bindungselektronen stark an).

Je größer der **Atomradius**, desto geringer der EN-Wert
(ein weit entfernter Atomkern zieht die Bindungselektronen weniger stark an).

Die Elektronegativität (EN) ist umso größer...

- je größer die Ladung des Atomkerns ist (welche die Elektronen anzieht), und...
- je kleiner der Atomrumpf (Atom ohne äußerste Schale), d. h. je kleiner die Entfernung zwischen den Elektronen auf der äußersten Schale und dem Atomkern

Quelle: U-Helmich.de



Daraus folgt:

Zunehmende Elektronegativität im Periodensystem...

- von unten nach oben und
- von links nach rechts.

Genauere Elementangaben(Auswahl):

Fluor	3,98	Francium	0,70
Sauerstoff	3,44	Caesium	0,79
Stickstoff	3,04	Rubidium	0,82
Chlor	3,16	Kalium	0,82
Brom	2,96	Lithium	0,98
Xenon	2,58	Radium	0,89
Kohlenstoff	2,55	Barium	0,89
Schwefel	2,58	Actinium	1,10
Arsen	2,18	Natrium	0,93
Wasserstoff	2,20	Calcium	1,00
Phosphor	2,19		

Quelle: <http://www.seilnacht.com/Lexikon/PSEN.html>

3.1 Elektronegativität und Bindung

[Zurück](#)

 Quelle: U-Helmich.de

Folie 12.21

Moleküle und Ionen

Je größer der EN-Unterschied zwischen den beiden Atomen, desto stärker polar ist die Bindung zwischen den Atomen.

Bindung	EN-Differenz	Bemerkungen
H-H Br-Br	0 0	unpolare kovalente Bindung
H-Br H-O	0,76 1,24	schwach / stark polare kovalente Bindung
Na-Cl K-F	2,23 3,16	Ionenbindung

Eine Atom- oder Elektronenpaarbindung entsteht, wenn zwischen zwei Atomen, die miteinander reagieren, die...

Differenz der EN kleiner als 1,7

ist. Die Bindungspartner benutzen dann gemeinsam das bindende Elektronenpaar.

Je näher die Differenz an 1,7 herankommt, desto mehr entsteht eine

polarisierte Atombindung.

Eine Ionenbindung entsteht (Salz!), wenn...

zwischen zwei Atomen, die miteinander reagieren, die

Differenz der EN größer als 1,7

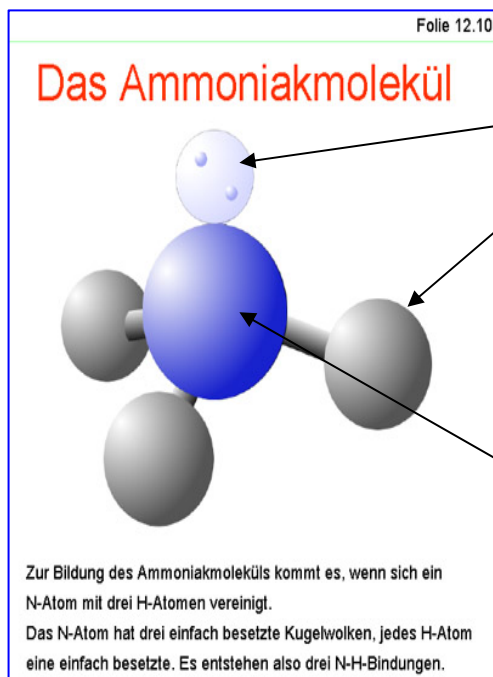
ist. Die weniger elektronegativen Atome geben dann ihre Außenelektronen an die elektronegativeren Atome ab. Beispiel: Speisesalz **Natriumchlorid NaCl**:

$$\begin{aligned} \text{EN von Chlor: } 3,16, \text{ EN von Na} &= 0,93 \\ 3,16 - 0,93 &= 2,23 \end{aligned}$$

3.2 Polarisierte Atombindung und Dipolmolekül

Haben die Atome, die miteinander reagieren, unterschiedlich hohe Elektronegativitäten (Differenz < 1,7), entstehen im Molekül positive und negative Ladungsschwerpunkte.

3.2.1 Ammoniak ist ein Dipol



- Stickstoff hat 5 Elektronen in der äußeren Schale, die aus 4 Wolken besteht.
- Eine Wolke ist mit 2 Elektronen voll besetzt,
- die anderen drei Wolken haben je ein Elektron.
- Drei Wasserstoffatome mit je einem Elektron tauchen in die drei nicht voll besetzten Wolken des Stickstoffs ein.

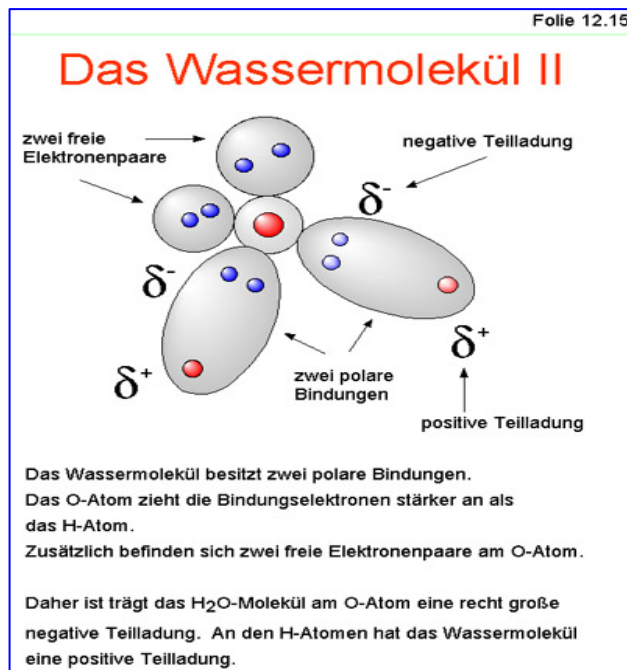
Gründe für Dipolcharakter des Ammoniaks:

- Durch die doppelt besetzte Elektronenwolke entsteht ein negativer Ladungsschwerpunkt...
- dieser wird unterstützt durch die polaren Atombindungen zwischen Stickstoff und Wasserstoff

**Elektronen werden stärker zum N gezogen
(höhere Elektronegativität des N).**

3.2.2 Beispiel Wasser

[Zurück](#)



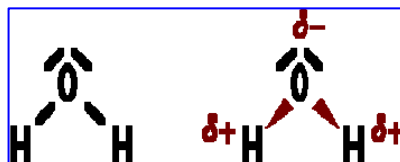
- Sauerstoff hat 6 Elektronen in der äußeren Schale, die aus 4 Wolken besteht.
- Zwei Wolken sind mit je 2 Elektronen voll besetzt, die anderen zwei Wolken haben je ein Elektron.
- Zwei Wasserstoffatome mit je einem Elektron tauchen in die zwei nicht voll besetzten Wolken des Stickstoffs ein.
- Auch hier sind die Unterschiede in der Elektronegativität von H und O verantwortlich für den Dipolcharakter (s. auch Text in der Abbildung links).
- Das Wassermolekül hat einen Winkel von 105°

Ohne diese Eigenschaften des Wassers hätte auf der Erde kein Leben entstehen können!

4. Wichtige Eigenschaften des Wassers

s. [Animationen von John Kyrk](#)

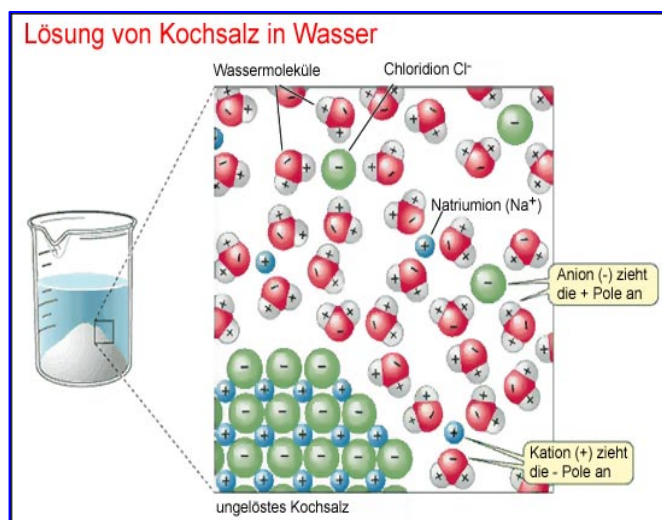
Lebenswichtige Eigenschaften des Wassers sind nur durch den Dipolcharakter des Moleküls in Verbindung mit dem Molekülwinkel von 105° erklärbar (Quelle: [Seilnacht](#))



- Elektronegativität von Wasserstoff: 2,20
- Elektronegativität von Sauerstoff: 3,44

**Differenz der EN = 1,24
= starker Dipol!**

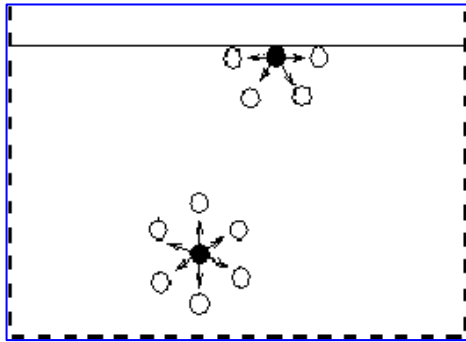
1. Wasser ist ein Lösungsmittel:



- Salze und andere organische Ladungsträger (z.B. Aminosäuren) können im Wasser und somit in lebenden Organismen gelöst werden.
- Das Wassermolekül zieht geladene Teilchen wie Salzionen an. Dabei wird das Kristallgitter des Salzes zerstört.

Düngemittelsalze werden im Bodenwasser in ihre Ionen aufgelöst!

2. Wasser hat eine Oberflächenspannung:

[Zurück](#)

- Unmittelbar an der Oberfläche des Wassers können sich die anziehenden Kräfte der Wasserdipole nur nach „innen“ und seitlich orientieren.
- Dadurch entsteht ein höherer Zusammenhalt der Wassermoleküle an der Oberfläche.
- Durch diese „Haut“ vermischen sich organische Flüssigkeiten (z.B. Öl) nicht mit Wasser

In der Pflanzenschutztechnik ist die Oberflächenspannung für die Tropfengröße und die Verteilung von PSM verantwortlich (s. dort).

3. Wasser hat einen rel. niedrigen Dampfdruck

Wasser beginnt auf Meereshöhe erst bei 100°C zu kochen:

- Die Wassermoleküle hängen durch die Dipolwirkung stark zusammen und verdampfen nicht
- Die Oberflächenspannung verhindert ebenfalls ein zu rasches Verdampfen

Hätte Wasser diese Eigenschaften nicht, wäre nie Leben auf der Erde entstanden!

[Zurück](#)

Chemische Grundlagen der Düngemittel

1. Düngemittelsalze und ihre Ionen

Außer Harnstoff sind alle Düngemittel Salze,
die sich in Wasser in ihre Ionen auflösen!

Diese Erkenntnis ist besonders wichtig um die Zusammenhänge der Nährstoffdynamik im Boden näher zu verstehen (Beispiel: Nitratauswaschung, Mobilität des Kaliums, s. später).

Wichtige Düngesalze und ihre Ionen:

Düngerbeispiele		Ionenform	
NH₄NO₃	(Kalk)Ammonsalpeter KAS	NH ₄ ⁺ , NO ₃ ⁻	Ammonium, Nitrat
(NH ₄) ₂ SO ₄	Schwefelsaures Ammoniak (SSA)	NH ₄ ⁺ , SO ₄ ²⁻	Ammonium, Sulfat
K ₂ SO ₄ , KCl	Kaliumsulfat, Kaliumchlorid s. „ Kalium-Dünger “	K ⁺ , SO ₄ ²⁻ , Cl ⁻	Kalium, Sulfat, Chlorid
Ca(H ₂ PO ₄) ₂ , CaHPO ₄	Hyperphos Superphosphat	H ₂ PO ₄ ⁻ , HPO ₄ ²⁻	Phosphat(e)
MgSO ₄ , MgCO ₃	Bittersalz (Epsom) Kohlensaurer Magnesiumkalk	Mg ²⁺ , SO ₄ ²⁻ , CO ₃ ²⁻	Magnesium, Sulfat, Karbonat
CaO, Ca(OH) ₂ , CaCO ₃	Branntkalk, Löschkalk, Kohlensaurer Kalk s. Fachinfo Naturkalk	Ca ²⁺ , OH ⁻ , CO ₃ ²⁻ , HCO ₃ ⁻	Kalzium, Hydroxonium, Karbonat, Hydrogenkarbonat

Info: seilnacht.com ([Salze](#) und [Säuren](#))

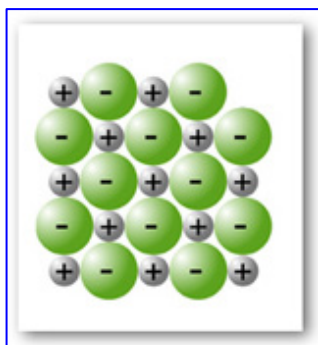
2. Salze erhalten ihre Struktur durch Ionenbindung

Info: seilnacht.com

Bei Reaktionen von z.B. Metallen (Na, Mg, Ca, Fe) mit Nichtmetallen (Sauerstoff, Chlor, Schwefel) oder Laugen und Säuren (s. unten) entstehen...

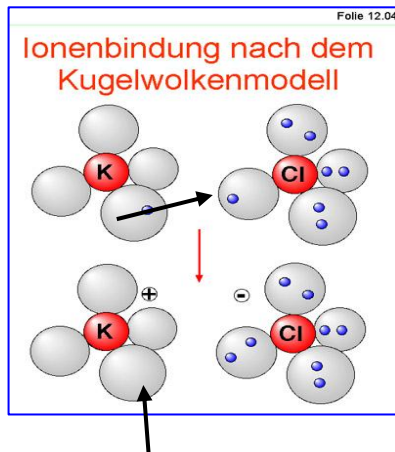
feste, salzartige Verbindungen.

(Struktur s. nebenstehendes Bild)



- Salze sind deshalb fest, da sich die einzelnen „Teilchen“ (=Ionen) gegenseitig anziehen. Die Anziehungskräfte entstehen durch die positiven und negativen Ladungen der einzelnen Ionen.
- Die Ladungen entstehen dadurch, dass Elektronen auf der äußersten Schale des Atoms „weggehen“ (=positiv) oder „dazukommen“ (=negativ). Die treibende Kraft dafür sind die Unterschiede in der Elektronegativität der beiden Atomarten.

2.1 Erläuterung mit Hilfe des Kugelwolkenmodells

[Zurück](#)


- Nichtmetalle sind stark elektronegativ (hier Chlor) und ziehen daher die nur locker gebundenen Außenelektronen der Metalle (hier Kalium) **vollständig** an.

EN- Unterschiede größer 1,7!

- Die Außenelektronen gehören also nicht beiden Atomen (s. Atombindung), sondern nur dem Nichtmetall- Atom (s. schwarzer Pfeil).

Quelle: U.Helmich

Nach der Elektronenabgabe hat das Kalium, welches nun als Ion vorliegt, vier leere äußere Kugelwolken, die keine Elektronen enthalten. Sie sind eigentlich nicht vorhanden. Obige Abbildung ist somit nicht korrekt (aber anschaulich).

Durch die Übertragung von Außenelektronen ändern sich die Eigenschaften der "Atomrümpfe" (Ionen) grundlegend!

Beispiel:

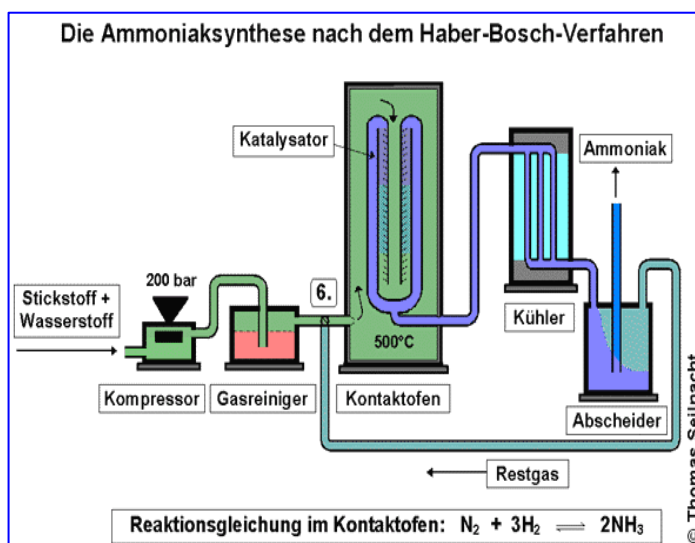
- Na ist ein sehr weiches, reaktionsfähiges Metall,
- Cl ist als Cl₂ ein grünes, giftiges Gas.
- als NaCl das lebenswichtige Kochsalz!

Die Ionen sind in einer wässrigen Lösung bestrebt, sich an anders geladene Teilchen oder Ionen anzulagern (Ladungsausgleich).

3. Salze entstehen durch die Reaktion zwischen Säuren und Laugen

3.1 Haber-Bosch-Verfahren

Quelle: Seilnacht.com



Herstellung von Ammoniak NH₃ aus Luftstickstoff mit Hilfe von...

- o Druck (200 Bar)
- o Temperatur (500°C) und
- o Katalysator

Ammoniak ist eine Lauge

Lauge und Säure ergibt Salz:

Aus der Reaktion zwischen Ammoniak und Schwefelsäure entsteht

Ammoniumsulfat (SSA)

3.2 Laugen oder Basen

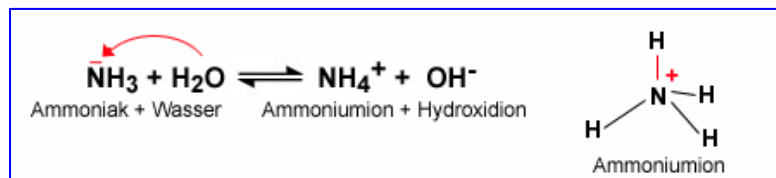
[Zurück](#)

s. dazu [Animationen von John Kyrk](#) und [U-Helmich.de](#)

Laugen sind Verbindungen, die...

1. von Wassermolekülen OH^- -Ionen abspalten (und selbst die H^+ -Ionen aufnehmen):

Deshalb ist Ammoniak eine Lauge:



- NH_3 ist wie Wasser ein Dipol und kann ein H^+ anziehen. Dadurch wird ein Wassermolekül in OH^- und H^+ gespalten.
- NH_3 wird zu NH_4^+ (Ammonium), ein OH^- bleibt übrig.
Folge: Die OH^- Konzentration erhöht sich (=basische Wirkung)

2. selbst OH^- -Ionen abspalten:

Die OH^- -Ionen verbinden sich mit H^+ -Ionen der Säure und neutralisieren sie (es entsteht Wasser)

Neutralisationsreaktion (s. Salzbildung)

3. H^+ -Ionen aufnehmen:

Basen oder Laugen nehmen H^+ -Ionen auf (akzeptieren sie). Die Konzentration der H^+ -Ionen nimmt ab (der pH-Wert steigt)

Basen sind Protonenakzeptoren

Entstehung der Laugen aus...

a) Metalloxid und Wasser:

- $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$
Brannkalk + Wasser $\rightarrow$ Löschkalk

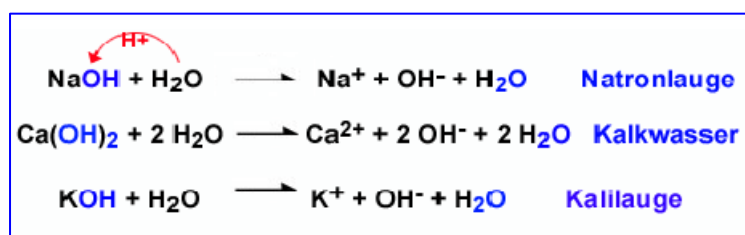
b) "unedlen" Metallen (Alkalimetalle, s. Periodensystem!) und Wasser:

- $2 \text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{NaOH} + \text{H}_2$
Natrium + Wasser $\rightarrow$ Natronlauge + Wasserstoffgas

Beide entstandene Reaktionsprodukte bilden in Wasser eine Lösung aus...

- positiven Metall-Ionen und
- negativen OH^- -Ionen (Hydroxid)

Beispiele:



3.3 Säuren

Infos: seilnacht.com, U-Helmich.de und [Animationen von John Kyrk](#)

Der schwedischen Chemiker **Svante Arrhenius** stellte 1880 fest, dass Säuren Stoffe sind, die in Lösung H^+ -Ionen (= Protonen) abgeben, also **dissoziieren** (Nobelpreis 1903).

Definition:

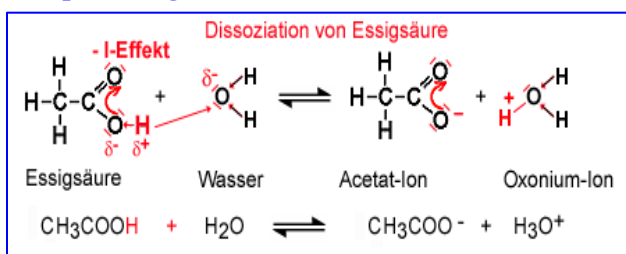
Säuren sind Verbindungen, die in wässriger Lösung in H^+ -Ionen und negative Säurerest - Ionen zerfallen (dissoziieren).

- Die "saure Wirkung" von Säuren wird durch die freien H^+ -Ionen verursacht!
- H^+ -Ionen sind in Wasser nicht beständig, sondern lagern sich an H_2O -Moleküle an. Dadurch entstehen H_3O^+ -Ionen (s. Dipolcharakter des Wassermoleküls)

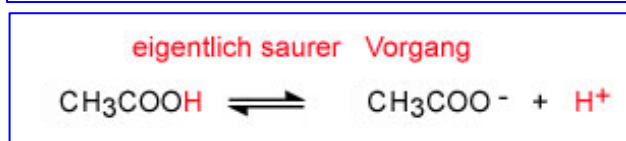
3.3.1 Dissoziationsvorgang

Der Zerfall von Säuren in wässriger Lösung ist eine Reaktion mit Wasser.

Beispiel Essigsäure:



Die Abspaltung von H^+ entsteht durch die starken EN-Unterschiede in der COOH-Gruppe „-I-Effekt“



Es entsteht eine höhere H^+ -Konzentration und damit eine Säure

pH-Wert sinkt

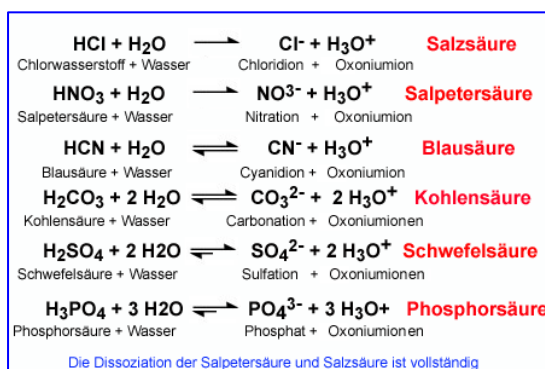
Alle organischen Säuren haben eine COOH-Gruppe...

- Durch den Unterschied in der Elektronegativität zwischen O und C und zwischen O und H werden die Elektronen in Richtung O verschoben

Die „O-H“ Bindung lockert sich

- Bei Kontakt mit einem polaren Wassermolekül (Dipol) wird der Wasserstoff der COOH-Gruppe ohne sein Elektron als H^+ -Ion weggerissen.
- Ein freies Elektronenpaar des Sauerstoffs beim Wassermolekül wird dann zur Bindung des H^+ -Ions benutzt so dass ein H_3O^+ -Ion entsteht (Oxonium-Ionen).

Alle Säuren sind Verbindungen, die H^+ -Ionen abgeben:



3.3.2 Entstehung von Säuren

[Zurück](#)

Säuren können entstehen...

a) aus einer Reaktion zwischen Nichtmetalloxid und Wasser

- $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$
 Schwefeldioxid + Wasser → Schweflige Säure
- $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$
 Kohlendioxid + Wasser → Kohlensäure

b) durch Einleitung von "Halogenwasserstoffgas" in Wasser:

- $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$
 Chlorwasserstoffgas in Wasser → Salzsäure
- $\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{F}^-$
 Fluorwasserstoffgas in Wasser → Fluss-Säure (stärkste Säure)

4. Salzbildung und Düngersalze

Info: seilnacht.com

Werden "äquivalente" Mengen (s. Stöchiometrische Berechnung!) einer starken Säure und einer starken Base miteinander gemischt, entsteht eine Lösung, die weder saure noch basische Eigenschaften aufweist. Eine Salzlösung ist entstanden (s. Ionenbindung!).

Neutralisationsreaktion



Wichtig!!

Beispiele (s. auch Unterricht!)

- $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$
 Natronlauge + Salzsäure → Natrium- und Chlorid- Ionen und Wasser.
- $\text{NH}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{NO}_3^- (\text{NH}_4\text{NO}_3)$
 Ammoniak + Salpetersäure → Ammoniumnitrat (Kalkammonsalpeter)
- $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O}$
 Löschkalk + Schwefelsäure → Kalziumsulfat + Wasser
- $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O}$
 Löschkalk + Kohlensäure → Kalziumkarbonat + Wasser

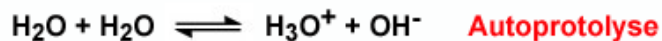
Säure...	Salzname...	Beispiel...
Essigsäure	Acetate	Kaliumacetat (E 261)
Kohlensäure	Carbonate	Calciumcarbonat (E 170)
Milchsäure	Lactate	Natriumlactat (E 325)
Phosphorsäure	Phosphate	Natriumphosphat (E 339)
Salzsäure	Chloride	Natriumchlorid (Kochsalz)
Salpetersäure	Nitrate	Kaliumnitrat (E 252)
Schwefelsäure	Sulfate	Calciumsulfat (Gips)

5. Der pH- Wert und pOH- Wert

[Zurück](#)

s. [Animationen von John Kyrk](#)

In neutralem Wasser sind eine sehr geringe Menge von Wassermolekülen immer in H^+ (bzw. in H_3O^+) und in OH^- - Ionen gespalten.



- die H^+ - Ionen (genauer H_3O^+ -Ionen) bewirken Säureeigenschaften,
- die OH^- - Ionen bewirken Laugeneigenschaften.

Da in neutralem Wasser beide Ionenarten gleich viel vorhanden sind, heben sich die Wirkungen auf.

- in sauren Lösungen überwiegen die H^+ -Ionen
- in basischen Lösungen die OH^- -Ionen.

Die Konzentration der beiden Ionenarten wird mit dem pH- Wert bzw. mit dem pOH- Wert angegeben. Normalerweise genügt für die Angabe der pH- Wert, da sich die beiden Werte immer zu der Konstante „14“ ergänzen:

$$\text{pH- Wert plus pOH- Wert} = 14$$

Der pH-Wert ist eine Abkürzung und bedeutet "pondus hydrogenii" (=Kraft des Wassers).

Der dänische Chemiker Soren Sorensen beschrieb 1909 den pH-Wert einer Lösung als negativen 10er-Logarithmus der H^+ -Ionen Konzentration:

$$\text{pH} = -\log [H^+] \text{ oder } \text{pH} = -\log [H_3O^+]$$

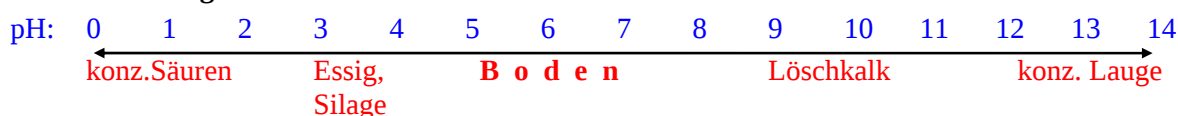
Durch diese Umrechnung erhält man die jeweilige „Hochzahl“. Neutrales Wasser hat den Wert 7. Das Wasser hat also eine H^+ und eine OH^- Konzentration von jeweils 10^{-7} Mol/Liter.

Der pH- Wert ist der negative 10er- Logarithmus der H^+ - Ionenkonzentration, der pOH- Wert der negative 10er- Logarithmus der OH^- - Ionenkonzentration einer wässrigen Lösung in Mol/Liter

Beispiele (s. auch <http://www.seilnacht.com/Lexikon/pH-Wert.htm>):

1. Eine Säure mit einem pH- Wert von 3 enthält...
 $1 \cdot 10^{-3}$ Mol H^+ -Ionen und $1 \cdot 10^{-11}$ Mol OH^- -Ionen pro Liter.
2. Eine Lauge (z.B. Löschkalk) hat einen pH-Wert von 10 und enthält...
 $1 \cdot 10^{-10}$ Mol H^+ -Ionen und $1 \cdot 10^{-4}$ Mol OH^- -Ionen pro Liter.

Größenordnungen:



Bedeutung des pH-Wertes für Unterricht und Praxis:

Der pH-Wert spielt eine sehr wichtige Rolle im Pflanzenbau (s. später!), z.B.:

- Nährstoffdynamik im Boden
Beispiel: Stickstoffkreislauf bzw. -umsetzungen (Mineralisation, Ammonifikation, Nitrifikation) und Phosphatmobilität sind sehr stark pH- abhängig.
- Bodenleben, Wurzelwachstum (Aluminiumfreisetzung...)

Stöchiometrische Berechnungen

[Zurück](#)

1. Avogadro'sche Zahl und Mol- Begriff

Wichtige Info: <http://www.seilnacht.com/Lexikon/pmasse3.htm>

Jedes Element oder Verbindung hat in einer Menge seines Molekulargewichtes (ausgedrückt in Gramm) gleich viele Atome oder Moleküle:

Ein Mol hat $6,023 \cdot 10^{23}$ „Teilchen“.

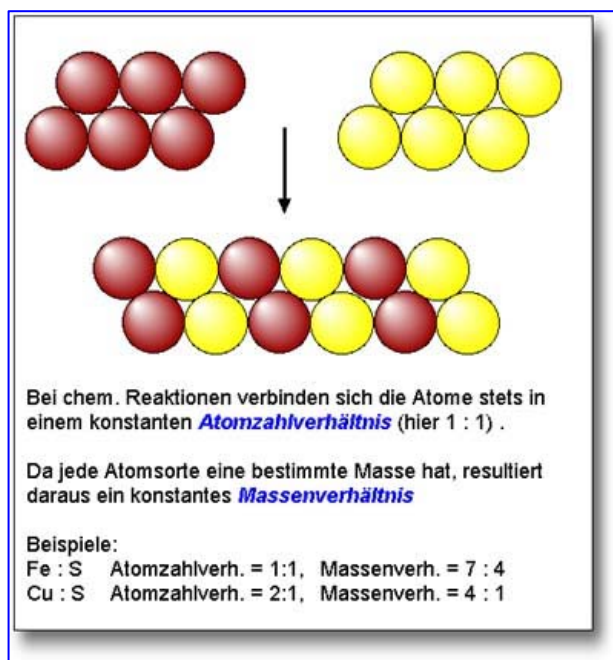
Diese Teilchen (Atome oder Moleküle) sind je nach Element verschieden schwer. Ein Mol hat also gleich viele Teilchen, kann aber unterschiedlich schwer sein.

Beispiel:

- a) 1 Mol Wasser H_2O hat $6,023 \cdot 10^{23}$ Moleküle, die insgesamt 18 Gramm wiegen
- b) 1 Mol Natrium-Metall hat $6,023 \cdot 10^{23}$ Na-Atome, die insgesamt 23 Gramm wiegen

Definition Mol:

Ein Mol einer chemischen Verbindung ist diejenige Menge in Gramm, deren Maßzahl gleich der Molekül- oder Atommasse ist.



Erläuterung nebenstehender Folie:

- Wenn innerhalb einer chemischen Reaktion ein Mol eines Elements mit einem Mol eines anderen Elements reagiert, reagieren jeweils gleich viele „Teilchen“ (Atome...) miteinander, die jedoch unterschiedlich schwer sein können (Molekülmasse!).

Nach der Reaktion...

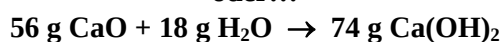
bleibt nichts übrig und hat jeder seinen Reaktionspartner!

Beispiel:

**1 Molekül Branntkalk + 1 Molekül Wasser ergibt 1 Molekül Löschkalk
oder...**



oder...



2. Rechenbeispiele

[Zurück](#)

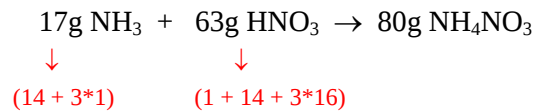
2.1 Herstellung von Ammoniumnitrat durch Neutralisationsreaktion

Quelle: <http://www.seilnacht.com/Lexikon/Neutrali.htm>

Das Düngesalz Ammoniumnitrat NH_4NO_3 , das im Kalkammonsalpeter enthalten ist, kann durch die Neutralisation von Ammoniak- Lauge mit Salpetersäure hergestellt werden:



Die "Mole" entsprechen folgenden Massen bzw. Gewichten:



Im Labor wird meist mit verdünnten Säuren gearbeitet. Um z.B. eine einmolare HNO_3 herzustellen, müssten 100ml einer hochkonzentrierten 10molaren Säure auf 1 Liter verdünnt werden.

Um nun 1 Mol Ammoniak- Gas unter Normalbedingungen (1 bar, 20°C) mit dieser einmolaren Salpetersäure zu neutralisieren, werden...

22,4 Liter NH_3 in 1 Liter 1molare HNO_3 geleitet

Es entsteht somit eine Salzlösung mit NH_4^+ - und NO_3^- - Ionen in hydratisierter Form, d.h. umgeben von Wasserdipolmolekülen.

Wird diese Lösung eingedampft, bilden sich 80g festes Ammoniumnitrat (die Ionen fügen sich durch Ladungsausgleich zu einem Jonengitter zusammen).

2.2 Düngemittel Ammonnitrat- Harnstoff- Lösung (AHL)

Der Flüssigdünger AHL enthält in 100 kg oder (bei einem spezifischen Gewicht von 1,28) in 78 Liter...

- 7 kg Nitrat- N oder $(62\text{g}/14\text{g}) = 4,43 \cdot 7 = 31 \text{ kg Nitrat}$
- 7 kg NH_4 - N oder $(18/14) = 1,29 \cdot 7 = 9 \text{ kg Ammonium}$
- 14 kg Harnstoff- N :
Harnstoff hat die Summenformel $\text{CO}(\text{NH}_2)$ und somit ein Molekulargewicht von $12+16+ 2 \cdot (14+2) = 60\text{g}$.

Überlegung:

2 Atome Stickstoff (N)	sind in	1 Molekül Harnstoff
2 "Mol" N	sind in	1 Mol Harnstoff
$2 \cdot 14\text{g} = 28\text{g N}$	sind in	60g Harnstoff
14g N	sind in	30g Harnstoff

14 kg N sind in 30 kg Harnstoff enthalten

100 kg AHL enthalten 40 kg Ammoniumnitrat und 30 kg Harnstoff

- Diese 70 kg Düngemittel bilden zusammen mit 30 Liter Wasser eine 100 kg schwere Lösung.
- Diese 100kg AHL haben ein Volumen von 78 Liter.
- 100 Liter AHL wiegen $100/78 \cdot 100 \text{ kg}$, also 128 kg.

100 Liter AHL enthalten somit 28% von $128\text{kg} = 36 \text{ kg N}$

2.3 Nitratproblematik des Grund- oder Trinkwassers

[Zurück](#)

Überlegungen:

- in einem Mol NO_3 (Nitrat) sind ein "Mol" N enthalten, also sind...
- in 62mg NO_3 14mg N enthalten (Mol- bzw. Atomgewichte!).
- In 50mg NO_3 sind 11,29mg N enthalten (Umrechnungsfaktor $14/62 = 0,2258$)

Entsteht das Grundwasser aus Sickerwasser, gelten bei durchschnittlichen Gegebenheiten folgende Überlegungen:

- bei einem Jahresniederschlag von z.B. 600 - 700mm oder Liter/m² entstehen vielleicht im Herbst und Winter 200 Liter/m² Sickerwasser.
- wenn diese 200l/m² mit 50mg/l Nitrat belastet sind, enthalten sie...
 $200\text{l/m}^2 * 50\text{mg/l} * 0,2258 = 2258\text{mg/m}^2 \text{ N}$ oder $2,258\text{g/m}^2$ oder 22,58 kg N/ha

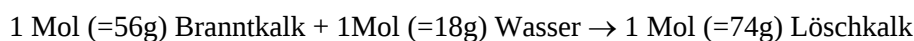
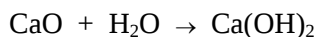
Eine Nitratbelastung von 50mg/l im Sickerwasser entsteht z.B. durch die Auswaschung von nur 20 bis 25 kg N/ha

2.4 Herstellen von Kalklauge aus Branntkalk

Um Löschkalk für das „Stallweißen“ herzustellen, wird Branntkalk in einem großen Bottich gelöscht. Man schüttet den Branntkalk in das Wasser (nie umgekehrt!!). Es ist ratsam zu wissen, wieviel Wasser vorher bereitgestellt werden muss.

Frage: Wieviel Wasser wird benötigt, um 1 dt. reinen Branntkalk zu löschen?

Reaktionsformel:



Für 56g Branntkalk werden 18g Wasser benötigt, für 100kg Branntkalk also 32,2 Liter.
(s. Mitschrift)

2.5 Umrechnungsfaktor Branntkalk - Kohlensaurer Kalk (Kalkäquivalent)

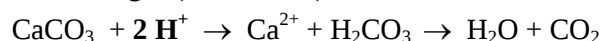
CaO ist nicht nur die chemische Formel für Branntkalk, sondern auch Maßstab bzw. Bezugsgröße für die basische Wirkung eines Kalkdüngers (Konzentrationsangabe). So gibt es

- einen 90er Branntkalk (90% CaO), aber auch einen...
- Kohlensauren Kalk mit 53% CaO (obwohl Kohlensaurer Kalk CaCO_3 enthält!)

Die Konzentrationsangabe besagt, dass 100 kg Kohlensaurer Kalk in der Summe die gleiche "basische Wirkung" haben wie 53 kg reines CaO .
Die Angabe sagt jedoch nichts aus über die Schnelligkeit der Wirkung!

Chemische Begründung dieser Zahlen:

1. Ein 90er Branntkalk hat 90 kg reines CaO und 10 kg Verunreinigungen je dt
2. Bei Kohlensauren Kalk gilt (vereinfacht):

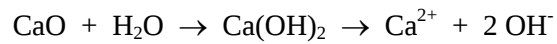


1 Mol Kalziumcarbonat bindet 2 Mol "Säure- Ionen"!

Es entsteht Kohlensäure, die in Wasser und Kohlendioxid zerfällt.

3. Bei Branntkalk gilt...

[Zurück](#)



1 Mol Branntkalk bindet (über Löschkalk) ebenfalls 2 Mol Säure- Ionen!

Die beiden Reaktionsgleichungen zeigen, dass 1 Mol CaCO_3 die gleiche neutralisierende Wirkung hat wie 1 Mol Branntkalk. (nur sehr viel langsamer als Branntkalk!)

100g reines CaCO_3 (= 1Mol!) hat die gleiche Wirkung wie 56g reines CaO (= 1Mol!)

Oder:

Wird in einer Düngeempfehlung eine benötigte Kalkmenge von 10 dt CaO ausgewiesen, so sollte die Düngung auf einem lehmigen Sand (IS, pH 6,0) in Form von Kohlensäuren Kalk statt Branntkalk erfolgen. Die Menge beträgt dann...

$$10 \text{ dt reines CaO} * 100/56 = 1,786 * 10 \text{ dt} = \text{ca. } 18 \text{ dt reines CaCO}_3$$

2.6 Weitere Umrechnungsfaktoren und Bezugsgrößen in der Düngung

Quelle: Kali+Salz

Umrechnungsfaktoren			für die einzelnen Nährstoffe in den verschiedenen Düngerformen		
gegeben	gesucht	Faktor	gegeben	gesucht	Faktor
NO_3	N	0,226	MgO	Mg	0,603
NH_3	N	0,822	Mg	MgO	1,658
$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	N	0,212	MgO	MgSO ₄	2,986
NH_4NO_3	N	0,350	MgO	MgSO ₄ ·H ₂ O	3,433
CaCN_2	N	0,350	MgO	MgSO ₄ ·7H ₂ O	6,114
N	NO_3	4,427	MgO	MgCl ₂	2,362
N	NH_3	1,216	MgO	MgCO ₃	2,092
N	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	4,717	MgSO ₄	MgO	0,335
N	NH_4NO_3	2,857	MgSO ₄ ·H ₂ O	MgO	0,291
N	CaCN_2	2,860	MgSO ₄ ·7H ₂ O	MgO	0,164
			MgCl ₂	MgO	0,423
			MgCO ₃	MgO	0,478
K_2O	K	0,830	P_2O_5	P	0,436
K	K_2O	1,205	P	P_2O_5	2,291
KCl	K_2O	0,632	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	P_2O_5	0,458
K_2SO_4	K_2O	0,541	P_2O_5	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	2,185
K_2O	KCl	1,583			
K_2O	K_2SO_4	1,850			
Na_2O	Na	0,742	SO_2	S	0,501
NaCl	Na	0,393	SO_3	S	0,400
Na	Na_2O	1,348	SO_3	S	0,334
NaCl	Na_2O	0,530	K_2SO_4	S	0,184
Na	NaCl	2,542	$\text{MgSO}_4\cdot\text{H}_2\text{O}$	S	0,232
Na_2O	NaCl	1,886	$\text{MgSO}_4\cdot 7\text{H}_2\text{O}$	S	0,130
			CaSO_4	S	0,236
CaO	Ca	0,715	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	S	0,243
Ca	CaO	1,399	S	SO_2	1,998
CaCO_3	CaO	0,560	S	SO_3	2,497
CaSO_4	CaO	0,412	S	SO_3	2,996
CaCl_2	CaO	0,505	S	K_2SO_4	5,435
CaO	CaCO_3	1,785	S	$\text{MgSO}_4\cdot\text{H}_2\text{O}$	4,316
CaO	CaSO_4	2,428	S	$\text{MgSO}_4\cdot 7\text{H}_2\text{O}$	7,687
CaO	CaCl_2	1,979	S	CaSO_4	4,246
			S	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	4,121

Beispiel: Wieviel K_2SO_4 ist in 50 kg Patentkali (30% K_2O , 10% MgO) enthalten?
 Rechengang: 50 kg : 100 x 30 = 15 kg K_2O („gegeben“); „gesucht“ wird K_2SO_4 ,
 Faktor ist also 1,85. 15 kg x 1,85 = 27,75 kg K_2SO_4 .

Das Düngemittelverkehrsgesetz...

schreibt vor, dass die

- Nährstoffkonzentrationen
- in den Düngemitteln jeweils in einer
- besonderen Bezugsgröße
- angegeben sein müssen. Sie sind gleichzeitig auch
- Rechenbasis bei Mengenangaben je Hektar

Diese Bezugsgrößen haben jedoch nichts mit den in der Natur vorhandenen Nährstoffformen zu tun!

[Zurück](#)

Wichtige Beispiele:

	Bezugs- größe	Natürliche Nährstoffformen	Düngerbeispiele
Stickstoffdünger:	N,	NO_3^- , NH_4^+ , NH_2	NH_4NO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$
Kalidüngemittel:	K_2O	K^+	K_2SO_4 , KCl
Phosphatdünger:	P_2O_5	H_2PO_4^- , HPO_4^{2-}	$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, CaHPO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
Magnesiumdünger:	MgO	Mg^{2+}	MgSO_4 , MgCl_2 , MgCO_3
Kalkdünger:	CaO	Ca^{2+} , OH^- , CO_3^{2-}	CaO , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, CaCO_3 , MgCO_3
Schwefeldünger:	S	SO_4^{2-}	MgSO_4 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

Beispiele zu "Umrechnungsfaktoren" (Zugegeben, z.T. etwas theoretisch) :

1.) Der Schwefelbedarf bei Raps beträgt ca. 50-60 kg S/ha. Wie viel müsste ein Landwirt düngen bei ...

- reinem Bittersalz MgSO_4 (praktisch nicht möglich!)
- reinem Ammoniumsulfat $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
(Praktische Maßnahme s. Unterricht!)

2.) Ein Bedarf von 100 kg K_2O /ha soll gedüngt werden mit

- Kaliumsulfat $\text{K}_2(\text{SO}_4)$ bzw.
- Kaliumchlorid KCl (Frage hat wenig keine praktische Bedeutung)

Gleich viele K^+ - Ionen sind enthalten...

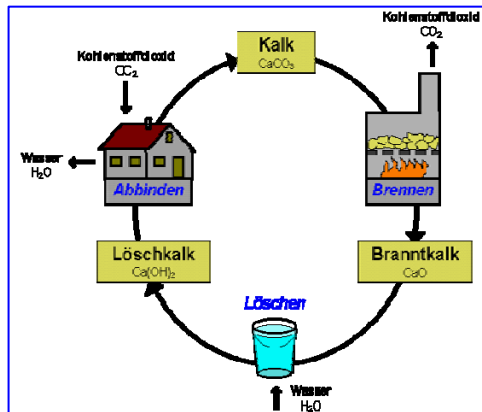
in 1 Mol <u>K_2O</u> ,	in 1 Mol <u>K_2SO_4</u> ,	in 2 Mol <u>KCl</u>
in 94g ($2 \cdot 39 + 16$)	in 174g ($2 \cdot 39 + 32 + 4 \cdot 16$)	148g ($2 \cdot 39 + 2 \cdot 35$)
in 100kg	in 185kg	157kg

[Zurück](#)

Kalkchemie

Weitere Infos [Kalknutzung](#), [Kohlensäure und Karbonate](#), [Kalkkreislauf](#)

1. Kalkkreislauf



- **Natürliches Kalkgestein** ist chemisch das Salz **Kalziumkarbonat CaCO_3** .
- Als Düngemittel wird es als Kohlensaurer Kalk bezeichnet.
- Wird das Gestein auf ca. 1200°C erhitzt, entweicht Kohlendioxid CO_2 und es entsteht **Branntkalk CaO**

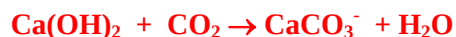
$$\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$$
- Beim Ausbringen von Branntkalk reagiert dieser mit der Bodenfeuchte zu Löschkalk



- **Löschkalk** ist chemisch eine Lauge (Kalziumlauge). Sie zerfällt im Wasser in ihre Ionen:

$$\text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} \text{ und } 2\text{OH}^-$$
- Die **Kalzium-Ionen** verkleben im Boden die Tonminerale, so dass Krümel entstehen
Krümelnde Wirkung von Ca^{2+} mit Tonmineralen
- Die **OH^- Ionen** reagieren mit der Bodensäure H^+ zu Wasser (Neutralisation)

$$\text{OH}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O}$$
 (genauer s. Unterricht!)
- **Wird Branntkalk nach der Ausbringung nicht eingearbeitet**, reagiert er auf der Bodenoberfläche zu Löschkalk und dieser in Verbindung mit Kohlendioxid zu Kohlensäuren Kalk. Der rasche und krümelnde Branntkalk- Effekt geht dadurch verloren!!



2. Exotherme Reaktion Branntkalk zu Löschkalk

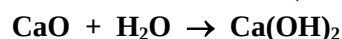
Bei der Herstellung von Branntkalk wird Wärmeenergie in Bindungsenergie umgewandelt. Es entsteht eine Energiereiche Bindung im Branntkalk C=O .

- **Endotherme** Reaktion:
Energie wird für neue Atombindungen gebraucht. Brennen von kohlensauern Kalk zu Branntkalk und Kohlendioxid



Die Bindung ist sehr instabil und zerfällt beim Kontakt mit Wassermolekülen. Es wird wieder Energie freigesetzt:

- **Exotherme** Reaktion:
Reaktion Branntkalk mit Wasser zu Löschkalk (Wasser wird erwärmt)



Licht und Energie

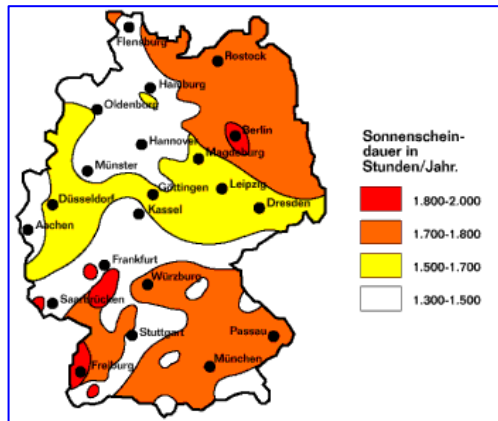
[Zurück](#)

1. Photovoltaik

Die Photovoltaik gewinnt aufgrund der „Energiewende“ eine immer größere Bedeutung insbesondere auch in der Landwirtschaft

1.1 Sonneneinstrahlung in Deutschland

Bild-Quelle: [Schmitz](#), s. auch [Wiki](#)



Sonnenstunden (= mindestens 120 W/m², s. [Wiki](#)) in...

- Bayern und Ostdeutschland: 1700 – 1800
- Südbaden: 1800 - 2000
- Norddeutschland: 1300 – 1500

Die Wirtschaftlichkeit einer Anlage kann regional sehr unterschiedlich sein

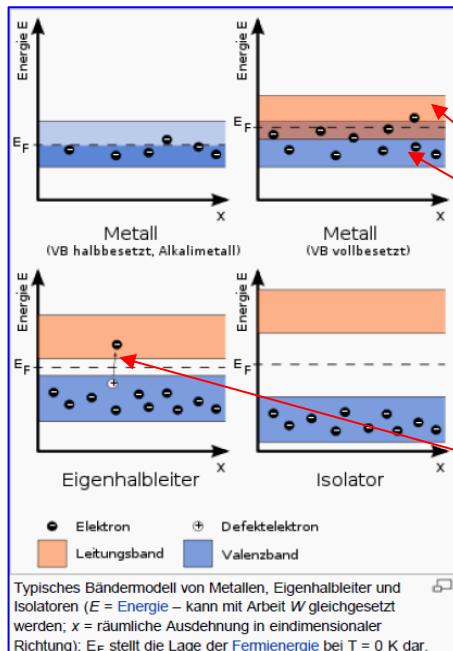
Solarkonstante (s. [Wiki](#)):

Die theoretische maximale Strahlung der Sonne senkrecht auf die Erdoberfläche beträgt **ca. 1350 W/m²**

Klarer Sonnenschein bringt eine Leistung von 600 – 1000 W/m²

1.2 Was geschieht in den Silizium-Platten?

Quelle: [Wiki](#)



- Die Elektronen in Kristallen und anderen festen Stoffen (z.B. Metalle) können sich je nach ihrem Energiezustand zwischen den Atomen „hin- und herbewegen“ (s. auch Kugelwolken-Modell der Atome)
- In Abhängigkeit ihrer Energiezustände entstehen dadurch verschiedene Energiebereiche sog. **Energiebänder** (zwischen denen sich die Elektronen bewegen)
In Metallen liegen die Energiebänder eng beisammen, so dass die Elektronen ungehindert fließen können.

Metalle sind gute Stromleiter

- Aufgrund ihrer Kristallstruktur ist **bei Halbleitern** zwischen dem (normalen) Energieniveau der Elektronen (=Valenzband) und dem nächst höheren Energieniveau (Leitungsband) eine **Bandlücke**, die von Elektronen bei Energiezufuhr übersprungen werden kann. Bei **Isolatoren** ist die Bandlücke zu groß.

Wird Silizium (Halbleiter) von der Sonne beschienen...

- nehmen seine Elektronen die Sonnenenergie auf und
- springen über die Bandlücke hinweg auf ein höheres Energieniveau (=Leitungsband)

Elektronen in dem Leitungsband = elektrischer Strom

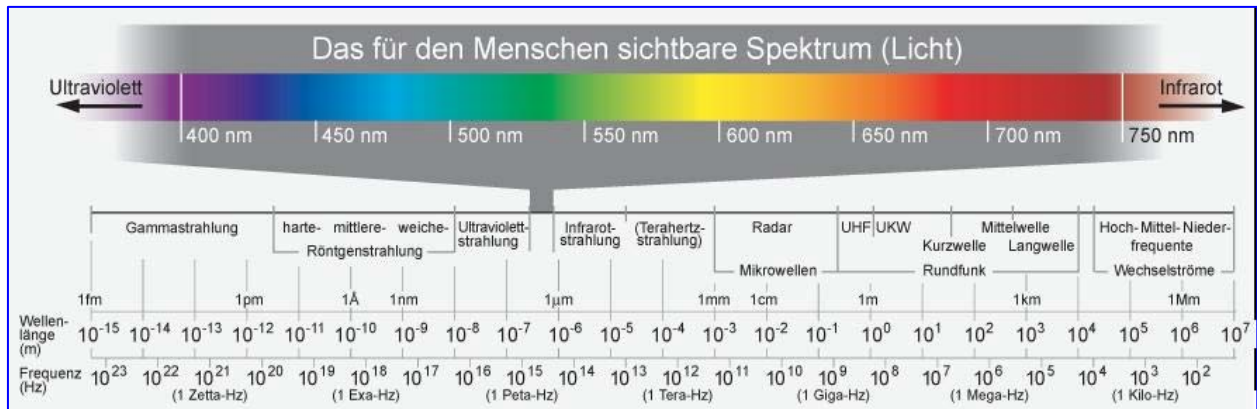
(s. auch Energiequanten und Photosynthese!

2. Spektrum des Sonnenlichts

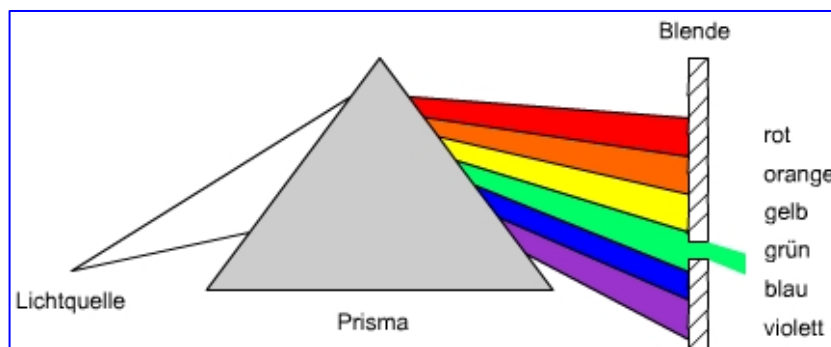
[Zurück](#)

 Quelle: [Beck](#)

Die Sonne strahlt verschiedene Wellenlängen des **elektromagnetischen Spektrums** ab. Unter Spektrum versteht man die Gesamtheit eines Wellenbereichs. Welche Wellen zu den elektromagnetischen gehören kann man aus der Abbildung unten entnehmen.



3. Zerlegung im Prisma



Das Sonnenlicht kann mit Hilfe eines Prismas (pyramidenförmiger Glaskörper) in einzelne Wellenlängen zerlegt werden, die wir als Farben wahrnehmen

4. Energiequanten

Die Elektronen (e^-) von Atomen eines Elements befinden sich normalerweise in ihrem möglichen energieärmsten Zustand, dem Grundzustand.

- Wird Energie zugeführt, können Elektronen in Zustände höherer Energie übergehen
- sie springen auf eine höhere Schale.
- Die dafür notwendige Energie kann nur in bestimmten Beträgen (=Quanten) zugeführt werden. Beliebige "angeregte" Zustände sind nicht möglich.

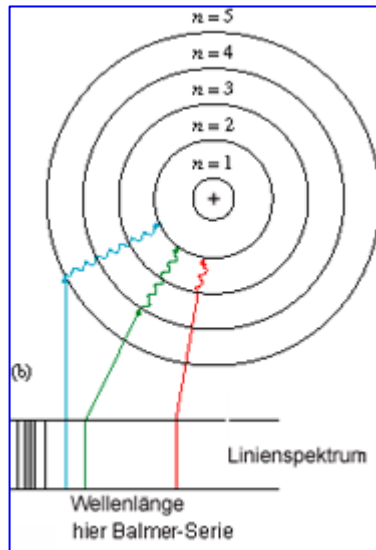
Diese angeregten Zustände sind jedoch nicht stabil, sondern die Elektronen fallen auf ihre niedrigere Energieschale zurück:

Die aufgenommene Energie wird wieder in Quanten frei und in Form von Strahlung (Licht) abgegeben.

4.1 Spektralanalyse

[Zurück](#)

Werden bestimmte Elemente erhitzt oder wird ihnen elektrische Energie zugeführt (Edelgase), senden sie nur für sie typisches Licht bestimmter Wellenlängen aus, das im Spektrum nur wenige, für das Element typische Farblinien zeigt.



Die **Ursache** dafür kann aus dem Aufbau der Elektronenhülle abgeleitet werden

Die Elektronen springen zwischen zwei ganz bestimmten "Schalen" hin und her und senden somit für das Atom charakteristisches Licht aus.

Linke Abbildung zeigt nochmals das Spektrum von Wasserstoff.

Werden diese drei Linien z.B. im Licht von Sternen gefunden, ist das der Beweis für das Vorhandensein von Wasserstoff.

Praktische Beispiele (s. Unterricht):

1. Woher weiß man, aus welchen Elementen bestimmte Sterne bestehen?
2. Was bezeichnet man in der Astronomie als "Rotverschiebung"?
3. Bei der Bodenuntersuchung wird Phosphat und Kali mit Hilfe der Spektralphotometrie gemessen. Was heißt das?

Anhang

[Zurück](#)

1. Stoffe und Körper

1.1 Reine Stoffe

Diese können sein...

- a) **Elemente:**
Sie bestehen nur aus einer "Sorte" von Atomen, z.B. alle Metalle (nicht Legierungen!)
- b) **chemische Verbindungen:**
Moleküle aus gleichen (z.B. Sauerstoffgas O₂) oder verschiedenen Atomen (z.B. Wasser H₂O)

1.2 Stoffgemenge

Dies können sein...

- a) Homogene Gemenge:
 - Metalllegierungen (Bronze, Messing) oder
 - Lösungen (z.B. in Wasser gelöste... Salze, Gase oder Alkohol)
- b) heterogene Gemenge:
 - Gesteine (Kristallgemenge, "fest in fest")
 - Suspensionen (Schlamm, "fest in flüssig"),
 - Emulsionen (z.B. Milch, "flüssig in flüssig")
 - Nebel ("flüssig in flüssig") oder Schaum ("gasförmig in flüssig")

1.3 Zustandsformen von Stoffen

Alle Stoffe können die Zustände

fest, flüssig und gasförmig

annehmen. Dies ist nur abhängig von der Umgebungstemperatur der Stoffe

1.3.1 Schmelz- und Siedepunkte

Der Schmelzpunkt eines Elements ist die Temperatur, an der es vom festen in den flüssigen Zustand übergeht:

- Niedrigster Schmelzpunkt aller Elemente: Helium mit -272,2°C
- Höchster Schmelzpunkt: Kohlenstoff mit +3550°C
- Eisen +1535°C
- Sauerstoffgas O₂ -218°C

Der Siedepunkt eines Elements ist die Temperatur, an der es vom flüssigen in den gasförmigen Aggregatzustand übergeht:

- Niedrigster Siedepunkt aller Elemente: Helium mit -268,9°C.
- Höchster Siedepunkt: Wolfram mit +5927°C
- Eisen +2750°C
- Sauerstoffgas O₂ -183°C

[Zurück](#)Schmelz- und Siedepunkte wichtiger Elemente:

Ordnungs- zahl	Element	Schmelzpunkt °C	Siedepunkt °C
1	Wasserstoff *	-259,1	-252,9
2	Helium *	-272,2	-268,9
5	Bor *	2300	2550
6	Kohlenstoff *	3550	4827
7	Stickstoff *	-209,9	-195,8
8	Sauerstoff *	-218,4	-182,9
9	Fluor *	-219,6	-188,1
10	Neon *	-248,7	-246,1
11	Natrium *	97,8	892
12	Magnesium *	648,8	1107
13	Aluminium *	660,5	2467
14	Silicium *	1410	2355
15	Phosphor *	44 (P4)	280 (P4)
16	Schwefel *	113	444,7
17	Chlor *	-101	-34,6
18	Argon	-189,4	-185,9
19	Kalium **	63,7	774
20	Calcium *	839	1487
24	Chrom	1857	2482
25	Mangan **	1244	2097
26	Eisen	1535	2750
27	Cobalt	1495	2870
28	Nickel	1453	2732
29	Kupfer	1083,5	2595
30	Zink *	419,6	907
35	Brom	-7,3	58,8
47	Silber	961,9	2212
48	Cadmium *	321	765
50	Zinn	232	2270
53	Jod	113,5	184,4
54	Xenon	-111,9	-107
77	Iridium	2410	4130
78	Platin	1772	3827
79	Gold	1064,4	2940
80	Quecksilber	-38,9	356,6
82	Blei *	327,5	1740
92	Uran	1132,4	3818
94	Plutonium	641	3327

1.4 Kelvin und absoluter Nullpunkt

Info: http://de.wikipedia.org/wiki/Absoluter_Nullpunkt

In der Wissenschaft werden Temperaturen meist in „Kelvin“ (K) angegeben. Die Kelvin- Skala geht vom absoluten Nullpunkt aus (niedrigere Temperaturen sind nicht möglich).

Absoluter Nullpunkt = 0 Kelvin = -273,15°Celsius.

Den niedrigsten Schmelzpunkt aller Elemente hat Helium mit 0,95 K (ist also bei -272,2°C flüssig)

2. Periodensystem der Elemente

[Zurück](#)

Die Herren Mendelejew (Petersburg) und Meyer (Tübingen) stellten 1869 unabhängig voneinander fest, dass die Eigenschaften der Elemente in periodischer Weise regelmäßig wechseln, wenn man sie nach zunehmendem Atomgewicht (genauer: Kernladungszahl) anordnet:

Quelle <http://www.periodensystem.info/periodensystem.htm> (pdf)



Ordnungszahl **1** **H** **1.0079** Symbol **H** Vorkommen **x** fest **o** natürlich **x** flüssig **o** nat. radioaktiv **x** gasförmig **o** synthetisch

Serie

- Alkalimetall
- Erdalkalimetall
- Lanthanoid
- Actinoid
- Übergangsmetall
- Halbmetall
- Metalloid
- Nichtmetall
- Halogen
- Edelgas

1	2											13	14	15	16	17	18
1 H 1.0079												5 B 10.811	6 C 12.011	7 N 14.007	8 O 15.999	9 F 18.998	10 Ne 20.18
2 Li 6.941	4 Be 9.0122											13 Al 26.982	14 Si 28.086	15 P 30.974	16 S 32.065	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948
3 Na 22.99	12 Mg 24.305	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
4 K 39.098	20 Ca 40.078	21 Sc 44.956	22 Ti 47.867	23 V 50.942	24 Cr 51.996	25 Mn 54.938	26 Fe 55.845	27 Co 58.933	28 Ni 58.693	29 Cu 63.546	30 Zn 65.38	31 Ga 69.723	32 Ge 72.64	33 As 74.922	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.798
5 Rb 85.468	38 Sr 87.62	39 Y 88.906	40 Zr 91.224	41 Nb 92.906	42 Mo 95.96	43 Tc [97.90]	44 Ru 101.07	45 Rh 102.91	46 Pd 106.42	47 Ag 107.87	48 Cd 112.41	49 In 114.82	50 Sn 118.71	51 Sb 121.76	52 Te 127.6	53 I 126.9	54 Xe 131.29
6 Cs 132.91	56 Ba 137.33	57 La 138.91	72 Hf 178.49	73 Ta 180.95	74 W 183.84	75 Re 186.21	76 Os 190.23	77 Ir 192.22	78 Pt 195.08	79 Au 196.97	80 Hg 200.59	81 Tl 204.38	82 Pb 207.2	83 Bi 208.98	84 Po [208.9]	85 At [209.9]	86 Rn [222.0]
7 Fr [223.0]	88 Ra [226.0]	89 Ac [227.0]	104 Rf [263.1]	105 Db [262.1]	106 Sg [266.1]	107 Bh [264.1]	108 Hs [269.1]	109 Mt [268.1]	110 Ds [272.1]	111 Rg [272.1]	112 Uub [277]	113 Uut [284]	114 Uuq [289]	115 Uup [288]	116 Uuh [292]	117 Uus [292]	118 Uuo [294]

Innere Übergangsmetalle (Lanthanoide und Actinoide)

57 La 138.91	58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm [144.9]	62 Sm 150.36	63 Eu 151.96	64 Gd 157.25	65 Tb 158.93	66 Dy 162.5	67 Ho 164.93	68 Er 167.26	69 Tm 168.93	70 Yb 173.05	71 Lu 174.97
89 Ac [227.0]	90 Th 232.04	91 Pa 231.04	92 U 238.03	93 Np [237.0]	94 Pu [244.0]	95 Am [243.0]	96 Cm [247.0]	97 Bk [247.0]	98 Cf [251.0]	99 Es [252.0]	100 Fm [257.0]	101 Md [258.0]	102 No [259.1]	103 Lr [262.1]

(c) Copyright 2008 Periodensystem.info - Alle Rechte vorbehalten. Vervielfältigung nur mit Genehmigung.

[Zurück](#)

Das **Periodensystem** baut auf folgenden Erkenntnissen auf (s. oben):

- a) Die Anzahl der Protonen im Kern bestimmt das Element (Atom- Art)
- b) Im Atomkern ist die Masse des Elements lokalisiert (Protonen und Neutronen).
Elektronen haben nur eine verschwindend kleine Masse (ca. 1/2000 eines Protons).

Von der Elektronenhülle sind Eigenschaften abhängig wie...

- Reaktionsfähigkeit und
- Wertigkeit (Bindungsfähigkeit)

Der Aufbau der Elektronenhülle bestimmt die chemischen Eigenschaften

s. <http://www.seilnacht.com/Lexikon/psval.htm>

Beispiel...

- **Natrium, Kalium oder Magnesium:**
Elemente mit 1 oder 2 Außenelektronen geben „sehr gern“ ihre Elektronen an einen „stärkeren“ (elektronegativeren) Bindungspartner ab.
- **Sauerstoff oder Fluor:**
„Sehr starke“ Elemente mit 6 oder 7 Außenelektronen ziehen schwächer gebundene Elektronen anderer Elemente an und bilden somit eine volle Schale (= hohe Elektronegativität)

s. später [Elektronegativität](#)

2.1 Aufbau

Perioden:

Sieben untereinander angeordnete **Zeilen** von insgesamt 104 Elementen (bzw. 111, Stand 1994).

Entsprechend der Ordnungszahl nimmt auch die Anzahl der Protonen und Elektronen zu.

Innerhalb einer Periode werden die verschiedenen Schalen mit Elektronen besetzt nach einer gewissen Systematik in der Reihenfolge der "Unterschalen" s, p, und d (s. Periodensystem).

Gruppen:

Alle Elemente, die im Periodensystem untereinander angeordnet sind (**Spalten**), haben die gleiche Anzahl an Außenelektronen und somit

ähnliche chemische Eigenschaften,

die sich vor allem durch gleiche Wertigkeiten äußern. Die physikalischen Eigenschaften sind jedoch z.T. sehr unterschiedlich (z.B. Metallcharakter).

Man unterscheidet folgende Gruppen:

- 1. Alkalimetalle**
- 2. Erdalkalimetalle**
- 3. Erdmetalle (Borgruppe)**
- 4. Kohlenstoffgruppe**
- 5. Stickstoffgruppe**
- 6. Chalkogene**
- 7. Halogene**
- 8. Edelgase**

2.1.1 Alkalimetalle

[Zurück](#)

Name	Lithium	<u>Natrium</u>	<u>Kalium</u>	Rubidium	Cäsium	Francium
Ordnungszahl	3	11	19	37	55	87
rel. Atommasse	6,94	22,99	39,10	85,47	132,91	223,02
Schmelzpkt. in K	453,69	370,95	336,8	312,2	301,55	300
Siedepkt. in K	1590	1165	1047	961	963	950
Dichte in g/cm ³	0,53	0,97	0,86	1,53	1,90	k.A.
Elektronegativität	1,0	1,0	0,9	0,9	0,9	0,9
Ionisierungsgeng. eV	5,39	5,14	4,34	4,18	3,89	4,0
Oxidationszahlen	1	1	1	1	1	1
Atomradius in pm	152	153,7	227	247,5	265,5	270
Ionenradius in pm	78	98	133	149	165	180

Kalium ist wichtiger Pflanzennährstoff

Alkalimetalle ist eine Sammelbezeichnung für die Elemente der I. Hauptgruppe des Periodensystems der Elemente. Wasserstoff gehört zwar ebenfalls zur I. Hauptgruppe, nimmt aber eine Sonderstellung ein und wird nicht zu den Alkalimetallen gerechnet.

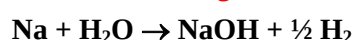
a) **Häufigkeit ...**

Kalium steht an erster Stelle, unmittelbar gefolgt von Natrium. Seltener sind Rubidium, Lithium und Cäsium, wohingegen Francium nur als Zwischenprodukt in radioaktiven Zerfallsreihen auftritt.

In der Natur kommen die Elemente dieser Gruppe stets gebunden vor. Sie sind in mineralischen Vorkommen oder als gelöste Salze im Wasser der Meere zu finden.

b) **Eigenschaften:**

- silbrig-glänzende, weiche Leichtmetalle; Natrium ist so weich, dass man es problemlos mit einem Messer zerteilen kann.
- Die Atome dieser Metalle besitzen nur ein einziges Außenelektron.
- Dieses Valenzelektron bedingt eine so große Reaktivität, dass sie in der Natur nicht frei vorkommen, sondern immer nur in Verbindung mit anderen, elektronegativeren Elementen.
- Sie besitzen sie in allen ihren Verbindungen die Oxidationsstufe +1.
Die Reaktivität der Alkalimetalle nimmt von Lithium zu Francium zu.
- Alle Alkalimetalle verleihen einer Flamme charakteristische Färbungen, durch die sie in ihren Verbindungen leicht nachweisbar sind.
- An der Luft werden die Alkalimetalle sehr rasch oxidiert. Mit Wasser reagieren sie sehr heftig. Nahezu ebenso heftig verlaufen die Reaktionen mit den Halogenen. Um die Reinform vor ungewollten Reaktionen zu schützen, müssen sie im Labor in Flüssigkeiten wie Paraffinöl aufbewahrt werden.

Beispiel Reaktion von Natrium mit Wasser zu Natronlauge:

(das entstehende Wasserstoffgas fängt zu brennen an oder explodiert)

s. Videos von YouTube:

heftige [Explosion](#), starkes [Abbrennen](#)

2.1.2 Erdalkalimetalle

[Zurück](#)

Name	Beryllium	<u>Magnesium</u>	<u>Calcium</u>	Strontium	Barium	Radium
Ordnungszahl	4	12	20	38	56	88
rel. Atommasse	9,01	24,31	40,08	87,62	137,33	226,03
Schmelzpkt.in K	1551	921,95	1112	1042	998	973
Siedepkt. in K	3243	1380	1760	1657	1913	1413
Dichte in g/cm ³	1,85	1,74	1,54	2,63	3,65	5,50
Elektronegativität	1,5	1,2	1,0	1,0	1,0	1,0
Ionisierungseng. eV	9,32	7,65	6,11	5,70	5,21	5,28
Oxidationszahlen	2	2	2	2	2	2
Atomradius in pm	113,3	160	197,3	215,1	217,3	223
Ionenradius in pm	34	78	106	127	143	152

Magnesium und Calcium sind wichtige Pflanzennährstoffe!

Die Elemente der II. Hauptgruppe des Periodensystems bezeichnet man als Erdalkalimetalle. Da Beryllium eine Sonderstellung in dieser Gruppe einnimmt und in seinen chemischen Eigenschaften dem Aluminium nahe steht, wird es in einigen Betrachtungen nicht zu den Erdalkalimetallen gerechnet.

a) Häufigkeit:

Wegen ihrer Reaktivität treten sie unter natürlichen Bedingungen niemals elementar auf. In der Häufigkeit der Erdalkalimetalle steht Calcium an erster Stelle, gefolgt von Magnesium. Wesentlich seltener sind Barium, Strontium und Beryllium.

Radium tritt nur als Zwischenprodukt in radioaktiven Zerfallsreihen auf.

b) Eigenschaften:

- silbrig-weiße, glänzende Leichtmetalle mit unterschiedlicher Härte.
- An der Luft überzieht sich ihre Oberfläche schnell mit einer dünnen Oxidschicht.
- generell höher schmelzend als die Alkalimetalle (s. Tabelle).
- sie haben zwei Außenelektronen und sind weniger reaktiv als die Alkalimetalle. Sie gehören aber immer noch zu den reaktivsten Metallen nach diesen.
- Die Oxidationszahl ist stets +2. Mit steigender Ordnungszahl steigt die Reaktivität der Erdalkalimetalle.
- Beryllium und Magnesium reagieren mit Wasser sehr langsam (die entstehende Hydroxid- Schicht erschwert den weiteren Wasserangriff)
- Calcium, Strontium und Barium reagiert schon mit kaltem Wasser heftig.
- Anders als die Salze der Alkalimetalle sind viele der Erdalkalimetalle nur wenig in Wasser löslich (s. Kohlensäurer Kalk CaCO_3 ...)

2.1.3 Borgruppe (Erdmetalle)

[Zurück](#)

Name	<u>Bor</u>	<u>Aluminium</u>	Gallium	Indium	Thallium
Ordnungszahl	5	13	31	49	81
rel. Atommasse	10,81	26,98	69,72	114,82	204,38
Schmelzpkt. in K	2573	933,52	302,93	429,32	576,7
Siedepkt. in K	2823	2740	2676	2353	1730
Dichte in g/cm ³	2,46	2,70	5,91	7,31	11,85
Elektronegativität	2,0	1,5	1,8	1,5	1,4
Ionisierungseng. eV	8,30	5,97	6,0	5,79	6,11
Oxidationszahlen	3	3	3, 2, 1	3, 2, 1	3, 1
Atomradius in pm	83	143,1	122,1	162,6	170,4
Ionenradius in pm	23	57	62	92	149

Bor ist ein wichtiges Spurenelement!
Aluminium wirkt giftig auf das Wurzelwachstum (<pH 5,0)

Die Elemente der 3. Hauptgruppe stehen in ihren Eigenschaften den Erdalkalimetallen nahe. Der ursprüngliche Name Erdmetalle ist aber heute nicht mehr gebräuchlich. Er führt auch in die Irre, weil Bor ein Halbmetall ist. Deshalb wird diese Gruppe heute nach dem ersten Vertreter einfach Borgruppe genannt.

a) Häufigkeit:

Aluminium ist noch vor Eisen das häufigste Metall in der Erdkruste. Es steht mit über 99% innerhalb der Gruppe deutlich an erster Stelle. Dann folgen Bor, Gallium und Thallium sowie ganz am Ende Indium.

In der Natur kommen diese Elemente nicht rein, sondern stets gebunden vor.

b) Eigenschaften:

- Metalle mit unterschiedlicher Härte (Bor kein Metall).
Der metallische Charakter innerhalb der III. Hauptgruppe nimmt von Aluminium ausgehend in Richtung Thallium zu.
- drei Außenelektronen, häufigste Oxidationszustand ist deshalb +3 (auch +1 möglich).
- mit Wasser keine Reaktion möglich. Nur reines Aluminium setzt aus Wasser Wasserstoff frei, bildet aber sofort eine dünne schützende Oxidschicht, die eine weitere Umsetzung verhindert.

Kohlenstoffgruppe

[Zurück](#)

Name	Kohlenstoff	Silicium	Germanium	Zinn	Blei
Ordnungszahl	6	14	32	50	82
rel. Atommasse	12,01	28,09	72,61	118,71	207,2
Schmelzpkt. in K	3823	1683	1210,55	505,12	600,65
Siedepkt. in K	5100	2628	3103	2543	2013
Dichte in g/cm ³	3,51	2,33	5,32	7,29	11,34
Elektronegativität	2,5	1,7	2,0	1,7	1,6
Ionisierungseng eV	11,26	8,15	7,90	7,34	7,42
Oxidationszahlen	4, 2, -4	4, -4	4, 2	4, 2	4, 2
Atomradius in pm	77,2	117	122,5	140,5	175,0
Ionenradius in pm	16	26	53	93	132

**Kohlenstoff ist der wichtigste Baustein in organischen Verbindungen,
Silizium der wichtigste Baustein in Tonmineralen.**

Die Gruppe wird nach ihren beiden wichtigsten Vertretern Kohlenstoff-Siliciumgruppe - oder der Einfachheit halber Kohlenstoffgruppe - genannt.

a) **Häufigkeit**

Silicium steht mit einem Anteil von über 99% (!) deutlich an erste Stelle. An zweiter bzw. dritter Stelle rangieren Kohlenstoff und Blei.

- [Silicium](#) ist nach Sauerstoff das wichtigste Element in der Erdkruste.
- Kohlenstoff ist das wichtigste biologische Element

Mit Ausnahme von Silicium treten alle Elemente der Kohlenstoffgruppe unter natürlichen Bedingungen teilweise auch in Reinform auf.

b) **Eigenschaften** (z.T. sehr unterschiedlich):

- Kohlenstoff und Silicium sind Nichtmetalle, Zinn und Blei sind Metalle.
- Kohlenstoff hat höchsten Schmelzpunkt aller Elemente, Zinn und Blei rel. niedrige
- Blei ist ein weiches Metall, Diamant als eine Kohlenstoffverbindung unübertroffen hart
- vier Außenelektronen mit Oxidationsstufen von +4, +2 und -4.
- Keine Reaktion mit Wasser.
- Bildung von Dioxiden (SiO₂, CO₂...).

2012: Neues Element Flerovium:

Am Ende der Kohlenstoffgruppe wurde von Kernphysikern seit 1999 noch ein weiteres Element mit der Ordnungszahl 114 vermutet. Dies konnte 2011 bestätigt werden. Seit Mai 2012 ist es offiziell im Periodensystem als

Flerovium (oder Eka-Blei)

(Quelle: [Wiki](#))

2.1.4 Stickstoffgruppe

[Zurück](#)

Name	<u>Stickstoff</u>	<u>Phosphor</u>	Arsen	Antimon	Wismut
Ordnungszahl	7	15	33	51	83
rel. Atommasse	14,01	30,97	74,92	121,75	208,98
Schmelzpkt. in K	63,29	317,3	sublimiert	903,89	544,5
Siedepkt. in K	77,4	553	886	2023	1833
Dichte in g/cm³	1,17 g/L	1,82	5,72	6,69	9,80
Elektronegativität	3,1	2,1	2,2	1,8	1,7
Ionisierungseng eV	14,53	10,49	9,81	8,64	7,29
Oxidationszahlen	5, 4, 3, 2, -3	5, 3, -3	5, 3, -3	5, 3, -3	5, 3
Atomradius in pm	71	93	125	145	155
Ionenradius in pm	171	44	69	89	96

Stickstoff und Phosphor sind wichtige Pflanzennährstoffe

a) **Häufigkeit:**

Innerhalb der Gruppe liegt Stickstoff an erster Stelle, gefolgt von Phosphor.

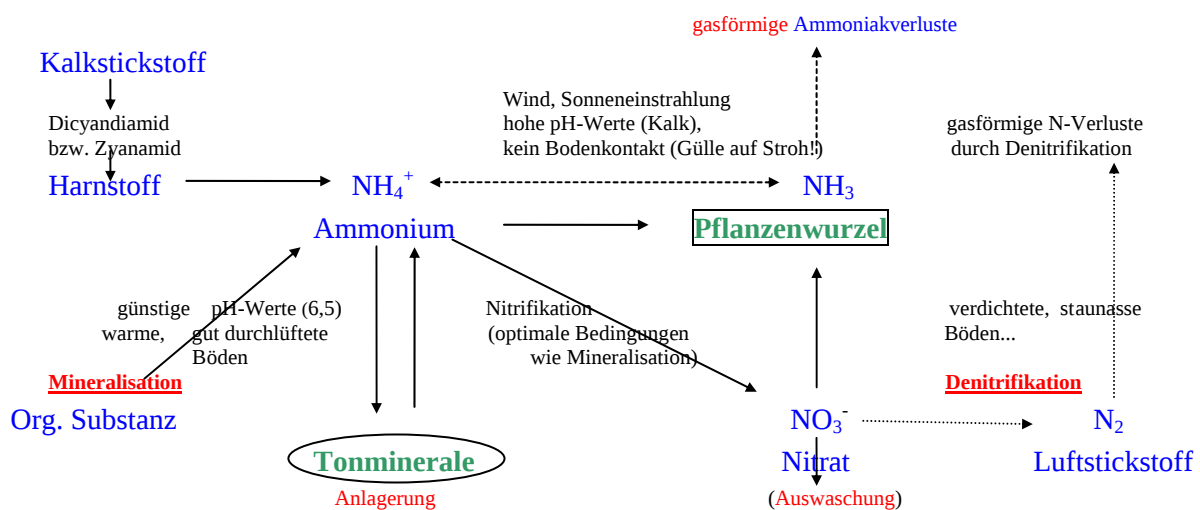
Der Anteil der Stickstoffgruppe am Aufbau der Erdkruste liegt unter einem Atomprozent. Der Volumenanteil des Stickstoffs in der Atmosphäre beträgt 78%.

Wismut ist das letzte Element des Periodensystems, das stabil ist; alle darauf folgenden Elemente sind mehr oder weniger instabil und radioaktiv.

b) **Eigenschaften** (z.T. sehr verschieden):

- Mitten durch die Stickstoffgruppe verläuft die Trennungslinie zwischen Metallen und Nichtmetallen. Der metallische Charakter nimmt von Stickstoff in Richtung Wismut zu.
- Stickstoff und Phosphor sind Nichtmetalle, Arsen und Antimon Halbmetalle und Wismut ist ein Metall.
- Oxidationsstufen -3, +3 und +5 (5 Außenelektronen bzw. 3 freie Elektronenplätze auf der Außenschale)

Beispiel Stickstoff- Kreislauf (Unterricht Düngung!)



2.1.5 Chalkogene oder Sauerstoffgruppe

[Zurück](#)

Name	Sauerstoff	Schwefel	Selen	Tellur	Polonium
Ordnungszahl	8	16	34	52	84
rel. Atommasse	16,0	32,07	78,96	127,6	208,98
Schmelzpkt. in K	54,75	386	490	722,7	527
Siedepkt. in K	90,19 K	717,82 K	958,1	1263	1235
Dichte in g/cm ³	1,33 g/L	2,06	4,82	6,25	9,20
Elektronegativität	3,5	2,4	2,5	2,0	1,8
Ionisierungseng eV	13,62	10,36	9,75	9,01	8,42
Oxidationszahlen	-2, -1	6, 4, 2, -2	6, 4, -2	6, 4, 2, -2	6, 4, 2
Atomradius in pm	60,4	104	116	143,2	167,5
Ionenradius in pm	132	29	69	97	65

**Schwefel ist ein wichtiger Pflanzennährstoff,
Sauerstoff wird in der Photosynthese gebildet und in der Atmungskette verbraucht.
(s. später)**

Der Name Chalkogene stammt aus dem Griechischen und bedeutet soviel wie Erzbildner.

In neuerer Zeit wird die VI. Hauptgruppe auch einfach Sauerstoffgruppe genannt.

a) Häufigkeit:

Sauerstoff liegt an erster Stelle, mit deutlichem Abstand zu Schwefel. Polonium tritt nur als Zwischenprodukt radioaktiver Zerfallsreihen auf.

Sauerstoff ist das (zweit)wichtigste beim Aufbau der gesamten Erde, 21% der Atmosphäre und 33% der Hydrosphäre (Wasser) bestehen aus Sauerstoffatomen. Allein im menschlichen Körper sind über 25% der Atome Sauerstoff.

b) Eigenschaften:

- die Elemente haben ähnlich physikalisch-chemische Eigenschaften (Sauerstoff unterscheidet sich am stärksten von den anderen Elementen dieser Gruppe)
- Sauerstoff und Schwefel sind Nichtmetalle, Selen und Tellur Halbmetalle. Polonium kann als Metall angesehen werden.
- weniger reaktiv als die benachbarten Halogene (7. Gruppe).
- Sauerstoff ist nach Fluor jedoch das elektronegativste aller Elemente (s. später)
- zwei Außenelektronen fehlen (Tendenz, zwei Elektronen aufzunehmen!):
 - es werden Ionenverbindungen mit elektropositiveren Elementen gebildet.
 - durch Ausbildung zweier Atom- Bindungen kann eine edelgasähnliche Konfiguration erreicht werden.
 - Die wichtigsten Oxidationsstufen sind -2, +4 und +6.
 - Bei Verbindungen des Sauerstoffs spielen die positiven Oxidationszahlen praktisch keine Rolle (Sauerstoff hat generell Oxidationsstufe -2!)

Durch Sauerstoff werden Stoffe oxidiert (s. Unterricht)

Info: <http://www.seilnacht.com/versuche/oxidreak.html>

2.1.6 Halogene (Salzbildner)

[Zurück](#)

Name	Fluor	Chlor	Brom	Iod	Astat
Ordnungszahl	9	17	35	53	85
rel. Atommasse	19,0	35,45	79,90	126,90	209,99
Schmelzpkt. in K	53,53	172,17	265,9	386,65	575
Siedepkt. in K	85,01	238,55	331,93	457,55	610
Dichte in g/cm ³	1,58 g/L	2,95 g/L	3,14	4,94	k.A.
Elektronegativität	4,1	2,8	2,7	2,2	2,0
Ionisierungseing eV	17,42	12,97	11,81	10,45	9,5
Oxidationszahlen	-1	7, 5, 3, 1, -1	7, 5, 3, 1, -1	7, 5, 3, 1, -1	7, 5, 3, 1, -1
Atomradius in pm	70,9	99,4	114,5	133,1	k.A.
Ionenradius in pm	133	181	196	220	227

Alle Halogene sind aufgrund ihrer Reaktionsfähigkeit Salzbildner.

a) Häufigkeit:

Das häufigste Halogen ist Chlor, gefolgt von Fluor. Wesentlich seltener sind Brom und Iod. Astat tritt nur als Zwischenprodukt radioaktiver Zerfallsprozesse auf. Halogenverbindungen sind in der Natur allgemein weit verbreitet (z.B. Meer-Salze...) . Für biologische Organismen sind die Fluor, Chlor und Iod in Spuren lebenswichtig.

b) Eigenschaften

- Nichtmetalle, Fluor und Chlor sind molekulare Gase, Brom ist flüssig und Iod sowie Astat sind Feststoffe.
Innerhalb der Gruppe nimmt die Elektronegativität von Fluor in Richtung Iod ab. Fluor ist das elektronegativste Element.
- Die Außenschale hat sieben Elektronen gebildet, so dass nur ein Elektron zur Edelgaskonfiguration fehlt. Dies bedingt ihre große Reaktionsfreudigkeit!
- Fluor weist die größte Reaktivität aller Elemente auf. Innerhalb der Gruppe nimmt die Reaktivität mit steigendem Atomgewicht ab. Die wichtigste Oxidationszahl ist -1.
- Halogene sind giftig; Chlor hat eine stark ätzende (z.T. tödliche) Wirkung auf die Atmungsorgane, auch Desinfektionsmittel (Trinkwasser...)

2.1.7 Edelgase

[Zurück](#)

Name	Helium	Neon	Argon	Krypton	Xenon	Radon
Ordnungszahl	2	10	18	36	54	86
rel. Atommasse	4,00	20,18	39,95	83,8	131,29	222,02
Schmelzpkt. in K	0,95	24,48	83,78	116,55	161,3	202
Siedepkt. in K	4,216	27,1	87,29	120,85	166,1	211,4
Dichte in g/L	0,17	0,84	1,66	3,48	4,49	9,23
Elektronegativität	k.A.	--	--	--	--	--
Ionisierungseng eV	24,587	21,56	15,76	14,0	12,13	10,75
Oxidationszahlen	--	--	--	2	2, 4, 6, 8	2
Atomradius in pm	128	k.A.	174	k.A.	218	k.A.
Ionenradius in pm	--	--	--	169	190	k.A.

a) Häufigkeit:

Häufigstes Edelgas ist Argon, an zweiter Stelle steht Neon. Radon tritt nur in Spuren als Produkt natürlicher, radioaktiver Zerfallsprozesse auf. Edelgase sind Bestandteile der Luft. - Im interstellaren (zwischen den Sternen) Raum des Universums befindet sich neben Wasserstoff praktisch nur noch Helium!

b) Eigenschaften:

- farb-, geschmack- und geruchlose Gase, die nur atomar vorkommen., gute Löslichkeit in Wasser.
- Helium hat den niedrigsten Schmelz- und Siedepunkt aller Elemente.
- andere Edelgase können auskristallisieren
- außerordentlicher chemischer Stabilität durch abgeschlossene Schalen (Edelgaskonfiguration)
- Von den leichten Edelgasen Helium, Neon und Argon sind keine Verbindungen bekannt
- Krypton und Xenon sind in gewissem Maße zu Reaktionen fähig
1962 wurde von Bartlett mit Xenonhexafluoroplatinat eine echte Edelgasverbindung dargestellt! Bis heute sind bereits über 30 Edelgasverbindungen bekannt geworden.

2.1.8 Übergangselemente

Bei ihnen werden die noch nicht vollständig besetzten 2. und 3. äußersten Schalen aufgefüllt (s-, p-, d). Sie haben ähnliche Eigenschaften wie die entsprechenden Hauptelemente.

s. <http://www.seilnacht.com/Lexikon/psval.htm>