

Chemie der Mittelstufe

1.1. Teilchenmodell

Diffusion und Brownsche Teilchenbewegung

Die selbständige Durchmischung flüssiger, gasförmiger oder gelöster Stoffe nennt man **Diffusion**. Beispiele sind die Ausbreitung von **Salz** und **Essig** in **Wasser** und von **Parfüm** in der **Luft**. Sie lässt sich mit der **Brownschen Teilchenbewegung** erklären. Sie wurde bei der Beobachtung von **Blütenpollen** in Wassertropfen unter dem **Mikroskop** entdeckt. Die Blütenpollen **vibrieren** infolge des ständigen **Aufpralls** von Wasserteilchen. Die Brownsche Teilchenbewegung nimmt mit steigender Temperatur **zu**.

Der Aufbau der Stoffe aus kleinsten Teilchen

Stoffe bestehen aus kleinsten Teilchen, die aufgrund ihrer geringen Größe mit dem **Auge** oder dem **Lichtmikroskop** nicht sichtbar sind. Nur bei der Abtastung der Oberflächen von **Feststoffen** mit dem **Rastertunnelmikroskop** sind sie als regelmäßige **Erhebungen** direkt erkennbar. Man unterscheidet

1. **Atome** = mit chemischen Reaktionen nicht mehr teilbare Teilchen, z.B. Sauerstoff O, Wasserstoff H, Schwefel S
2. **Elemente** = Stoffe, die nur aus einer Atomsorte bestehen, z.B. Sauerstoff O₂, Wasserstoff H₂, Schwefel S₈.
3. **Periodensystem der Elemente (PSE)** = Tabelle aller Atomsorten
4. **Ordnungszahl OZ** = untere Zahl am Elementsymbol = Position des Elementes im PSE
5. **Massenzahl MZ** = obere Zahl am Elementsymbol = Masse von 1 Mol Atomen in g
6. **1 Mol** = 602·200 000 000 000 000 000 = 602,2 Trilliarden
7. **Moleküle** = aus mehreren Atomen zusammengesetzte Teilchen, z.B. Wasserstoffmolekül H₂, Wassermolekül H₂O
8. **Verbindungen** = aus verschiedenen Atomsorten zusammengesetzte Stoffe, z.B. Wasser H₂O, Schwefeldioxid SO₂
9. **Ionen** (griech. **ionos** = wandernd) = elektrisch geladene Teilchen

Beispiele:

Kohlenstoff: 1 Mol ¹²C-**Atome** hat die Masse 12 g

Phosphor: 1 Mol ³¹P-**Atome** hat die Masse 31 g

Sauerstoff: Ein O₂-**Molekül** enthält 2 ¹⁶O-**Atome** ⇒ 1 Mol ¹⁶O₂-**Moleküle** hat die Masse 2·16 g = 32 g

Chlor: Ein Cl₂-**Molekül** enthält 2 ^{35,5}Cl-**Atome** ⇒ 1 Mol ^{35,5}Cl₂-**Moleküle** hat die Masse 2·35,5 g = 71 g

Schwefeldioxid: Ein SO₂-**Molekül** enthält 1 ³²S-**Atom** und 2 ¹⁶O-**Atome** ⇒ 1 Mol SO₂ hat die Masse (1·32 + 2·16) g = 64 g

Ethan: Ein C₂H₆-**Molekül** enthält 2 ¹²C-**Atome** und 6 ¹H-**Atome** ⇒ 1 Mol C₂H₆ hat die Masse (2·12 g + 6·1) g = 30 g

Satz von Avogadro und Molvolumen

Bei gleicher Temperatur und gleichem Druck hat ein Mol eines beliebigen Gases immer das gleiche Volumen. Bei 25°C und 1 bar sind die 24 Liter. Z.B. 1 Mol CO₂ oder O₂ oder N₂ oder... hat bei 25°C und 1 bar ein Volumen von 24 Litern.

1.2. Stoffgemische

Reinstoff und Mischung

Nur **Reinstoffe** besitzen konstante charakteristische Stoffeigenschaften. Dagegen hängen die Stoffeigenschaften einer **Mischung** verschiedener Reinstoffe vom **Mischungsverhältnis (Konzentration)** ab.

Homogene (einheitliche) Mischungen sind

Aggregatzustände	Bezeichnung	Beispiel
fest	Legierung	Messing = Kupfer + Zink
flüssig	Lösung	Haushaltssessig = Essigsäure + Wasser
gasförmig	Gasgemische	Luft = Stickstoff + Sauerstoff + Edelgase

Heterogene (uneinheitliche) Gemische enthalten verschiedene **Phasen**, d.h., einheitliche Bereiche, die durch deutlich erkennbare **Phasengrenzen** voneinander getrennt sind:

Aggregatzustände	Bezeichnung	Beispiel
fest + fest	Gemenge	Granit = Feldspat + Quarz + Glimmer
fest + flüssig	Suspension	Schlamm = Wasser + Lehm
fest + gasförmig	Rauch	Ruß + Luft,
flüssig + flüssig	Emulsion	Milch = Wasser + Fett
flüssig + gasförmig	Nebel	Wolken = Wasser + Luft

1.3. Chemische Reaktionen

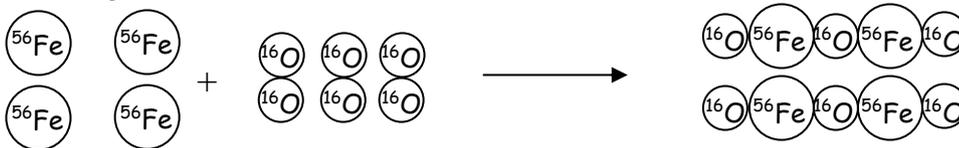
1.3.1. Reaktionsgleichungen

Beispiel: Eisen Fe reagiert mit Luftsauerstoff O₂ zu Dieisentrioxid Fe₂O₃ (Rost)

Beschreibung in Worten:

Je 4 Fe-Atome reagieren mit je 3 O₂-Molekülen zu je 2 Formeleinheiten Dieisentrioxid. Dabei wird Energie in Form von Licht und Wärme frei.

Beschreibung mit Teilchenbildern



Beschreibung durch eine Reaktionsgleichung:



Massenerhalt in einer Reaktionsgleichung

Die Zahl der Atome muss für jede Atomsorte rechts und links übereinstimmen. (**Probe**)

links:	rechts:
4 x 1 Fe-Atome	2 x 2 Fe-Atome
3 x 2 O-Atome	2 x 3 O-Atome

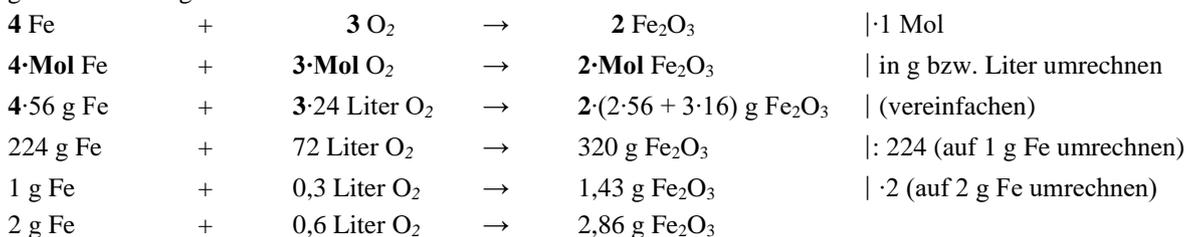
Beachte: der Index 1 wird in Summenformeln grundsätzlich weggelassen!

Frage:

Es werden 2 g Eisen Fe an der Luft verbrannt. Wie viel Liter Sauerstoff O₂ werden dabei verbraucht und wie viel g Eisenoxid Fe₂O₃ entstehen dabei?

Lösung:

Zur Berechnung der benötigten Stoffmengen wird die gegebene Reaktionsgleichung zunächst in Mol ausgedrückt und dann in g bzw. Liter umgerechnet:



Antworten:

Es werden 0,6 Liter Sauerstoff verbraucht und es entstehen 2,86 g Dieisentrioxid.

1.4. Atombau

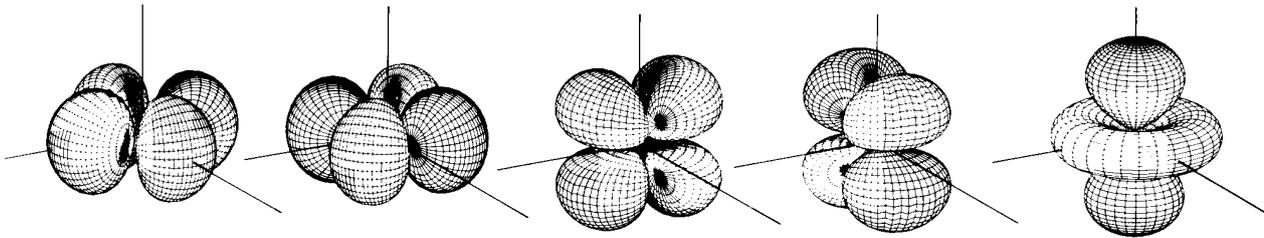
1.4.1. Elementarteilchen

Name	Masse in u (unit)	Ladung
Proton p⁺ (griech. πρωτοσ = erster)	1	positive Elementarladung
Neutron n (lat. neuter = keiner von beiden)	1	–
Elektron e⁻ (griech. ηλεκτρον = Bernstein)	1/2000	negative Elementarladung

1.4.2. Radioaktive Strahlung

Bezeichnung	besteht aus	Abschirmung durch
α-Strahlung	He ²⁺ -Teilchen (2 Protonen + 2 Neutronen)	Blatt Papier
β-Strahlung	Elektronen	dickes Buch
γ-Strahlung	sehr energiereiche Röntgenstrahlung	2 m Beton

Vom 3. Hauptniveau an stehen **zusätzlich fünf** doppelantelförmige **d-Orbitale** zur Verfügung:



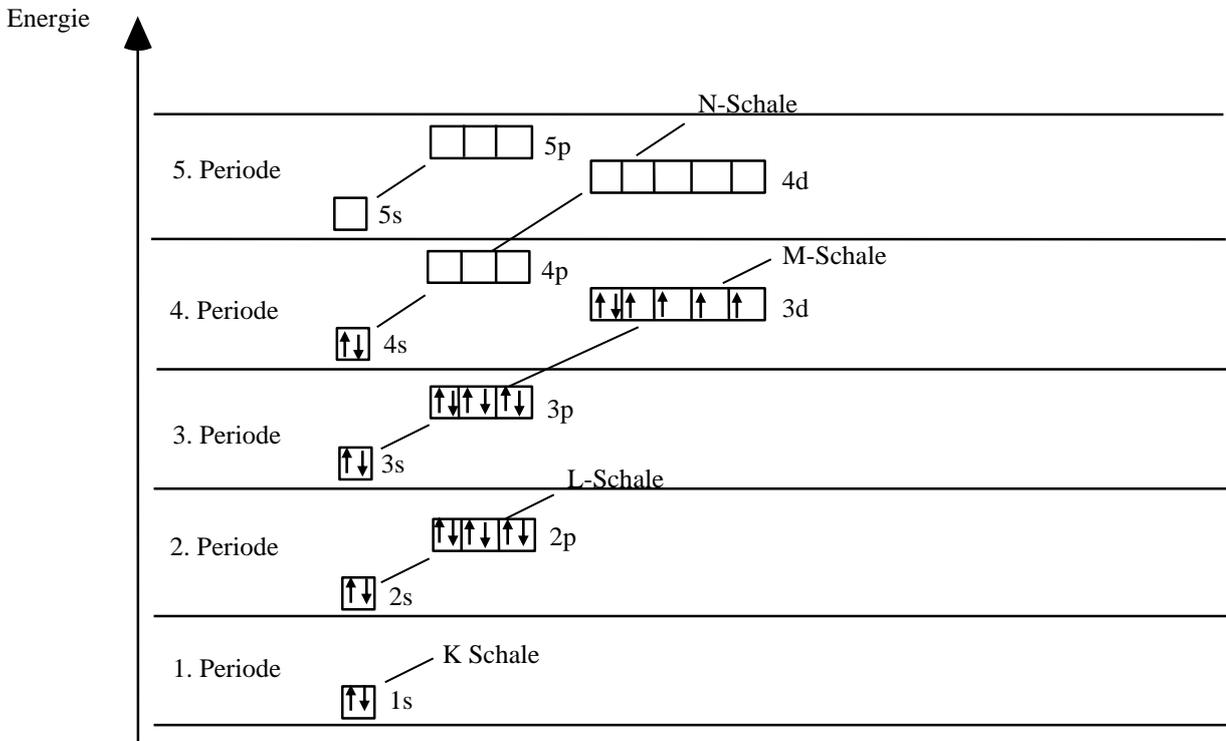
Vom 4. Hauptniveau an stehen **zusätzlich sieben** kompliziert geformte **f-Orbitale** zur Verfügung:

Kästchenschreibweise und Auffüllung der Orbitale

Die s-, p-, d- und f-Orbitale liegen innerhalb des jeweiligen **Hauptniveaus** jeweils auf dem gleichen **Unterniveau**. Vereinfacht stellt man die **Orbitale** als **Kästchen** dar und trägt die **Elektronen** als **Pfeile** gemäß ihrer Drehrichtung ein. Die Orbitale werden nach den folgenden Regeln durch Elektronen aufgefüllt :

1. Die Auffüllung der Schalen geschieht in Richtung **wachsender Energie**, also **von unten nach oben**.
2. Aufgrund der elektrischen Abstoßung erhält jedes Orbital eines Unterniveaus **zunächst nur ein** Elektron
3. Jedes Orbital kann **maximal zwei** Elektronen entgegen gesetzter Drehrichtung aufnehmen.

Beispiel Eisen ${}_{26}\text{Fe}$:



Perioden und Schalen

Da bei der Auffüllung der Orbitale z.B. die 4s-Orbitale vor den 3d-Orbitalen, die 5s-Orbitale vor den 4d-Orbitalen usw. aufgefüllt werden, **fallen die Perioden nicht mit den Schalen zusammen!**

1.5. Das Periodensystem

1.5.1 Aufbau des PSE

- **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

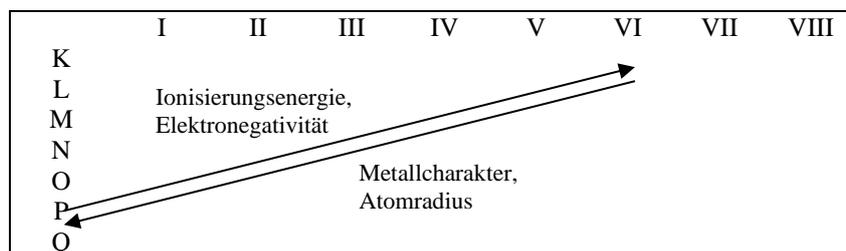
Elektronegativität (EN)

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.

1.5.1. 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.

1.5.3 Allgemeine Trends im PSE



1.5.4. Die 8. Hauptgruppe (Edelgase)

Name	Bedeutung
Helium He (griech. $\eta\lambda\iota\omicron\zeta$ = Sonne)	Traggas , da im Gegensatz zu H_2 unbrennbar .
Neon Ne (griech. $\nu\epsilon\omicron\nu$ = neu)	Leuchtgas
Argon Ar (griech. $\alpha\rho\rho\upsilon\nu$ = träge)	Schutzgas beim Schweißen, Leuchtgas ua. für Laser
Krypton Kr (griech. $\kappa\rho\nu\pi\tau\omicron\nu$ = verborgen)	Leuchtgas
Xenon Xe (griech. $\xi\epsilon\nu\omicron\nu$ = fremd)	Leuchtgas
Radon Rn (lat. $radius$ = Strahl)	Radon ist radioaktiv und entsteht aus natürlich im Gestein vorkommenden Radium durch α -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

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

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.

1.5.5. Die 7. Hauptgruppe (Halogene = Salzbildner)

Namen	Eigenschaften
Fluor F_2 (lat. $fluor$ = fließend)	Farbloses, extrem ätzendes und giftiges Gas
Chlor Cl_2 (griech. $\chi\lambda\omega\rho\omicron\zeta$ = gelbgrün)	Grünlich-gelbes ätzenden und giftiges Gas
Brom Br_2 (griech. $\beta\rho\rho\mu\omicron\zeta$ = Gestank)	rotbraune, leichtflüchtige ätzende und giftige Flüssigkeit
Iod I_2 (griech. $\iota\omega\delta\eta\zeta$ = veilchenfarbig)	violetter, leichtflüchtiger schwach ätzender und giftiger Feststoff
Astat At (griech. $\alpha\sigma\tau\alpha\tau\omicron\zeta$ = instabil)	kommt in der Natur nicht vor, da alle Isotope radioaktiv sind

Tendenzen innerhalb der Gruppe

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.

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, 0,1mol/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

1.5.6. Die 1. Hauptgruppe (Alkalimetalle)

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

Allgemeine Tendenzen

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

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 der Metallionen

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

Physiologische Bedeutung der Metallionen

- **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.
- **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 Herzrhythmusfunktion führen. K⁺ wirkt in mancher Hinsicht als Gegenspieler von Na⁺.

1.5.7. Die 2. Hauptgruppe (Erdalkalimetalle)

Name	Vorkommen
Beryllium Be	Beryll Be ₃ Al ₂ Si ₆ O ₁₈ , Smaragd (mit Cr ³⁺) Aquamarin (mit Fe ³⁺)
Magnesium Mg (Talk aus Magnesia in Thessalien)	Asbest Mg ₃ Si ₂ O ₅ (OH) ₄ , Talk Mg ₃ (Si ₄ O ₁₀)(OH) ₂
Calcium Ca (lat. calx =Kalkstein)	Kalkstein/Kreide/Marmor = Calciumcarbonat CaCO ₃ , Gips = Calciumsulfat CaSO ₄
Strontium Sr (Strontianin aus Strontian in Schottland)	Strontianin = Strontiumcarbonat SrCO ₃ , Zölestin = Strontiumsulfat SrSO ₄
Barium Ba (griech βαρυς = schwer)	Baryt = Schwerspat = Bariumsulfat BaSO ₄
Radium Ra (lat radius = Strahl)	radioaktiv 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		

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

Nachweis der Metallionen

- **Flammenfarben**: Ca orangerot, Ba grün, Sr hellrot, Radium carminrot
- **Schwerlösliche Sulfate und Carbonate**: Gibt man zu einer Ca²⁺-oder Ba²⁺-haltigen Lösung Sulfat-Ionen SO₄²⁻ oder Carbonat-Ionen CO₃²⁻, so erhält man weiße Niederschläge der entsprechenden Salze.

+	Sulfat SO ₄ ²⁻	Carbonat CO ₃ ²⁻
Ca ²⁺	Calciumsulfat CaSO ₄ (Gips)	Calciumcarbonat CaCO ₃ (Kalk)
Ba ²⁺	Bariumsulfat BaSO ₄ (Schwerspat)	Bariumcarbonat BaCO ₃

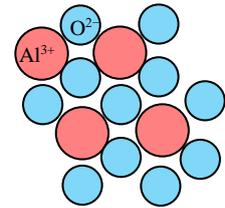
Physiologische Bedeutung der Metallionen:

- **Be²⁺** ist stark **giftig**, da es im Körper anstelle von Mg²⁺ in lebenswichtige **Enzyme** eingebaut wird, die dadurch ihre Wirkung verlieren.
- **Mg²⁺** (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 Mg²⁺-Komplex vor). Mg²⁺-Mangel führt u.a. zu Krampfneigung und Übererregbarkeit der Nerven. Mg²⁺ ist zentraler Bestandteil des grünen Pflanzenfarbstoffes **Chlorophyll**.
- **Ca²⁺** (1000 g/1,2 g) ist in Form von Apatit Calciumphosphat Ca₃(PO₄)₂ der wichtigste Baustoff für **Knochen** und **Zähne**. Ca²⁺- Mangel führt zu Knochenerweichung (**Rachitis** bei Kindern, **Osteoporose** bei älteren Frauen).

1.6. Die Ionenbindung

1.6.1. Die Ionenbindung

Treffen Metallatome auf Nichtmetallatome, so kann die Edelgaskonfiguration durch Abgabe von Elektronen vom Metallatom auf das Nichtmetallatom erreicht werden. Dabei entstehen entgegengesetzt geladene **Ionen**, die durch allseitig wirkende **elektrostatische Anziehung** (Coulomb-Kräfte) in einem **Ionengitter** zusammengehalten werden. Stoffe mit Ionenbindung nennt man **Salze**.



Die **Verhältnisformel** eines Salzes gibt in möglichst kleinen ganzen Zahlen das Mengenverhältnis der Ionen an.

Beispiel: Al^{3+} und O^{2-} verbinden sich im Verhältnis 2 : 3: $2 \text{ Al} + 3 \text{ O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$

1.6.2. Benennung von Salzen

Metalle bilden durch **Abgabe** von e^- positiv geladene Ionen (**Kationen**)

Nichtmetalle bilden durch **Aufnahme** von e^- negativ geladene Ionen (**Anionen**)

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H ⁻ Hydrid							He Helium
2	Li ⁺ Lithium	Be ²⁺ Beryllium	B ^{3+/5-} Bor	C ⁴⁻ Carbid	N ³⁻ Nitrid	O ²⁻ Oxid	F ⁻ Fluorid	Ne Neon
3	Na ⁺ Natrium	Mg ²⁺ Magnesium	Al ³⁺ Aluminium	Si ^{4-/4+} Silicium	P ³⁻ Phosphid	S ²⁻ Sulfid	Cl ⁻ Chlorid	Ar Argon
4	K ⁺ Kalium	Ca ²⁺ Calcium	Ga ³⁺ Gallium	Ge ^{4-/4+} Germanium	As ^{3-/5+} Arsen	Se ²⁻ Selenid	Br ⁻ Bromid	Kr Krypton
5	Rb ⁺ Rubidium	Sr ²⁺ Strontium	In ³⁺ Indium	Sn ⁴⁺ Zinn	Sb ⁵⁺ Antimon	Te ^{2-/6+} Tellur	I ⁻ Iodid	Xe Xenon
6	Cs ⁺ Cäsium	Ba ²⁺ Barium	Tl ³⁺ Thallium	Pb ⁴⁺ Blei	Bi ⁵⁺ Wismut	Po ⁶⁺ Polonium	At ^{1-/7+} Astat	Rd Radon

Vorsilben:

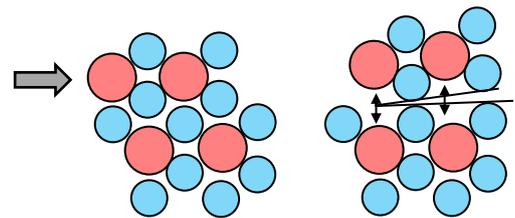
- 1 = mono
- 2 = di
- 3 = tri
- 4 = tetra
- 5 = penta
- 6 = hexa
- 7 = hepta
- 8 = okta
- 9 = nona

1.6.3. Eigenschaften von Salzen

Die elektrostatische Kraft zwischen positiv geladenen Metallionen und negativ geladenen Nichtmetallionen und damit auch die **Festigkeit** sowie die **Schmelz- und Siedepunkte** nehmen mit steigender **Ladung** und sinkendem **Ionenradius** zu.

Beispiel: NaCl schmilzt bei 800°C und MgO erst bei 2800 °C, KI aber schon bei 680 °C

Im Gegensatz zu den Metallen sind Salze sehr **spröde**, da bei einer Verschiebung der Gitterebenen gleichnamig geladene Ionen aufeinander stoßen und durch ihre gegenseitige Abstoßung zum Bruch des Gitters führen:

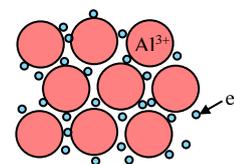


Im **festen Zustand** sind die Salze **Nichtleiter**, da die Ionen fest auf ihren Gitterplätzen sitzen. Im **geschmolzenen** oder **gelösten** Zustand dagegen sind die Ionen beweglich und leiten den elektrischen Strom

1.7. Die Metallbindung

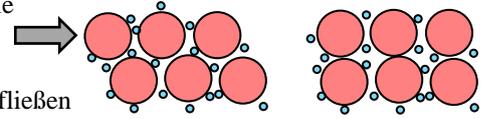
1.7.1. Die Metallbindung

Metallatome erreichen die Edelgaskonfiguration, indem sie ihre **wenigen** Außenelektronen unter Bildung positiv geladener Ionen **abgeben**. Die abgegebenen Elektronen sind frei beweglich (**Elektronengas**) und halten die positiv geladenen Atomrümpfe im dicht gepackten **Metallgitter** zusammen. Es gibt für über 80 Metalle nur 3 Packungstypen!



1.7.2. Eigenschaften der Metalle

- Hohe **Schmelzpunkte** (meist $\geq 1000^\circ\text{C}$), **Festigkeiten** und **Dichten** (meist $\geq 7 \text{ g/cm}^3$) durch starke Anziehung zwischen positiv geladenen Atomrümpfen und dem Elektronengas.
- Hohe **Leitfähigkeit** durch die frei beweglichen Elektronen.
- **Abnahme der Leitfähigkeit mit steigender Temperatur** aufgrund der Behinderung des Elektronenflusses durch die zunehmende Eigenbewegung der Atomrümpfe.
- **Wärmeleitfähigkeit** aufgrund schneller Übertragung von Bewegungsenergie durch dichte Packung der Atomrümpfe.
- **Metallglanz** durch Reflektion an der Oberfläche des Elektronengases.
- **Verformbarkeit**, denn beim Verschieben der Gitterebenen gegeneinander fließen die Elektronen mit und die Metallbindung bleibt erhalten.



1.8. Die Elektronenpaarbindung

1.8.1 Die Elektronenpaarbindung

- Zwei Nichtmetallatome können die Edelgaskonfiguration durch **gemeinsame Nutzung** von je zwei Außenelektronen (**bindendes Elektronenpaar**) erreichen.
- Dabei können sowohl kleine Atomgruppen (**Moleküle**) als auch ausgedehnte **Atomgitter** entstehen, die durch **elektrostatische** Anziehung zwischen **Bindungselektronen** und **Atomkernen** zusammengehalten werden.
- Im Gegensatz zur Metallbindung und zur Ionenbindung ist die Elektronenpaarbindung **gerichtet**. Die **Geometrie** der Moleküle und Atomgitter wird durch die **räumliche Orientierung** der **Orbitale** bestimmt.

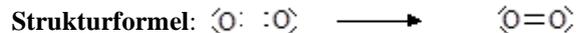
1.8.2 Strukturformeln

In **Strukturformeln** werden **einzelne Außenelektronen** in halbbesetzten Orbitalen als **Punkte** und **äußere Elektronenpaare** in vollbesetzten Orbitalen als **Striche** dargestellt. Die Elektronen der inneren Schalen werden nicht berücksichtigt. Die **Summenformel** gibt dagegen nur die Zusammensetzung des Moleküls wieder:

Beispiel Wasserstoff:

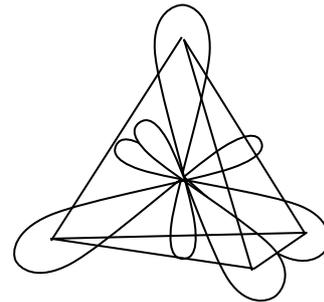


Beispiel Sauerstoff



1.8.3 Der räumliche Bau von Molekülen

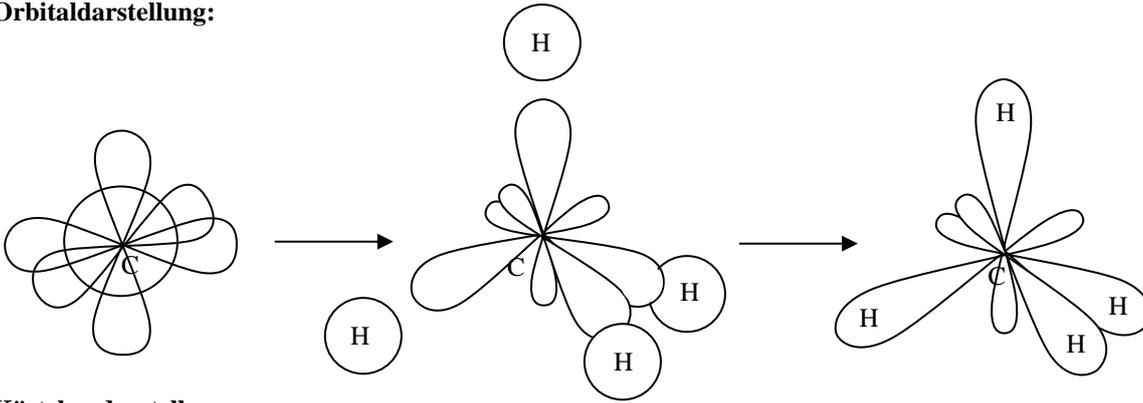
- Der räumliche Aufbau von Molekülen und Atomgittern wird häufig durch aneinander gesetzte **Tetraeder** (gleichseitige Pyramide mit dreieckiger Grundfläche) bestimmt.
- Die Tetraeder werden aus 4 gleichen sp^3 -**Hybridorbitalen** gebildet, die unter den Einfluss der Bindungspartner aus den s- und p-Orbitalen entstehen.
- Wegen der elektrostatischen Abstoßung verteilen sich die Außenelektronen **möglichst gleichmäßig** auf die vier Orbitale.
- Man stellt die Elektronenanordnung vereinfacht dar, indem man an jeder der vier Seiten des Elementsymbols einen **Strich** für ein **vollbesetztes** und einen **Punkt** für ein **halbbesetztes** Orbital setzt.
- Beispiel: Im Stickstoffatom N verteilen sich 5 Außenelektronen auf 4 Orbitale. Wegen der elektrischen Abstoßung erhält zunächst jedes Orbital ein Elektron; das fünfte kommt zu einem der anderen hinzu und man erhält 3 halb und 1 voll besetzte Orbitale: $\cdot\bar{\text{N}}\cdot$



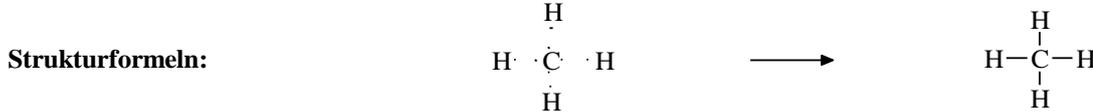
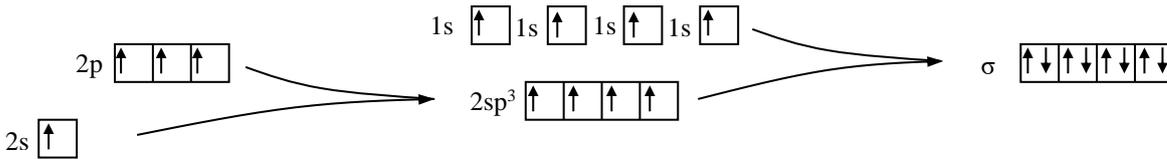
IV	V	VI	VII	VIII
$\cdot\bar{\text{C}}\cdot$	$\cdot\bar{\text{N}}\cdot$	$ \bar{\text{O}}\cdot$	$ \bar{\text{F}}\cdot$	$ \bar{\text{Ne}} $
	$\cdot\bar{\text{P}}\cdot$	$ \bar{\text{S}}\cdot$	$ \bar{\text{Cl}}\cdot$	$ \bar{\text{Ar}} $
		$ \bar{\text{Se}}\cdot$	$ \bar{\text{Br}}\cdot$	$ \bar{\text{Kr}} $
			$ \bar{\text{I}}\cdot$	$ \bar{\text{Xe}} $
				$ \bar{\text{Rn}} $

Beispiel Kohlenstofftetrawasserstoff CH₄ (Methan)

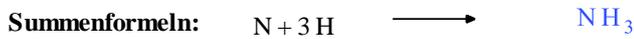
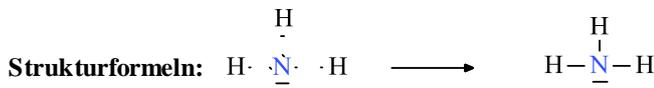
Orbitaldarstellung:



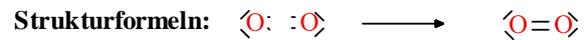
Kästchendarstellung:



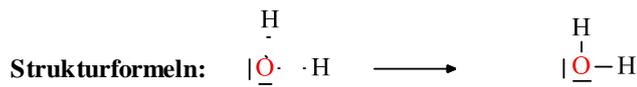
Stickstofftriwasserstoff (Ammoniak)



Sauerstoff O₂ (Oxygenium) hat eine Doppelbindung:



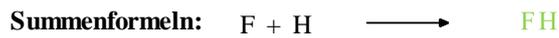
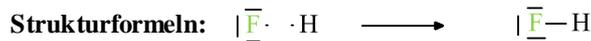
Sauerstoffdiwasserstoff H₂O (Wasser)



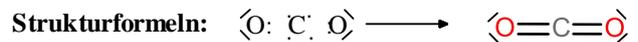
Stickstoff N₂ (Nitrogenium) hat eine Dreifachbindung



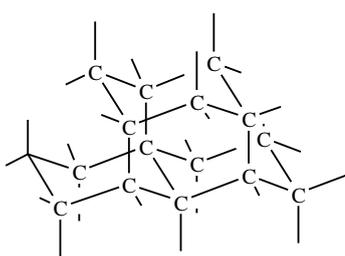
Fluorwasserstoff HF (Flußsäure)



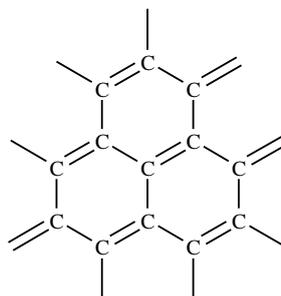
Kohlenstoffdisauerstoff



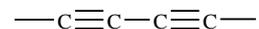
Kohlenstoff C (lat. carbo = Kohle) tritt in verschiedenen Modifikationen (Erscheinungsformen) auf:



Diamant



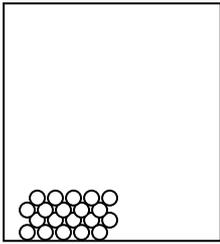
Graphit



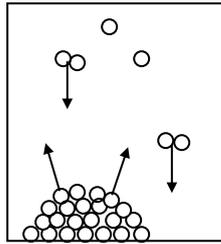
Chaoit

1.9. Zwischenmolekulare Kräfte

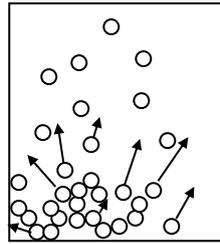
1.9.1. Schmelzen und Verdampfen von Stoffen



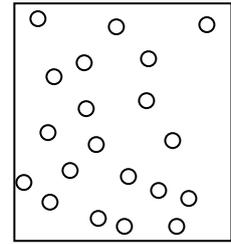
fester Zustand
geordnetes Kristallgitter
Teilchen schwingen um
Ruhelage



flüssiger Zustand
Teilchen sind im Tropfen
frei beweglich (Diffusion)
Verdunstung an der Ober-
fläche, Kondensation in
feuchter Luft



Verdampfen
des gesamten Tropfens
bei Siedetemperatur



gasförmiger Zustand
Teilchen sind im gesamten
Raum frei beweglich
(Diffusion)

- Ein Stoff **schmilzt** bzw. **siedet**, wenn die in Form von **Wärme** zugeführte **Bewegungsenergie** der Teilchen so groß wird, dass sie die **Anziehungskraft** zu den benachbarten Teilchen überwinden und sich aus dem Kristall bzw. der Flüssigkeit **losreißen**.
- **Metalle** und **Salze** werden durch starke **elektrische Kräfte** zwischen entgegengesetzt **geladenen Teilchen** (Ionen bzw. Elektronengas) zusammengehalten und haben daher **hohe Schmelz- und Siedepunkte**.
- **Nichtmetallverbindungen** bestehen dagegen aus nach außen hin **elektrisch neutralen Molekülen**, die durch wesentlich schwächere **zwischenmolekulare Kräfte** zusammengehalten werden und daher viel **geringere Schmelz- und Siedepunkte** haben.

1.9.2. Dipol-Dipol-Kräfte

Zwischen Dipolmolekülen wirken **Dipol-Dipol-Kräfte**. Sie werden **Wasserstoffbrücken** genannt, wenn Wasserstoff einer der Bindungspartner ist. Ihre Wirkung hängt von folgenden Faktoren ab:

1. EN-Differenz

- Bei **zweiatomigen** Molekülen wachsen die Dipol-Dipol-Kräfte mit **steigender EN-Differenz**.
- **Beispiel:** HF mit $\Delta EN = 1,9$ siedet bei $20\text{ }^\circ\text{C}$ und HCl mit $\Delta EN = 1,4$ siedet schon bei $-85\text{ }^\circ\text{C}$.



2. Molekülsymmetrie

Bei **mehratomigen** Molekülen können sich die Elektronenverschiebungen in den einzelnen Bindungen je nach **Molekülsymmetrie** in ihrer Wirkung nach außen hin aufheben.

Beispiel: SO_2 mit $\Delta EN = 1,0$ siedet bei $-10\text{ }^\circ\text{C}$. CO_2 mit $\Delta EN = 1,0$ sublimiert dagegen schon bei $-79\text{ }^\circ\text{C}$. Außerdem wird SO_2 im elektrischen Feld abgelenkt, CO_2 dagegen nicht.

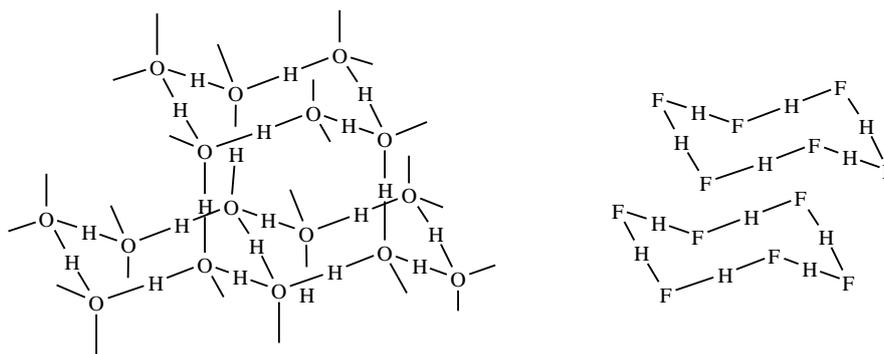


Erklärung:

- Die negativen Teilladungen der Sauerstoffatome in CO_2 sitzen sich direkt gegenüber und heben sich in ihrer Wirkung auf, so dass das gesamte Molekül nach außen hin völlig unpolar wirkt.
- Nur an der Reaktion mit **Wasser** lässt sich erkennen, dass die beiden Bindungen in CO_2 genauso polar sind wie die in SO_2 . Beide Gase lösen sich bereitwillig und addieren Wasser: $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$ und $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3$.

3. Anzahl der möglichen H-Brücken pro Molekül:

Beispiel: H₂O mit $\Delta EN = 1,4$ siedet bei 100 °C, HF mit $\Delta EN = 1,9$ aber schon bei 20 °C.

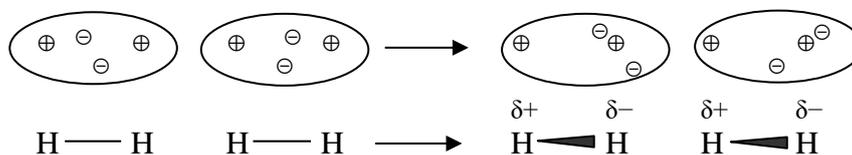


Erklärung:

- H₂O besitzt zwei negativ polarisierte Elektronenpaare und zwei positiv polarisierte H-Atome. Dadurch können sich im festen und flüssigen Zustand **dreidimensionale Gitter** ausbilden, bei denen jedes O-Atom tetraedisch von 4 H-Atomen umgeben ist. Diese sehr stabile Struktur findet sich auch in **Quarz** (Tridymit) und **Diamant**. **Eis** hat eine geringere Dichte als Wasser, da die **gewellten 6-Ringe Hohlräume** bilden. Eis schwimmt daher auf Wasser, wodurch die Entwicklung des organischen Lebens auf den Böden der Gewässer erst ermöglicht wurde.
- HF kann dagegen nur **isolierte 6-Ringe** oder **Zick-Zack-Ketten** bilden, da pro F-Atom **nur ein H-Atom** zur Verfügung steht.
- NH₃ hat **drei H-Atome** und damit **eines zuviel**, um eine stabile tetraedrische Struktur bilden zu können.

1.9.3. Van-der-Waals-Kräfte

Auch zwischen **unpolaren Molekülen** wirken Kräfte, die durch die Anziehung zwischen der **Elektronenhülle** des einen und des **Atomrumpfes** des anderen Moleküls entstehen.



- Diese **Van-der-Waals-Kräfte** sind im Allgemeinen sehr viel kleiner als Dipol-Dipol-Kräfte, nehmen jedoch mit wachsender **Elektronenzahl** der Moleküle stark **zu**.
- **Beispiel:** wachsende Siedepunkte der Halogene: F₂: -188 °C, Cl₂: -34 °C, Br₂: 59 °C und I₂: 184 °C

Musteraufgabe zur Abschätzung von Siedepunkten

Vergleiche die Verbindungen CF₄; CH₂Cl₂ und CCl₄ nach Siedepunkten und begründe anhand der zwischenmolekularen Kräfte.

Man vergleicht

- die Dipol-Dipol-Kräfte (DD) mit Hilfe der ΔEN und
- die Van-der-Waals-Kräfte (VdW) mit Hilfe der molare Masse M

Entscheidend ist die zwischenmolekulare Kraft (DD oder VdW), deren Kennzahl (ΔEN oder M) die **deutlicheren Unterschiede** aufweist:

Verbindung	CF ₄	CH ₂ Cl ₂	CCl ₄
M \Rightarrow VdW	88	85	154
$\Delta EN \Rightarrow$ DD	1,5	1,1	1,1
Symmetrie?	ja \Rightarrow unpolar \Rightarrow keine DD!	nein \Rightarrow polar!	ja \Rightarrow unpolar \Rightarrow keine DD!

Ergebnis:

1. CH_2Cl_2 hat einen höheren Sp als CF_4 aufgrund der DD-Kräfte (VdW sind nahezu gleich!)
2. CCl_4 hat einen höheren Sp als CF_4 aufgrund der VdW-Kräfte (beide sind unpolare ohne DD-Kräfte!)
3. Der Vergleich zwischen CCl_4 und CH_2Cl_2 ist **nicht eindeutig**: CCl_4 ist doppelt so schwer und hat viel größere VdW-Kräfte, aber CH_2Cl_2 ist dafür polar mit deutlich ausgeprägten DD-Kräften, welche bei CCl_4 fehlen.

Es gibt also **zwei** begründete und damit **richtige** (!) Abschätzungen:

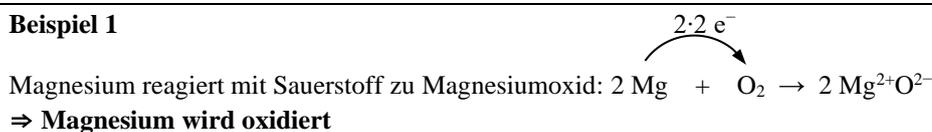
- A) $\text{CF}_4 < \text{CH}_2\text{Cl}_2 < \text{CCl}_4$ wenn man sich bei 3. für die DD-Kräfte entscheidet
oder
B) $\text{CF}_4 < \text{CCl}_4 < \text{CH}_2\text{Cl}_2$ wenn man sich bei 3. für die VdW-Kräfte entscheidet

Bemerkung: Die **experimentelle** Bestimmung der Siedepunkte ergibt -130°C bei CF_4 ; 40° bei CH_2Cl_2 und 77°C bei CCl_4 , d.h., Lösung A entspricht dem tatsächlichen Verhalten, aber das ist nicht Gegenstand der Aufgabe: Hier sollte eine **theoretisch begründete Abschätzung** gegeben werden!

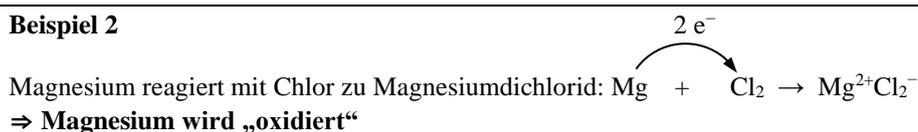
1.10. Redoxreaktionen

1.10.1. Oxidation und Reduktion

Beispiel 1



Beispiel 2



Oxidation und Reduktion als Elektronenübergang

- **Oxidation** = Elektronenabgabe.
- **Reduktion** = Elektronenaufnahme.
- **Oxidationsmittel** = Elektronenfänger
- **Reduktionsmittel** = Elektronenspender

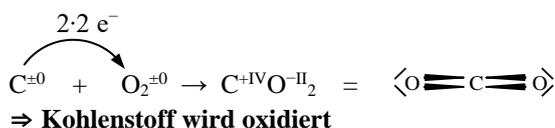
1.10.2 Oxidationszahlen

Um Redoxreaktionen zwischen **Nichtmetallen** einfach beschreiben zu können, verwendet man Oxidationszahlen. Die **Oxidationszahl** eines Atoms ist die **formale Ladung**, die dieses Atom erhält, wenn die Bindungselektronen jeweils dem **elektronegativeren** Element zugeordnet werden.

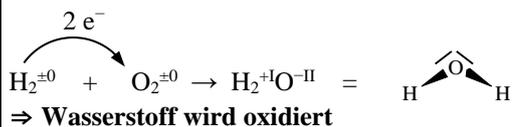
Regeln zur Bestimmung von Oxidationszahlen

1. **Elemente** erhalten die OZ 0
2. **Sauerstoff** erhält die OZ $-II$ (Ausnahmen: OF_2 , H_2O_2 , ...)
3. **Wasserstoff** erhält die OZ $+I$ (Ausnahme: Metallhydride)
4. **Metallionen** erhalten positive Oxidationszahlen entsprechend ihrer tatsächlichen Ladung
5. Die **Summe** aller OZ in einem Teilchen ist gleich der Gesamtladung

Beispiel 1: Kohlenstoff reagiert mit Sauerstoff zu Kohlenstoffdioxid = „Kohlenstoffdioxid“



Beispiel 2: Wasserstoff reagiert mit Sauerstoff zu Wasserstoffdisauerstoff = Wasser



Aufstellen von Redoxgleichungen

1. Ausgangsstoffe und Endprodukte aus der Aufgabenstellung in Gesamtgleichung eintragen.
2. Anhand der Oxidationszahlen feststellen, welche Elemente oxidiert bzw. reduziert werden.
3. Teilgleichungen für Oxidation und Reduktion aufstellen.
4. Teilgleichungen ausgleichen
5. Koeffizienten der Teilgleichungen in die Gesamtgleichung übertragen.

Merke:

Oxidation bedeutet **Erhöhung** der Oxidationszahl.

Reduktion bedeutet **Verminderung** der Oxidationszahl.

1.11. Säure-Base-Reaktionen

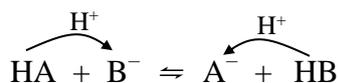
1.11.1 Säuren und Basen

Allgemeine Säure-Base-Reaktion als Protonenübergang

Bei einer Säure-Base-Reaktion gibt die **Säure** HA ein **Proton** H⁺ an die **Base** B⁻ ab.

Dabei entsteht die **korrespondierende Base (Säurerest)** A⁻ und die **korrespondierende Säure** HB.

Bei Säure-Base-Reaktionen ist auch die **Rückreaktion** meist recht ausgeprägt. Man verwendet daher i.A. den **Doppelpfeil** ⇌:

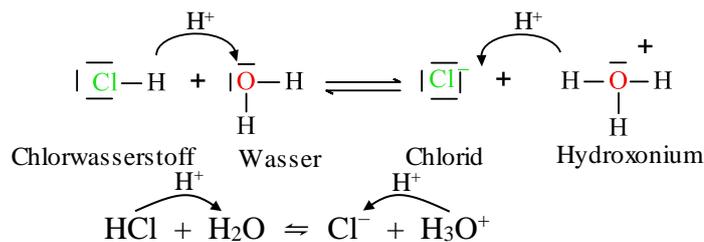


Säuren sind Protonenspender

Basen sind Protonenfänger

1.11.2 Beispiele:

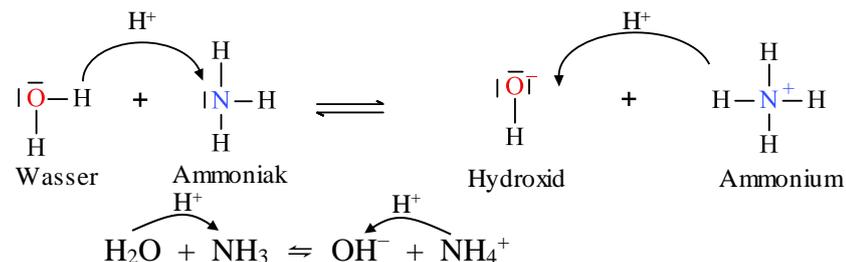
Wasser und Chlorwasserstoffgas reagieren zu **Salzsäure**:



Säuren geben in wässriger Lösung Protonen an Wassermoleküle ab.

Dabei entstehen **Hydroxonium-Ionen** H₃O⁺: Man erhält eine **saure Lösung**

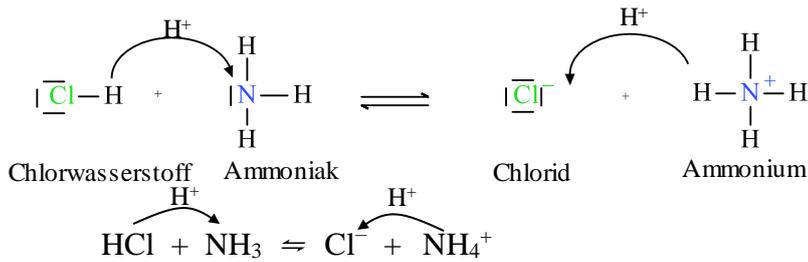
Ammoniakgas und Wasser reagieren zu **Salmiakgeist**:



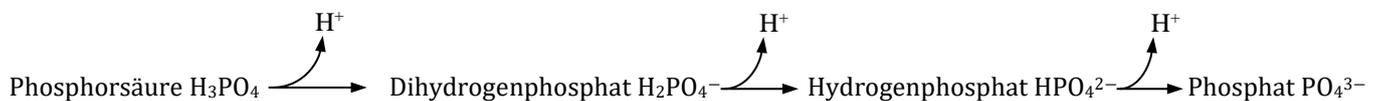
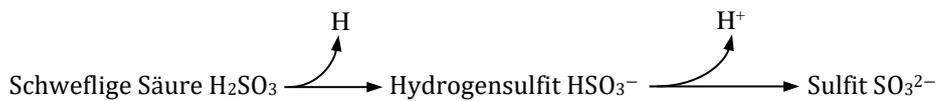
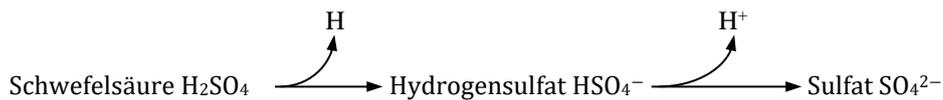
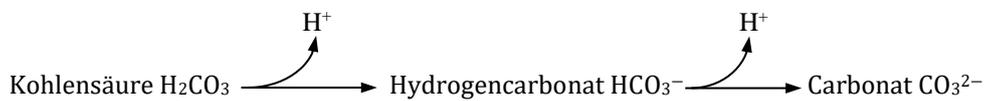
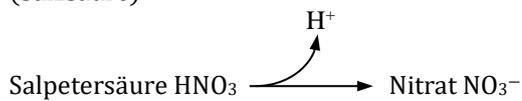
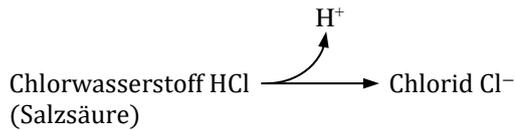
Basen nehmen in wässriger Lösung Protonen von Wassermolekülen auf.

Dabei entstehen **Hydroxid-Ionen** OH⁻: Man erhält eine **Lauge**.

Ammoniakgas und Chlorwasserstoffgas reagieren zu Ammoniumchlorid:



Weitere Säuren und Säurereste



1.11.3. Indikatoren

Säure-Base-Indikatoren sind Farbstoffe, die durch charakteristische Farbänderungen anzeigen, ob eine Lösung sauer, neutral oder basisch reagiert.

Indikator	sauer	neutral	basisch
Lackmus	rot	blau	blau
Phenolphthalein	farblos	farblos	pink
Universalindikator	rot	grünlich	blau
Rotkohlsaft	blau	rot	grün

1.11.4. Der pH-Wert

Der pH-Wert (lat. potentia hydrogenii = Macht des Wasserstoffs) ist ein Maß für die Konzentration an H_3O^+ - oder OH^- -Ionen in einer Lösung:

pH	$c(\text{H}_3\text{O}^+)$ in mol/l	$c(\text{OH}^-)$ in mol/l	Beispiele	Charakter
0	1		1-molare Salzsäure	sauer
1	0,1		0,1-molare Salzsäure	
2	0,01		Zitronensaft, Magensaft	
3	0,001		Essig, Cola	
4	0,000 1		Wein, saurer Regen	
5	0,000 01		Mineralwasser	
6	0,000 001	u.s.w.	Regen, Haut	neutral
7	0,000 000 1	0,000 000 1	destilliertes Wasser, Blut	
8	usw.	0,000 001	Darmsaft, Meerwasser	
9		0,000 01		
10		0,000 1	Seifenlösung	
11		0,001	Salmiakgeist	
12		0,01	Geschirrspülmittel	
13		0,1	0,1-molare Natronlauge	
14		1	1-molare Natronlauge	basisch

1.11.5 Neutralisation und Maßanalyse

Säuren lassen sich mit **Laugen neutralisieren**. Dabei entstehen **Salzlösungen**:

Beispiel:



Natronlauge + Salzsäure → wässrige Lösung von Natriumchlorid = Kochsalz

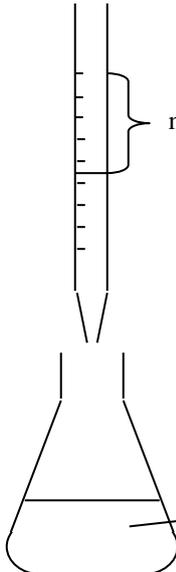
An der eigentlichen Neutralisation sind nur Hydroxonium-Ionen und Hydroxid-Ionen beteiligt:



Hydroxonium + Hydroxid → Wasser

Beispiel:

Für die Neutralisation von $V(\text{OH}^-) = 200 \text{ ml}$ einer unbekanntem Lauge wurden $V(\text{H}_3\text{O}^+) = 12 \text{ ml}$ einer 0,1 molaren Salzsäure ($c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,1 \text{ mol/l} = 0,1 \text{ mmol/ml}$) benötigt. Bestimme die Teilchenzahl $n(\text{OH}^-)$ und die Konzentration $c(\text{OH}^-)$ der unbekanntem Lauge.



$n(\text{H}_3\text{O}^+) = V(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+) = 12 \text{ ml} \cdot 0,1 \frac{\text{mmol}}{\text{ml}} = 1,2 \text{ mmol}$

Neutralisation:
 $1,2 \text{ mmol H}_3\text{O}^+ + 1,2 \text{ mmol OH}^- \rightarrow 2,4 \text{ mmol H}_2\text{O}$

$\Rightarrow n(\text{OH}^-) = n(\text{H}_3\text{O}^+) = 1,2 \text{ mmol}$
 $\Rightarrow c(\text{OH}^-) = \frac{n(\text{OH}^-)}{V(\text{OH}^-)} = \frac{1,2 \text{ mmol}}{200 \text{ ml}} = 6 \frac{\text{mmol}}{\text{ml}}$

Als Maßanalyse oder Titration (lat titulus = Aufschrift ⇒ Bestimmung der Aufschrift) bezeichnet man die Bestimmung der **Teilchenzahl n** in einer Lösung durch **Neutralisation** mit einer **Maßlösung** mit bekannter **Konzentration c**. Der **Endpunkt** der Neutralisation wird durch den Farbwechsel des **Indikators** angezeigt. Das **Volumen V** der verbrauchten Maßlösung liest man an der **Bürette** ab. Die gesuchte Teilchenzahl ist dann $n = V \cdot c$.