

**Allgemeine
und
anorganische
Chemie
Mittelstufe**

Inhalt

1. Eigenschaften von Stoffen.....	2
1.1. Eigenschaften und Reaktionen von Stoffen	
1.2. Durchführung und Beschreibung von Experimenten	
1.3. Härte und Farbe von Stoffen	
1.4. Dichte von Stoffen	
1.5. Der Aufbau der Stoffe aus kleinsten Teilchen	
1.6. Diffusion	
1.7. Aggregatzustände	
1.8. Absolute und relative Temperatur	
1.9. Das Molvolumen idealer Gase	
2. Stoffgemische.....	5
2.1. Lösungsvorgänge	
2.2. Konzentrationsangaben	
2.3. Reinstoff und Mischung	
2.4. Trennverfahren	
3. Chemische Reaktionen.....	6
3.1. Beschreibung chemischer Reaktionen mit Reaktionsgleichungen	
3.2. Energieformen	
3.3. Die Wärmekapazität	
3.4. Energieumsatz bei chemischen Reaktionen	
4. Atombau.....	9
4.1. Atommodell von Rutherford	
4.2. Atommodell von Bohr	
4.3. Das Orbitalmodell	
5. Das Periodensystem der Elemente (PSE).....	12
5.1. Aufbau des PSE	
5.2. Die 8. Hauptgruppe (Edelgase)	
5.3. Die 7. Hauptgruppe (Halogene)	
5.4. Die 1. Hauptgruppe (Alkalimetalle)	
5.5. Die 2. Hauptgruppe (Erdalkalimetalle)	
6. Die Ionenbindung.....	15
7. Die Metallbindung.....	16
8. Die Elektronenpaarbindung.....	17
8.1. Wasserstoff	
8.2. Hybridisierung	
8.3. Einfache Verbindungen des Wasserstoffs	
8.4. Mehrfachbindungen	
8.5. Atomgitter	
8.6. Polare Elektronenpaarbindungen	
9. Zwischenmolekulare Kräfte.....	22
9.1. Vorgänge beim Schmelzen und Verdampfen von Stoffen	
9.2. Dipol-Dipol-Kräfte	
9.3. Van-der-Waals-Kräfte	
9.4. Lösungsvorgänge	
9.5. Destillation	
9.6. Extraktion	
9.7. Kapillarwirkung	
9.8. Chromatographie	
9.9. Tenside	
10. Redoxreaktionen.....	26
10.1. Redoxgleichungen	
10.2. Oxidationszahlen	
11. Säure-Base-Reaktionen.....	27
11.1. Säuren und Basen	
11.2. Neutralisation und Maßanalyse	
11.3. Der pH-Wert	
Übungsaufgaben.....	30
Das griechische Alphabet.....	37

1. Eigenschaften von Stoffen

1.1. Eigenschaften und Reaktionen von Stoffen

Die Eigenschaften eines Gebrauchsgegenstandes werden durch seine **Form** und durch sein **Material** bestimmt.

Chemie (griech. **chyme** = Metallguss) ist die Lehre von den Eigenschaften der **Stoffe** (Materialien) und der **Reaktionen**, die sie miteinander eingehen.

Eigenschaften von Stoffen sind:

Härte, Farbe, Schmelzpunkt, Siedepunkt, Dichte, Wärmeleitfähigkeit, elektrische Leitfähigkeit, Wärmekapazität

Bei **Reaktionen** von Stoffen mit anderen Stoffen werden neue Stoffe gebildet und Energie aufgenommen oder abgegeben:

Beispiele:

- **Zink-Schwefel-Vulkan:** Metallisches Zink reagiert mit gelbem Schwefelpulver explosionsartig zu weißem Zinksulfid.
- **Rostbildung am Auto:** metallisches Eisen reagiert mit gasförmigem Luftsauerstoff langsam zu braunem Eisenoxid.
- **Brennende Kerze:** Verdampfendes Kerzenwachs reagiert mit Luftsauerstoff zu Kohlenstoffdioxid und Wasser. Das Kohlenstoffdioxid lässt sich durch Trübung von **Kalklauge** nachweisen. Das Wasser erkennt man in Form von **Kondenswasser** an einer kalten Glasoberfläche.

1.2. Durchführung und Beschreibung von Experimenten

Unbekannte Stoffe können giftig, explosiv oder ätzend sein! Daher gelten die folgenden **Vorsichtsregeln:**

1. Unbekannte Stoffe nicht mit den Fingern berühren und nach dem Versuch die Hände waschen!
2. Unbekannte Stoffe nicht in den Mund oder die Augen kommen lassen und Schutzbrille tragen!
3. Geruchsprobe nur durch Zufächeln und nicht mit der Nase direkt über die Gefäßöffnung gehen!
4. Möglichst kleine Mengen verwenden!
5. Flaschen sofort nach Gebrauch verschließen und niemals am Deckel tragen!

Stoffeigenschaften untersucht man mit Hilfe von **Versuchen (Experimenten)**. Jeder Versuch wird mit einem **Protokoll** so beschrieben, dass ihn jede andere Person anhand dieses Protokolls selber nachvollziehen kann. Jedes Protokoll gliedert sich in die folgenden Punkte:

1. **Geräte**
2. **Chemikalien mit Sicherheitshinweisen**
3. **Aufbau** mit vereinfachter **Skizze** in Schnittdarstellung ohne Befestigungen.
4. **Durchführung**
5. **Beobachtung:** Aussehen und Geruch der Stoffe vor und nach dem Experiment sowie Beobachtungen während des Experimentes.
6. **Ergebnis/Erklärung:** Rechnung oder Deutung der Beobachtungen.

1.3. Härte und Farbe von Stoffen

Härte und **Farbe** von Stoffen sind **Oberflächeneigenschaften**, die von Zerteilungsgrad, Temperatur und Oberflächenbehandlung abhängen.

Beispiele:

- **Silber** erscheint an glatten Flächen metallisch glänzend, als fein verteiltes Pulver jedoch schwarz.
- **Zinksulfid** ist in der Hitze gelb und wird beim Abkühlen weiß.
- **Kochsalz** erscheint in großen Kristallen durchsichtig, als fein verteiltes Pulver jedoch weiß.

1.4. Dichte von Stoffen

Die **Dichte** ρ eines Stoffes gibt an, welche **Masse** m ein gegebenes **Volumen** V dieses Stoffes besitzt: $\rho = \frac{m}{V}$

Beispiele:

- **Luft** hat die Dichte $\rho = 0,0012 \text{ g/cm}^3$. Ein Liter Luft ($= 1000 \text{ cm}^3$) wiegt also 1,2 Gramm.
- **Wasser** hat die Dichte $\rho = 1 \text{ g/cm}^3$. Ein Liter Wasser ($= 1000 \text{ cm}^3$) wiegt also 1 Kilogramm.
- **Alkohol** hat die Dichte $\rho = 0,7 \text{ g/cm}^3$. Ein Liter Alkohol ($= 1000 \text{ cm}^3$) wiegt also 700 Gramm.

Die Tatsache, dass Stoffe unterschiedliche Dichten haben, deutet darauf hin, dass sich aus unterschiedlich schweren oder unterschiedlich dicht gepackten **kleinsten Teilchen** zusammengesetzt sind.

1.5. Der Aufbau der Stoffe aus kleinsten Teilchen

Gibt man 10 ml reinen Alkohol in 10 ml Wasser, so hat die Lösung ein Volumen von nur 16 ml. Die Volumenabnahme bei vielen Lösungsvorgängen lässt sich damit erklären, dass Lösungsmittel aus kleinsten Teilchen aufgebaut ist. In die Lücken zwischen den Lösungsmittelteilchen können sich die Teilchen des gelösten Stoffes einlagern. Man unterscheidet

1. **Atome** (griech. $\tau\epsilon\mu\nu\epsilon\iota\nu$ = zerteilen) = mit chemischen Reaktionen nicht mehr teilbare Teilchen.
2. **Elemente (Grundstoffe)** = Stoffe, die nur aus einer Atomsorte bestehen.
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 (Molekülzahl)** := $602 \cdot 200\,000\,000\,000\,000\,000\,000 = 602,2$ Trilliarden
7. **Moleküle** (lat. **moles** = Last, Masse) = aus mehreren Atomen zusammengesetzte Teilchen
8. **Verbindungen** = aus verschiedenen Atomsorten zusammengesetzte Stoffe
9. **Ionen** (griech. **ιον** = das Wandernde) = elektrisch geladene Teilchen

Beispiele:

Kohlenstoff: 1 Mol ^{12}C -Atome hat die Masse 12 g

Phosphor: 1 Mol ^{31}P -Atome hat die Masse 31 g

Sauerstoff: Ein O_2 -Molekül enthält 2 ^{16}O -Atome \Rightarrow 1 Mol $^{16}\text{O}_2$ -Moleküle hat die Masse $2 \cdot 16 \text{ g} = 32 \text{ g}$

Chlor: Ein Cl_2 -Molekül enthält 2 $^{35,5}\text{Cl}$ -Atome \Rightarrow 1 Mol $^{35,5}\text{Cl}_2$ -Moleküle hat die Masse $2 \cdot 35,5 \text{ g} = 71 \text{ g}$

Schwefeldioxid: Ein SO_2 -Molekül enthält 1 ^{32}S -Atom und 2 ^{16}O -Atome \Rightarrow 1 Mol SO_2 hat die Masse $(1 \cdot 32 + 2 \cdot 16) \text{ g} = 64 \text{ g}$

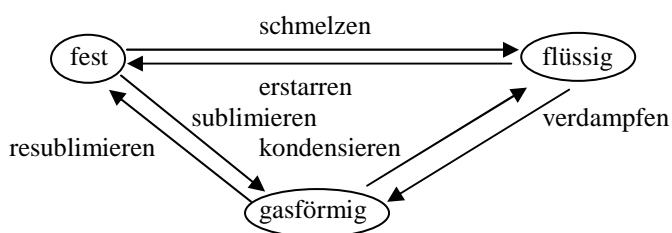
Heptan: Ein C_7H_{16} -Molekül enthält 7 ^{12}C -Atome und 16 ^1H -Atome \Rightarrow 1 Mol C_7H_{16} hat die Masse $(7 \cdot 12 \text{ g} + 16 \cdot 1) \text{ g} = 100 \text{ g}$

1.6. Diffusion

Essig und Salz verteilen sich auch ohne Rühren in der ganzen Salatsoße. Angenehme und unangenehme Gerüche breiten sich im ganzen Raum aus. Wenn sich flüssige, gasförmige oder gelöste Stoffe gleichmäßig im Raum ausbreiten, spricht man von **Diffusion**. Sie lässt sich mit der **Eigenbewegung kleinster Teilchen** erklären. Die **mittlere Teilchengeschwindigkeit nimmt mit steigender Temperatur zu**.

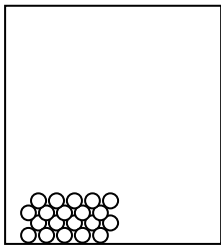
1.7. Aggregatzustände

Jeder Stoff kann in drei verschiedenen **Aggregatzuständen** auftreten. Dabei können zwei oder sogar drei Aggregatzustände nebeneinander existieren.

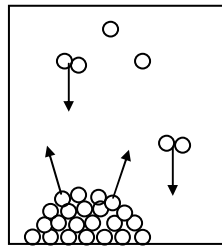


Erklärung der Aggregatzustände mit dem Teilchenmodell

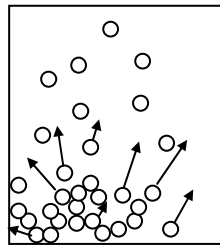
Der Aggregatzustand, in dem ein Stoff bei Raumtemperatur vorliegt, hängt von den **Anziehungskräften** ab, die zwischen seinen Teilchen wirken. Diese Kräfte halten die Teilchen in einem festen Kristallgitter oder einem Flüssigkeitstropfen zusammen. Bei Erhöhung der Temperatur steigt die Eigenbewegung der Teilchen gegen den Widerstand der Anziehungskräfte an. Bei Erreichen der **Schmelztemperatur** wird die Eigenbewegung schließlich so stark, dass zunächst das geordnete Kristallgitter zerstört wird (**Schmelzen** bzw. **Sublimieren**). Oberhalb der **Siedetemperatur** reißen sich die Teilchen schließlich auch aus dem lockeren Zusammenhalt der Flüssigkeit los (**Verdampfen**).



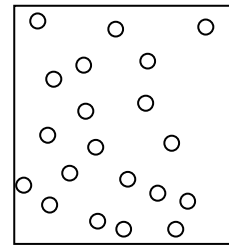
fester Zustand
geordnetes Kristallgitter
Teilchen schwingen um
Ruhelage



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)

Kondensieren

Die Bewegungsenergie der Teilchen im Gaszustand ist dann so groß, dass zwei aufeinander treffende Teilchen sofort wieder auseinanderprallen, ohne aneinander haften zu bleiben. Sinkt die Temperatur wieder unter den Siedepunkt, so werden die Teilchen langsamer, bleiben beim Aufeinandertreffen aneinander hängen und bilden schließlich kleine Tropfen, die infolge der Erdanziehung nach unten sinken.

Verdunsten

Da die einem Stoff zugeführte Energie statistisch über alle Teilchen verteilt ist, gibt es auch unterhalb der Schmelz-, Sublimations- oder Siedetemperatur Teilchen, die genug Energie besitzen, um sich aus dem Kristallgitter oder dem Flüssigkeitstropfen loszureißen.

1.8. absolute und relative Temperatur

Erhöht man die Temperatur eines Stoffes durch Wärmezufuhr, so speichern die Teilchen die zugeführte **Wärmeenergie** in Form von **Bewegungsenergie**. Mit steigender Temperatur nimmt also die Eigenbewegung der Teilchen zu, mit sinkender Temperatur nimmt sie ab. Auch im **festen** Zustand **vibrieren** die Teilchen noch im Kristallgitter. Erst bei einer Temperatur von $-273,15^{\circ}\text{C}$ findet keinerlei Teilchenbewegung mehr statt.

Da ein Stoff bei $-273,15^{\circ}\text{C}$ keinerlei Bewegungsenergie mehr enthält, ist es unmöglich, ihn durch Wärmeentzug noch weiter abzukühlen. Es kann also an keinem Ort des Weltalls kälter werden als $-273,15^{\circ}\text{C}$.

Die **relative** Temperatur ϑ wird in der Einheit **Grad Celsius** $^{\circ}\text{C}$ angegeben und bezieht sich auf den **Gefrierpunkt des Wassers**. Die **absolute** Temperatur T wird in der Einheit **Kelvin** K angegeben und bezieht sich auf den **absoluten Nullpunkt**. Für die **Umrechnung** gilt $\vartheta + 273,15^{\circ}\text{C} = T$

Beispiele:

- Wasser gefriert bei $0^{\circ}\text{C} = 273,15\text{ K}$
- Der absolute Nullpunkt ist bei $-273,15^{\circ}\text{C} = 0\text{ K}$
- Stickstoff kondensiert bei $-196^{\circ}\text{C} = 77,15\text{ K}$

1.9. Das Molvolumen idealer Gase

1 Mol eines **beliebigen** Gases hat bei 1,013 bar und 0°C ein Volumen von 22,4 Litern. (**Molvolumen unter Normalbedingungen**)

Beispiele:

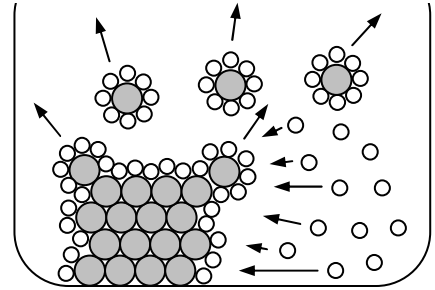
- 1 Mol Sauerstoff haben unter Normalbedingungen das Volumen von 22,4 Litern.
- 3 Mol Stickstoff haben unter Normalbedingungen das Volumen von $3 \cdot 22,4 = 67,2$ Litern
- 1 Liter Kohlenstoffdioxid enthält unter Normalbedingungen $1/22,4 = 0,044$ Mol = 44 mMol Teilchen.

2. Stoffgemische

2.1. Lösungsvorgänge

Erklärung des Lösungsvorgangs mit dem Teilchenmodell

- Gibt man ein Salzkristall in Wasser, so sind die Wasserteilchen in der Lage, die Salzteilchen aus ihrem **Kristallgitter** herauszureißen, wenn die **Anziehungskräfte** zwischen Wasser- und Salzteilchen stärker sind als die Anziehungskräfte zwischen den Salzteilchen untereinander.
- Die herausgerissenen Salzteilchen werden von einer Hülle aus **Wasserteilchen** umgeben und verteilen sich durch
 - **Diffusion** = ungeordnete Teilchenbewegung durch **Wärme** und
 - **Konvektion** = geordnete Teilchenbewegung durch **Strömung** gleichmäßig in der Lösung.
- Der Lösungsvorgang wird **beschleunigt** durch
 - **Erwärmen** \Rightarrow schnellere **Diffusion**
 - **Rühren** \Rightarrow schnellere **Konvektion**
 - **Zerteilung** \Rightarrow größere **Angriffsfläche**



2.2. Konzentrationsangaben

Volumenprozent (Vol-%)

Essig enthält 5 Vol-% Essigsäure: 100 ml Essig enthalten 5 ml Essigsäure

Massenprozent (% ohne Zusatz)

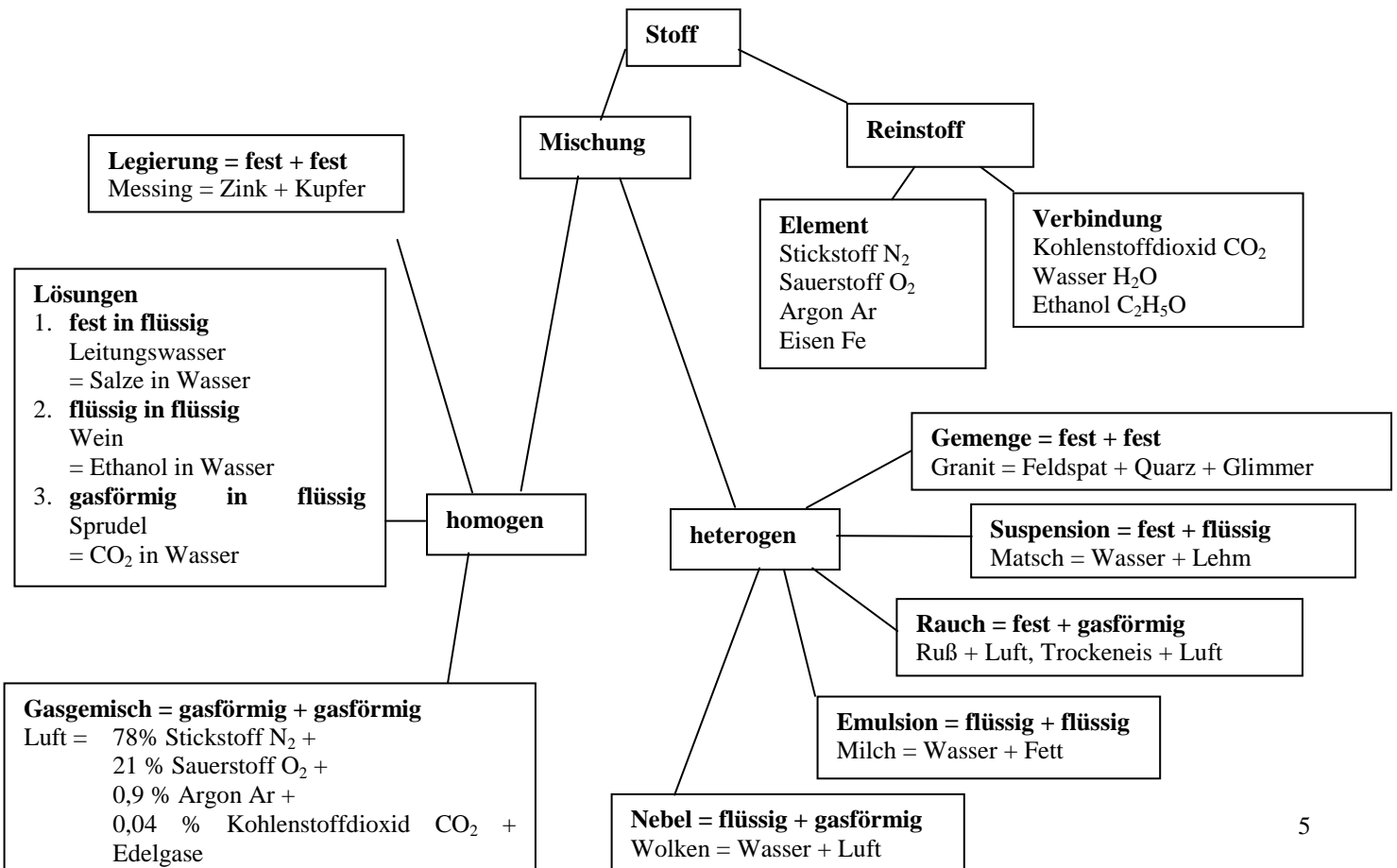
Stahl enthält 2 % Kohlenstoff: 100 g Stahl enthalten 2 g Kohlenstoff

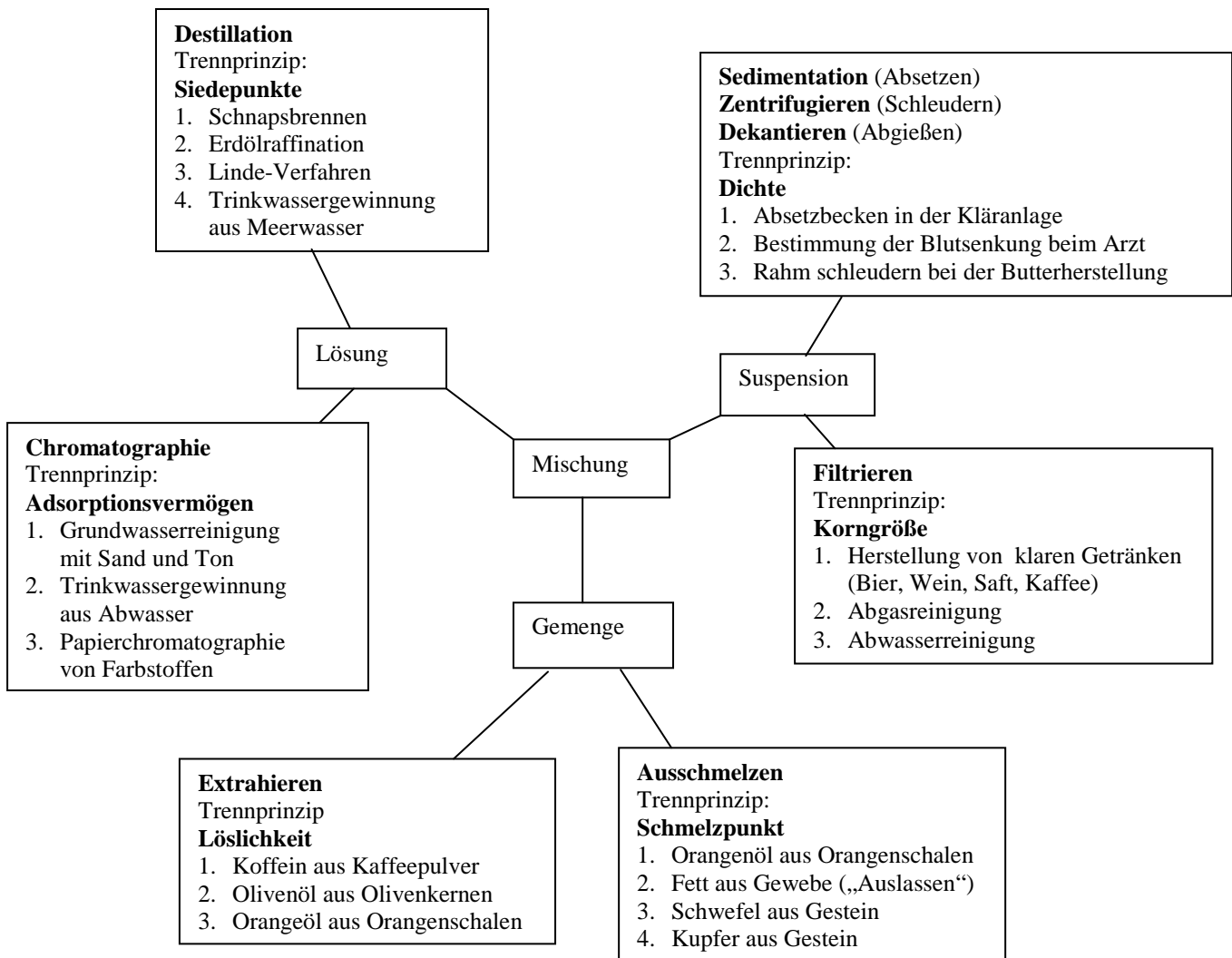
Angabe in Mol pro Liter (molar)

0,1 molare Kochsalzlösung: 1 Liter Lösung enthält 0,1 mol Kochsalz

2.3. Reinstoff und Mischung

Nur **Reinstoffe** besitzen konstante charakteristische Stoffeigenschaften. Dagegen hängen die Stoffeigenschaften einer **Mischung** verschiedener Reinstoffe vom **Mischungsverhältnis** ab. Nach ihrem Erscheinungsbild unterscheidet man **homogene (einheitliche)** und **heterogene (uneinheitliche)** Mischungen. Heterogene Mischungen enthalten verschiedene **Phasen**, d.h., einheitliche Bereiche, die durch deutlich erkennbare **Phasengrenzen** voneinander getrennt sind.





3. Chemische Reaktionen

3.1. Beschreibung chemischer Reaktionen mit Reaktionsgleichungen

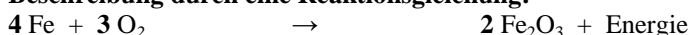
Bei einer **chemischen Reaktion** werden Reinstoffe in andere Reinstoffe umgewandelt, wobei immer auch Energie umgesetzt wird. Zu ihrer Beschreibung verwendet man Rezepte in Form von **Reaktionsgleichungen**.

Beispiel: Eisen reagiert mit Luftsauerstoff zu Eisenoxid (Rost)

Beschreibung in Worten:

Je **vier** Fe-Atome reagieren mit je **drei** O₂-Molekülen zu je **zwei** Formeleinheiten Eisenoxid. Dabei wird Energie in Form von Licht und Wärme frei.

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!

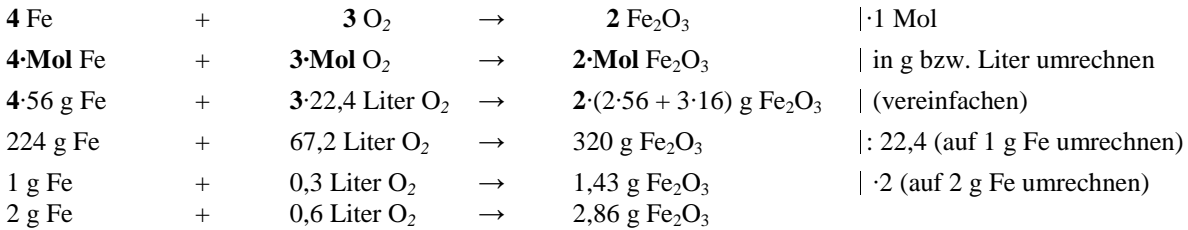
Beispiel für eine Massenberechnung:

Frage

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

Lösung

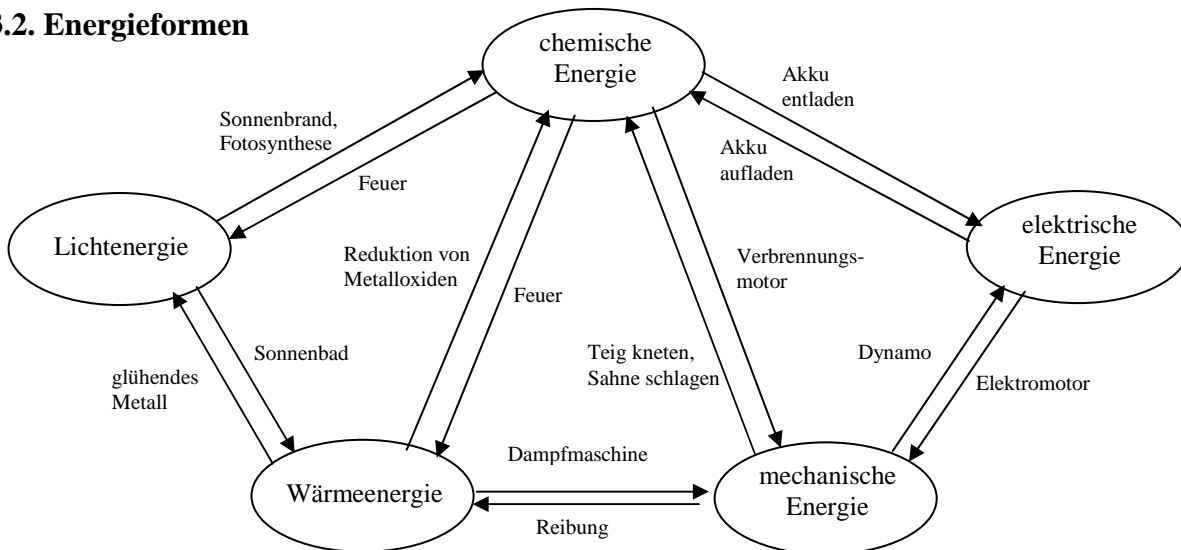
Zur Berechnung der benötigten Stoffmengen wird die gegebene Reaktionsgleichung zunächst in Mol ausgedrückt und dann in g bzw. Liter umgerechnet:



Antworten:

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

3.2. Energieformen



3.3. Die Wärmekapazität

- Die von einem Stoff aufgenommene **Wärmemenge Q** (von franz. **quantité chaleureuse**) ist proportional zur **Masse m** des zu erwärmenden Stoffes, zur **Temperaturänderung ΔT** und zur **spezifischen Wärmekapazität c** (Wärmeaufnahmevermögen) des Stoffes: $Q = c \cdot m \cdot \Delta T$.
- Die **spezifische Wärmekapazität c** des Stoffes ist die Wärmemenge Q in Joule, die notwendig ist, um die Temperatur von $m = 1 \text{ g}$ des Stoffes um $\Delta T = 1 \text{ K}$ zu erwärmen
- Beispiel:** Um $m = 1 \text{ g}$ Wasser um $\Delta T = 1 \text{ K}$ zu erwärmen, benötigt man eine Wärmemenge von 4,2 J.

Einige Wärmekapazitäten:

Stoff	c in J/g·K
Wasser	4,21
Luft	1,00
Eisen	0,98
Kalk	0,81
Blei	0,12

3.4. Energieumsatz bei chemischen Reaktionen

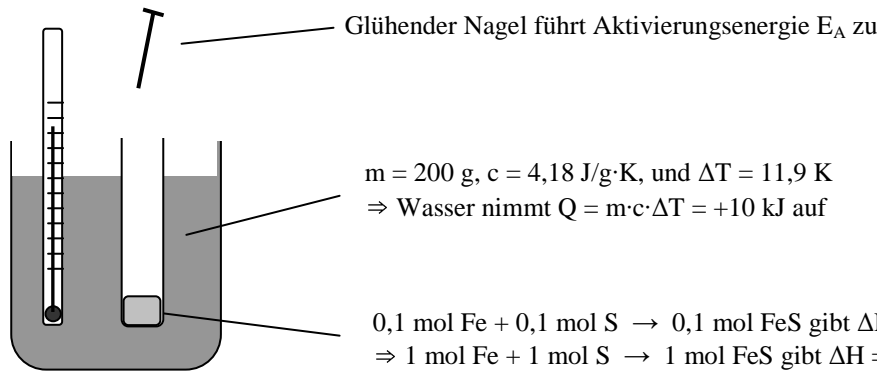
Definition

Die **molare Reaktionsenthalpie** (griech. **θαλαπος** = Wärme) ΔH ist die Wärmemenge, die bei der Reaktion von 1 mol Formelumsatz mit der Umgebung ausgetauscht wird.

Bei **Wärmeabgabe** ist $\Delta H < 0$ (**exotherme** Reaktion von **θερμος** = warm und **εξος** = nach außen)

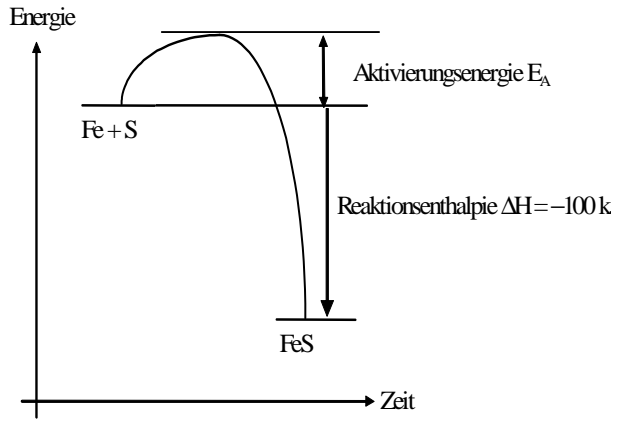
Bei **Wärmeaufnahme** ist $\Delta H > 0$ (**endotherme** Reaktion von **θερμος** = warm und **ενδος** = nach innen)

Beispiel 1: Bestimmung der molaren Reaktionsenthalpie für die Bildung von Eisensulfid



Die **Aktivierungsenergie E_A** muss zugeführt werden, um dafür zu sorgen, dass die Teilchen mit genügend hoher Geschwindigkeit aufeinanderprallen, so dass die Reaktion ausgelöst wird.

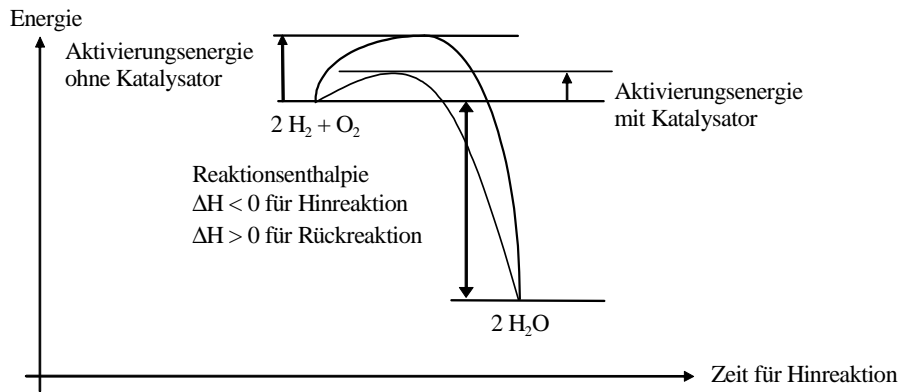
Energiediagramm:



Beispiel 2: Analyse und Synthese von Wasser

<p>Wasserstoff und Sauerstoff reagieren unter Abgabe von Wärme, Licht und mechanischer Energie zu Wasser: (Knallgasreaktion) $2 \text{ H}_2 + \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ H}_2\text{ O}$ mit $\Delta H = -571,2 \text{ kJ/Mol}$ (exotherme Hinreaktion)</p> <p>H_2 und O_2 im Verhältnis 2 : 1</p> <p>Wärme und mechanische Energie</p>	<p>Umgekehrt wird Wasser durch Zufuhr elektrische Energie in Wasserstoff und Sauerstoff zerlegt. (Elektrolyse von Wasser) $2 \text{ H}_2\text{ O} \rightarrow 2 \text{ H}_2 + \text{ O}_2$ mit $\Delta H = +571,2 \text{ kJ/Mol}$ (endotherme Rückreaktion)</p> <p>O_2</p> <p>H_2</p> <p>⊕ elektrische Energie ⊖</p>
------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

Energiediagramm für Hinreaktion (von links nach rechts) und Rückreaktion (von rechts nach links):



Umkehrbarkeit chemischer Reaktionen
 Chemische Reaktionen können immer in zwei Richtungen ablaufen. Ist die **Hinreaktion** exotherm, so ist die **Rückreaktion** endotherm und umgekehrt.

Analyse und Synthese
Analyse = Zerlegung einer Verbindung in ihre Elemente
Synthese = Herstellung einer Verbindung aus den Elementen

Katalysatoren
 Katalysatoren setzen die **Aktivierungsenergie** herab und steigern dadurch die **Reaktionsgeschwindigkeit**, ohne bei der Reaktion verbraucht zu werden.
Beispiele:

1. Am Platinkontakt entzündet sich Wasserstoff schon bei Raumtemperatur (**Döbereiner Feuerzeug**).
2. Im **Autokatalysator** (Platin-Iridium-Kontakt) wird die Zersetzungsgeschwindigkeit der wichtigsten Luftschadstoffe soweit erhöht, dass ein großer Teil von ihnen zerstört wird, bevor er in den kälteren Außenbereich gelangt, in dem keine Zersetzung mehr stattfindet.
3. In der Biologie bezeichnet man katalytisch wirksame Moleküle als **Enzyme**. Eines der wichtigsten Verdauungsenzyme ist das Pepsin, das im Magen die Zersetzung von Eiweißstoffen fördert.

4. Atombau

Mit dem einfachen Teilchenmodell lassen sich Vorgänge wie Schmelzen, Verdampfen und Lösen eines Stoffes nur teilweise erklären. Die **Kräfte**, die zwischen den Teilchen im flüssigen und festen Zustand wirken, werden nicht erklärt. Auch die **chemischen Reaktionen** z.B. von Kohlenstoff C und Sauerstoff O₂ zu CO und CO₂, nicht aber CO₃ lassen sich bisher nicht deuten. Die Kräfte und Reaktionen zwischen Atomen lassen sich erst verstehen, wenn man ihren **Aufbau** untersucht.

4.1. Atommodell von Rutherford

Elektrische Ladungen und Kräfte

1. Körper können **positiv** oder **negativ** geladen sein.
2. **Entgegengesetzt** geladene Körper **ziehen sich an**, **gleichsinnig** geladene Körper **stoßen sich ab**.
3. Die elektrische Kraft zwischen zwei geladenen Körpern nimmt mit wachsender **Ladung** zu und mit wachsendem **Abstand** ab.

Elementarteilchen	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)	$\frac{1}{2000}$	negative Elementarladung

unit und Gramm

Ein **unit u** ist die **atomare Masseneinheit**. Ein Gramm sind 602,2 Trilliarden unit, d.h. **1 g = 1 Mol u**.

⇒ 1 mol Neutronen bzw. 1 Mol Protonen haben die Masse 1 g.

Atommodell von Rutherford:

- Die Atome sind im Wesentlichen **leer**.
- Der **Atomkern** besteht aus Protonen und Neutronen. Er ist sehr klein und positiv geladen.
- Die Elektronen halten sich in der **Atomhülle** auf, die ca. 10 000 mal so groß ist wie der Atomkern.

Im **Periodensystem** bedeuten

Ordnungszahl = Zahl der Elektronen

= Zahl der Protonen

Massenzahl = Gesamtzahl der Neutronen und Protonen

= Masse von 1 Atom in u (unit)

= Masse von 1 Mol Atomen in g

Schreibweise: $\begin{matrix} \text{Massenzahl} \\ \text{Ordnungszahl} \end{matrix} \text{Elementsymbol}$

Grenzen des Rutherford-Modells:

Das Rutherford-Modell erklärt zwar das Phänomen der Radioaktivität und die verschiedenen Atommassen, kann aber wie das Teilchenmodell keine Aussagen zur chemischen Bindung liefern.

4.2. Atommodell von Bohr

Schalenmodell von Bohr

- Die Elektronen bewegen sich auf festen **Schalen** um den Kern.
- Jede Schale entspricht einer bestimmten **Energie**.
- Die Energie der Schalen nimmt nach außen hin zu.
- Die n-te Schale von innen kann genau $2n^2$ Elektronen aufnehmen.

	1. Gruppe	2. Gruppe	3. Gruppe	4. Gruppe	5. Gruppe	6. Gruppe	7. Gruppe	8. Gruppe
1. Periode	1 H 							2 He
2. Periode	3 Li 	4 Be 	5 B 	6 C 	7 N 	8 O 	9 F 	10 Ne
3. Periode	11 Na 	12 Mg 	13 Al 	14 Si 	15 P 	16 S 	17 Cl 	18 Ar

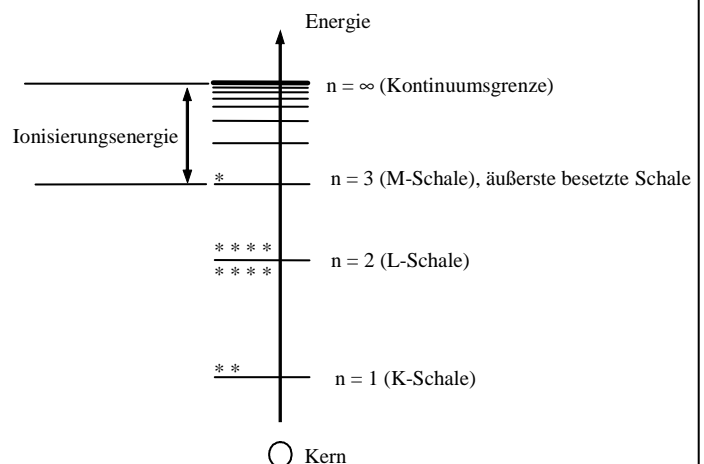
Ionisierungsenergien

Nach außen hin (in Richtung wachsender n) liegen die Schalen immer enger zusammen und nähern sich der **Kontinuumsgrenze**.

Innerhalb dieser Grenze befindet sich das Elektron im Anziehungsbereich des Kerns und kann nur die **festen Energiezustände** einnehmen, die den Bohrschen Schalen entsprechen.

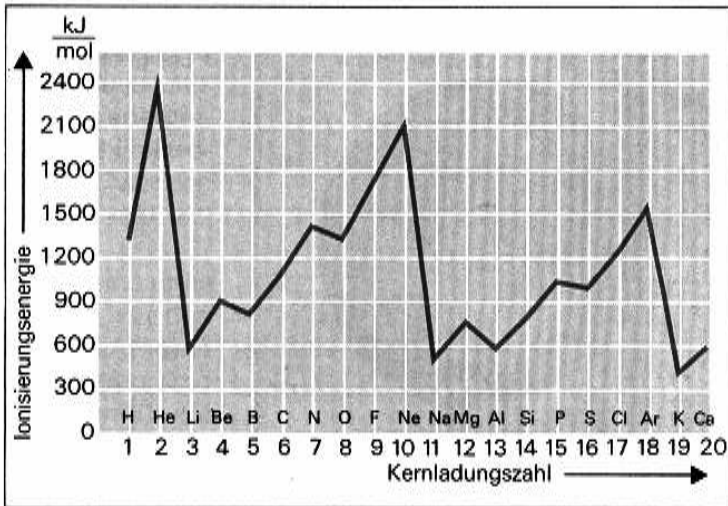
Außerhalb der Kontinuumsgrenze hat das Elektron die Atomhülle verlassen und kann im freien Raum je nach Geschwindigkeit **beliebige Energien** haben.

Die **Ionisierungsenergie** ist die Energie, die notwendig ist, um ein Elektron von der äußersten Schale aus **ganz** aus der Atomhülle zu entfernen.



Verlauf der Ionisierungsenergien in kJ/mol

Erklärung mit dem Schalenmodell



Anstieg H-He: wachsende Kernladung, höhere Anziehung

Abfall He-Li: neue Schale, die weiter vom Kern entfernt ist; Abschirmung der Kernladung durch die darunter liegende K-Schale

Anstieg Li-Ne: wachsende Kernladung

Abfall Ne-Na: neue Schale

Anstieg Na-Ar: wachsende Kernladung

Abfall Ar-K: neue Schale ?!

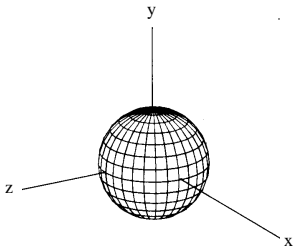
Grenzen des Bohrschen Modells:

1. Der **grobe** Verlauf der Ionisierungsenergien und Linienspektren lässt sich mit Bohr erklären.
2. Metall-Nichtmetall-Bindungen (→ 6. Ionenbindung) und Metall-Metall-Bindungen (→ 7. Metallbindungen) lassen sich ebenfalls mit dem Schalenmodell deuten.
3. Der **genaue** Verlauf der Ionisierungsenergien und Linienspektren (Aufspaltung der Hauptlinien in mehrere Unterlinien bei verbesserter Auflösung der Spektralapparate) sowie die Nichtmetall-Nichtmetall-Bindung (→ 8. Elektronenpaarbindung) finden mit diesem Modell keine Erklärung.

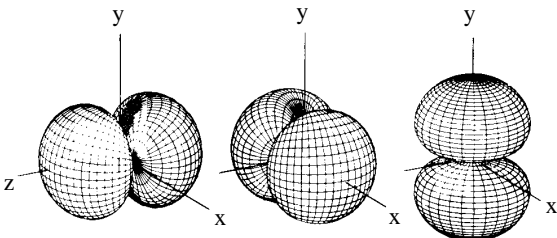
4.3. Das Orbitalmodell

Die Bohrschen „Schalen“ haben mit dem Aufenthaltsort der Elektronen nichts zu tun und geben nur ihr **Energieniveau** an. Der Aufenthaltsort der Elektronen wird durch räumlich fest orientierte Elektronenwolken (**Orbitalen**) beschrieben, die jeweils maximale zwei Elektronen mit entgegengesetzter Drehrichtung aufnehmen können.

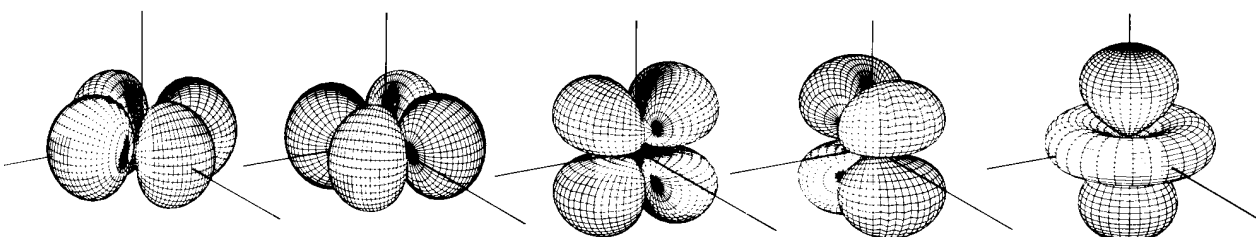
Vom 1. Hauptniveau an steht **jeweils ein** kugelförmiges **s-Orbital** zur Verfügung:



Vom 2. Hauptniveau an stehen **zusätzlich drei** hantelförmige **p-Orbitale** zur Verfügung:



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



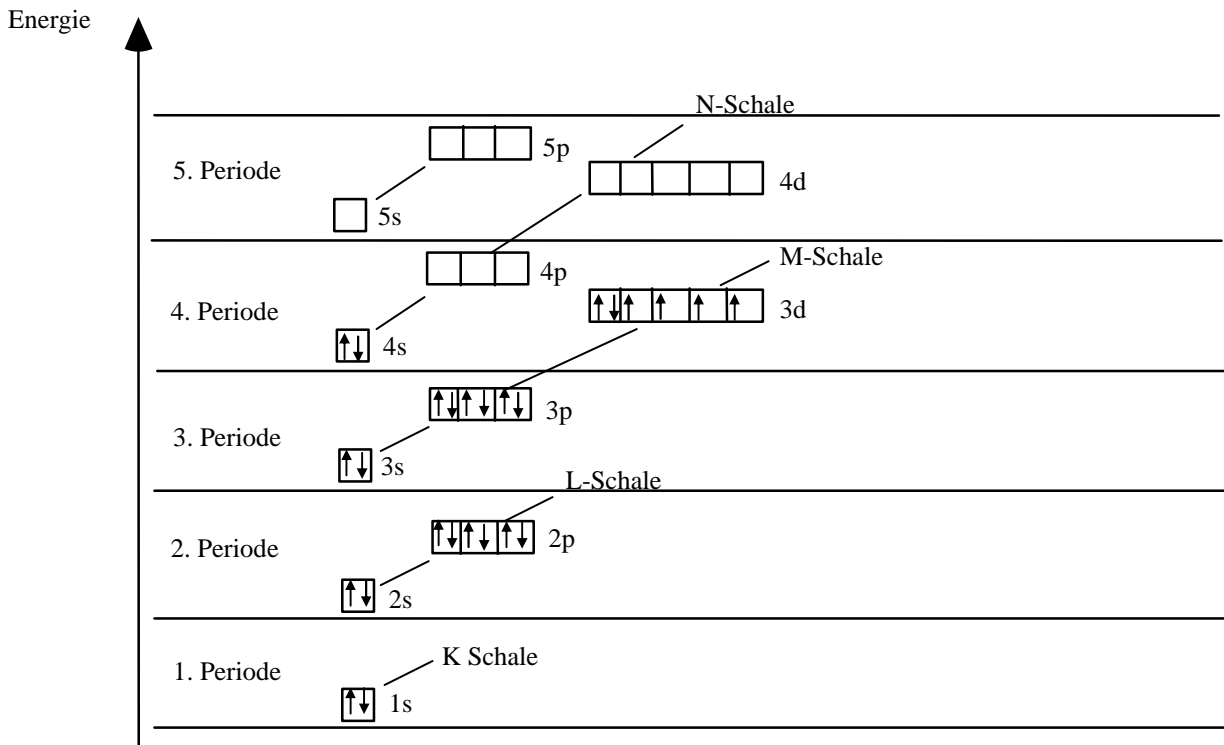
Vom 4. Hauptniveau an stehen **zusätzlich sieben** kompliziert geformte **f-Orbitale** zur Verfügung:

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!**

Deutung des Verlaufs der Ionisierungsenergien mit dem Orbitalmodell

- Abfall Be-B: - Abschirmung des Kerns durch das voll besetzte 2s-Unterniveau
- Abfall N-O: - Abschirmung durch gleichmäßig halb besetztes 2p-Unterniveau.
- Abfall Mg-Al: - Abschirmung durch voll besetztes 3s-Unterniveau
- Abfall P-S - Abschirmung durch gleichmäßig halb besetztes 3p-Unterniveau.

5. Das Periodensystem der Elemente (PSE)

5.1 Aufbau des PSE

Perioden und Gruppen

Perioden = Zeilen

Gruppen = Spalten

Gruppen-Nr = Zahl der Außenelektronen

Atomradien
Atomrumpf = Atom ohne Außenelektronen
effektive Kernladung = Anziehungskraft auf die Außenelektronen
= Ladung des Atomrumpfes
= Zahl der Außenelektronen
= Gruppen-Nr

Durch **neue hinzukommende Schalen** nehmen die **Atomradien von oben nach unten zu**

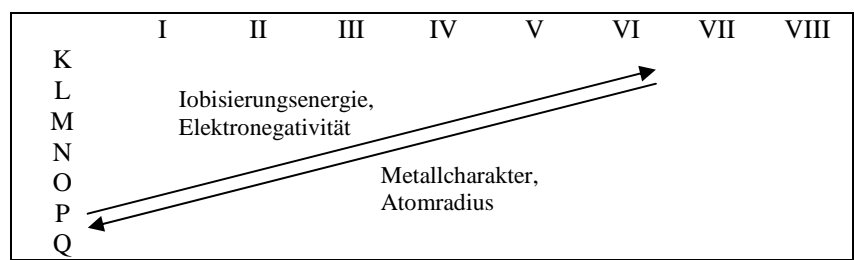
Durch die **wachsende effektive Kernladung** nehmen die Atomradien **von links nach rechts ab**.

Bor (Ordnungszahl 5)

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

- Metalle 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.

Allgemeine Trends im PSE



5.2. Die 8. Hauptgruppe (Edelgase)

Name	Bedeutung
Helium He (griech. ηλιοζ = Sonne)	Traggas.
Neon Ne (griech. νεον = neu)	Leuchtgas
Argon Ar (griech. αργον = träge)	Schutzgas beim Schweißen, Leuchtgas u.a. für Laser
Krypton Kr (griech κρυπτον = verborgen)	Leuchtgas
Xenon Xe (griech ξενον = 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.

5.3. Die 7. Hauptgruppe (Halogene = Salzbildner)

Namen	Eigenschaften
Fluor F ₂ (lat. fluor = fließend)	Farbloses, extrem ätzendes und giftiges Gas . Flußspat Calciumfluorid CaF ₂ wurde als Flussmittel zur Schmelzpunktniedrigung bei der Erzschmelze verwendet
Chlor Cl ₂ (griech. χλωροζ = gelbgrün)	Grünlich-gelbes ätzenden und giftiges Gas
Brom Br ₂ (griech. βρωμοζ = Gestank)	rotbraune, leichtflüchtige ätzende und giftige Flüssigkeit
Iod I ₂ (griech. ιωδιζ . = veilchenfarbig)	ein violetter, leichtflüchtiger (Sublimation!) schwach ätzender und giftiger Feststoff
Astat At (griech. αστατοζ = instabil)	kommt in der Natur nicht vor, da alle Isotope radioaktiv sind

Gruppenendenzen

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.

5.4. Die 1. Hauptgruppe (Alkalimetalle)

Name	Vorkommen
Lithium Li (griech. λιθοζ = Stein; Na und K wurden in Pflanzen entdeckt!	Spodumen Lithium-Aluminium-Silicat LiAlSi ₂ O ₆
Natrium Na (ägypt. neter = Soda) Vgl. engl. sodium	Steinsalz Natriumchlorid NaCl Soda Natriumcarbonat Na ₂ CO ₃ Chilesalpeter Natriumnitrat NaNO ₃ (lat. sal = Salz, griech. πετρα = Fels).
Kalium K (arab. alkalja = Pflanzenasche) Vgl. engl. potassium	Sylvin Kaliumchlorid KCl Salpeter Kaliumnitrat KNO ₃ in Pflanzenasche = Pottasche
Rubidium Rb (lat. rubidus = rot) nach der intensivsten Spektrallinie	Begleiter von Li in Silicaten, Rubin Al ₂ O ₃ mit Cr ³⁺ enthält kein Rb!
Cäsium Cs lat. cäsius = himmelblau nach der intensivsten Spektrallinie	Begleiter von Li in Silicaten

Gruppenendenzen:

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

Eigenschaften

- Alle Alkalimetalle sind **glänzend, biegsam** und **elektrisch leitfähig**, also typische **Metalle**
- Die Alkalimetalle reagieren mit **Sauerstoff** zu **Metalloxiden**: $4 \text{ Na} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ Na}_2\text{O}$
- Die Alkalimetalle reagieren mit **Wasser** zu **Laugen**: $2 \text{ Na} + 2 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{ Na}^+ + 2 \text{ OH}^- + \text{H}_2$
- Wegen der Abnahme der Ionisierungsenergie nimmt die Heftigkeit der Reaktionen von oben nach unten zu.

5.5. Die 2. Hauptgruppe (Erdalkalimetalle)

Name	Vorkommen
Beryllium Be	Beryll $\text{Be}_3\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{18}$, Smaragd (mit Cr^{3+}) Aquamarin (mit Fe^{3+})
Magnesium Mg (nach der Region Magnesia in Thessalien)	Asbest $\text{Mg}_3\text{Si}_2\text{O}_5(\text{OH})_4$, Spinell MgAl_2O_4 , Magnesia = Talk $\text{Mg}_3(\text{Si}_4\text{O}_{10})(\text{OH})_2$,
Calcium Ca (lat. <i>calx</i> = Kalkstein)	Kalkstein/Kreide/Marmor = Calciumcarbonat CaCO_3 , Gips = Calciumsulfat CaSO_4
Strontium Sr (nach dem Fundort Strontian in Schottland)	Strontianin = Strontiumcarbonat SrCO_3 , Zölestin = Strontiumsulfat SrSO_4
Barium Ba (griech βαρυς = schwer)	Baryt = Schwerspat = Bariumsulfat BaSO_4
Radium Ra (lat <i>radius</i> = Strahl)	radioaktiv mit Halbwertszeit 1600 Jahre

Gruppenendenzen:

Be	Atomradius	Ionisierungsenergie
Mg	Reaktivität	Elektronegativität
Ca	Dichte und Sp	
Sr		
Ba	↓ nehmen zu	↓ nehmen 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 Alkalimetallen.
- 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

6. Die Ionenbindung

Die Edelgasregel

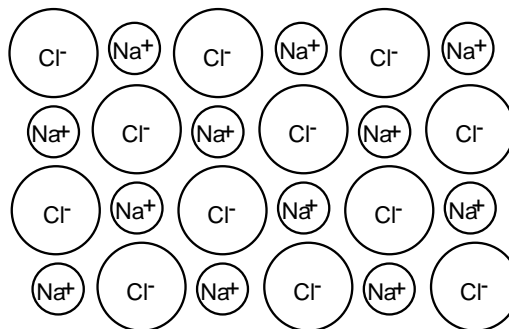
Die Edelgase gehen kaum Verbindungen ein und zeigen in ihrer Periode jeweils die höchsten Ionisierungsenergien. Ihre Elektronenkonfiguration mit jeweils 8 Außenelektronen (voll besetzte s- und p-Unterniveaux) ist offensichtlich besonders stabil. (**Edelgaskonfiguration**).

Die übrigen Atome suchen die Edelgaskonfiguration oder zumindest ein voll besetztes s-Unterniveau zu erreichen, indem sie **Verbindungen** mit anderen Atomen bilden.

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** in einem **Ionengitter** zusammengehalten werden.
- Stoffe mit Ionenbindung nennt man **Salze**.

Beispiel: Kochsalz NaCl:



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: $2 \text{Al}^{3+} + 3 \text{O}^{2-} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$ **Dialuminiumtrioxid**

Benennung von Salzen

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

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

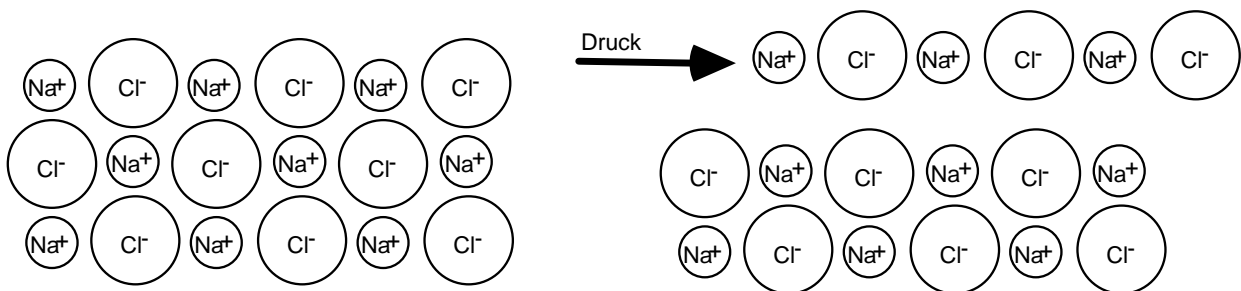
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H ⁺ Wasserstoff							He Helium
2	Li ⁺ Lithium	Be ²⁺ Beryllium	B Bor	C ⁴⁻ Carbid	N ³⁻ Nitrid	O ²⁻ Oxid	F ⁻ Fluorid	Ne Neon
3	Na ⁺ Natrium	Mg ²⁺ Magnesium	Al ³⁺ Aluminium	Si Silicium	P ³⁻ Phosphid	S ²⁻ Sulfid	Cl ⁻ Chlorid	Ar Argon
4	K ⁺ Kalium	Ca ²⁺ Calcium	Ga ³⁺ Gallium	Ge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

Vorsilben:
 1 = mono
 2 = di
 3 = tri
 4 = tetra
 5 = penta

Beispiele:
 K₂O **Dikalium**oxid
 CaCl₂ **Calcium**dichlorid
 Na₃N **Trinatrium**nitrid
 AlF₃ **Aluminium**trifluorid
 Al₄C₃ **Tetraaluminium**tricarbid

Eigenschaften von Salzen

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:

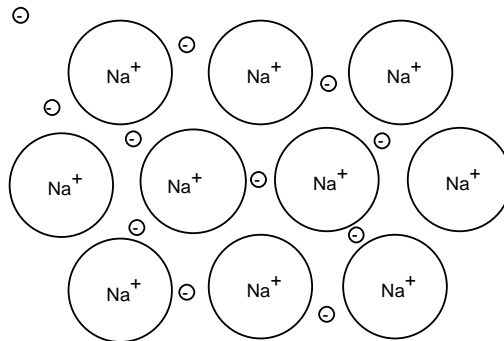


Im **festen Zustand** sind die Salze **Nichtleiter**, da die Ionen fest auf ihren Gitterplätzen sitzen. Im **geschmolzenen** oder **gelösten** Zustand dagegen sind die Ionen beweglich und leiten den elektrischen Strom

7. Die Metallbindung

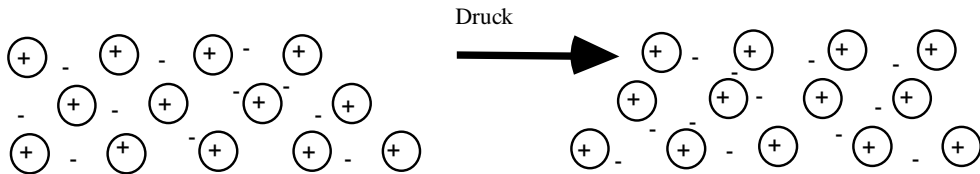
Die Metallbindung

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!



Eigenschaften der Metalle

- Hohe **Schmelzpunkte** (meist $\geq 1000^\circ\text{C}$), **Festigkeiten** und **Dichten** (meist $\geq 7 \text{ g/cm}^3$): starke Anziehung zwischen positiv geladenen Atomrümpfen und dem Elektronengas. Nur wenige **Leichtmetalle** wie Aluminium und Titan haben Dichten von unter 5 g/cm^3 .
- Hohe **Leitfähigkeit für Wärme und Strom** durch die freibeweglichen Außenelektronen.
- **Abnahme der Leitfähigkeit mit steigender Temperatur** infolge der Behinderung des Elektronenflusses durch die zunehmende Eigenbewegung der Atomrümpfe.
- **Metallglanz** durch Wechselwirkung des Elektronengases mit Licht.
- **Verformbarkeit**: Beim Verschieben der Gitterebenen gegeneinander fließt das Elektronengas mit und die Metallbindung bleibt erhalten.



8. Die Elektronenpaarbindung

Die Elektronenpaarbindung

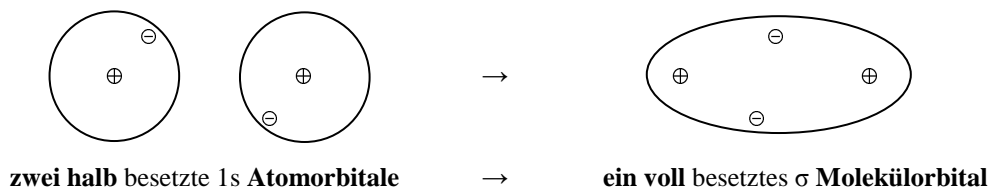
- Zwei Nichtmetallatome können die Edelgaskonfiguration durch **gemeinsame Nutzung** von je zwei Außenelektronen (**bindendes Elektronenpaar**) erreichen.
- Dabei können sowohl kleine Atomgruppen (**Moleküle**) als auch ausgedehnte **Atomgitter** entstehen, die durch **elektrostatische Anziehung** zwischen **Bindungselektronen** und **Atomkernen** zusammengehalten werden.
- Bindungen zwischen Nichtmetallen heißen **Elektronenpaarbindungen** oder **Atombindungen**.
- 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.

8.1. Wasserstoff

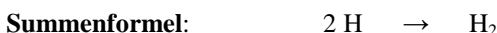
Die Elektronenpaarbindung im Wasserstoffmolekül

Bei der (zufälligen) Annäherung zweier H-Atome überlagern sich die halbbesetzten **1s-Atomorbitale** und es bildet sich ein gemeinsames vollbesetztes **σ -Molekülorbital**. Das Molekül enthält **weniger chemische Energie** und ist daher **stabiler** als die beiden einzelnen Wasserstoffatome

Orbitaldarstellung:



In der **Strukturformel** werden **einzelne** Elektronen in halbbesetzten Orbitalen als **Punkte** und **Elektronenpaare** in vollbesetzten Orbitalen als **Striche** dargestellt:

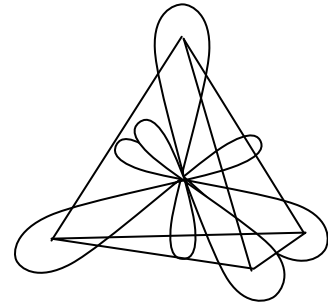


Eigenschaften und Bedeutung von Wasserstoff

- **Eigenschaften:** Wasserstoff H_2 (**Hydrogenium** von griech. ὕδρω γεννομαι = Wasserbildner) ist ein farb- und geruchloses Gas, das bei 14 K schmilzt und bei 20 K siedet.
- **Herstellung:** Durch die **endotherme Elektrolyse** von Wasser: $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_2 + \text{O}_2$ mit $\Delta H = + 286 \text{ kJ/mol}$.
- **Nachweis:** Durch die **exotherme Knallgasreaktion** mit Sauerstoff: $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$ mit $\Delta H = - 286 \text{ kJ/mol}$.
- **Bedeutung:** H_2 hat bei Normalbedingungen die **geringste Dichte** aller Stoffe ($\rho = 0,089 \text{ g/l}$) und wurde daher früher als **Traggas** für Ballons und Luftschiffe verwendet.

8.2. Hybridisierung

- 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.



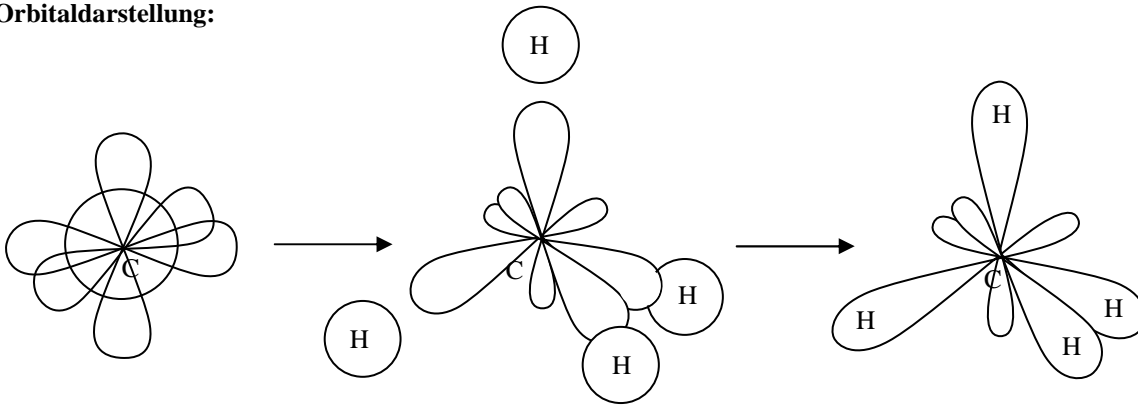
Elektronenanordnung der Nichtmetalle in Verbindungen:

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

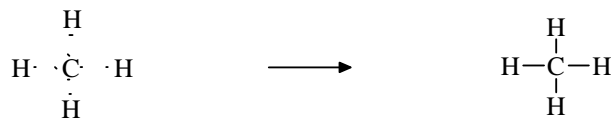
8.3. Einfache Verbindungen des Wasserstoffs

Kohlenstofftetrawasserstoff CH_4 (Methan) entsteht durch Verschmelzung der vier halbbesetzten $2sp^3$ -Hybridorbitale des Kohlenstoffs mit den halb besetzten $1s$ -Orbitalen des Wasserstoffs zu vier voll besetzten σ -Molekülorbitalen

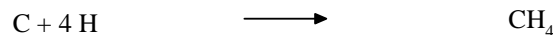
Orbitaldarstellung:



Strukturformeln:



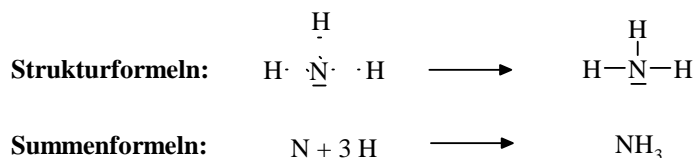
Summenformeln:



Eigenschaften und Bedeutung

- **Eigenschaften:** Methan ist ein farbloses ungiftiges **Gas** mit charakteristischem Geruch.
- **Vorkommen:** Bei der Zersetzung organischer Stoffe durch anaerober Bakterien in **Darmgas** und **Erdgas**.
- **Bedeutung:** Es wird als relativ umweltschonendes **Brennstoff** eingesetzt, denn Erdgas enthält kaum Verunreinigungen und bei der Verbrennung entstehen ausschließlich **Kohlenstoffdioxid** und **Wasser**: $\text{CH}_4 + 3 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$. mit $\Delta H = -892 \text{ kJ/mol}$

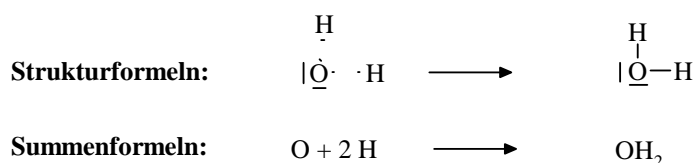
Stickstofftrihydrogen NH₃ (Ammoniak) bindet nur drei H-Atome, da das vierte 2sp³-Hybridorbital schon voll besetzt ist:



Eigenschaften und Bedeutung

- **Eigenschaften:** Ammoniak ist ein farbloses, tränenreizendes und stechend riechendes **Gas**. Es ist im Gegensatz zu Methan nicht brennbar aber **wasserlöslich**. Die wässrigen Lösungen heißen **Salmiakgeist** (franz. **sel ammoniac**) und sind starke **Laugen**
- **Vorkommen:** Bei der Zersetzung von Eiweißen durch anaerobe Bakterien in **Darmgas** und **Sumpfgas**.
- **Bedeutung:** Zur Herstellung von für Pflanzen lebensnotwendigen **Nitraten** (→ 5.4.) in der Natur durch **nitrifizierende Bakterien**

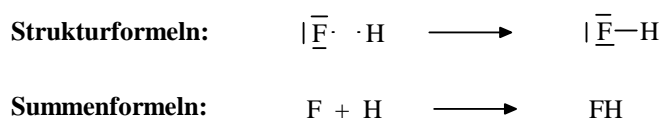
Sauerstoffdihydrogen H₂O (Wasser) besitzt zwei bindende und zwei nichtbindende Elektronenpaare. Diese Symmetrie ist für die außergewöhnlichen Lösungs- und Dichteverhalten des Wassers verantwortlich.



Eigenschaften und Bedeutung

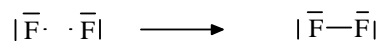
Wasser ist eine (für Erdenbewohner) farb- und geruchlose ungiftige aber chemisch sehr reaktive **Flüssigkeit**. Es ist als **Lösungs- und Transportmittel** für den gesamten Stoffwechsel unersetzlich. Das Leben auf den blauen Planeten kommt aus dem Wasser und auch Landbewohner tragen immer noch **ihre eigenes Meer** mit sich herum: Tiere und Pflanzen bestehen zu 70 % aus **Salzwasser**. Da **Eis** auf Wasser schwimmt (**Anomalie** des Wassers), können Tiere und Pflanzen auch in kalten Klimazonen unter dem Eis überleben. **Schnee** wirkt ähnlich wie Schaumstoff als Wärmeisolierung und schützt Pflanzen und Bodentiere vor Trockenheit und Kälte.

Fluorwasserstoff HF ist ein farbloses und sehr giftiges **Gas**. Seine wässrige Lösung heißt **Flußsäure** und löst Glas.

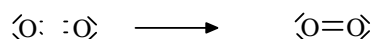


8.4. Mehrfachbindungen

Fluor F₂ (vgl. 5.3.) besteht aus **zweiatomigen Molekülen** mit einer **Einfachbindung** = Verbindung zweier Tetraeder über **eine gemeinsame Spitze**



Sauerstoff O₂ besteht aus **zweiatomigen Molekülen** mit einer **Doppelbindung** = Verbindung zweier Tetraeder über **zwei Spitzen = eine gemeinsame Kante**

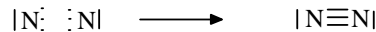


Eigenschaften und Bedeutung

- **Eigenschaften:** **Sauerstoff (Oxygenium)** von griech. οξυς γεννομαί = **Säurebildner**, ist ein sehr reaktives, farb- und geruchloses Gas. Es ist selbst nicht brennbar, fördert aber die Verbrennung. Die **Wasserlöslichkeit** nimmt mit **wachsender Temperatur** stark **ab**: In 1 l Wasser lösen sich bei 15 °C 1,5 mmol O₂, bei 25 °C aber nur noch 1,2 mmol O₂. Fische brauchen daher kaltes Wasser!

- **Vorkommen:** Sauerstoff ist ein **Zellgift** und erst seit ca. 2 Milliarden Jahren als giftiges Nebenprodukt der **endothermen Photosynthese** der **Pflanzen** in der Atmosphäre nachweisbar: $6 \text{H}_2\text{O} + 6 \text{CO}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6 \text{O}_2$ mit $\Delta H = +2800 \text{ kJ/mol}$
- **Bedeutung:** **Tiere** nutzen die (sonnen)energiereichen Produkte der Photosynthese seit ca. 500 Mio Jahren mit Hilfe des **exothermen Atmungsprozesses**: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6 \text{O}_2 \rightarrow 6 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$ mit $\Delta H = -2800 \text{ kJ/mol}$. Durch das Zusammenwirken von Photosynthese der Pflanzen und Atmung der Tiere entsteht ein Kreislauf, der (bisher) für einen stabilen Sauerstoff- und Kohlenstoffdioxidgehalt in der Atmosphäre sorgt.
- **Die Industrie** gewinnt Sauerstoff mit dem **Linde-Verfahren** durch **Destillation** flüssiger Luft und verwendet ihn als **Atemgas, Bleichmittel** und **Oxidationsmittel** für die Stahlherstellung.
- **Nachweis:** mit der **Glimmspanprobe**

Stickstoff besteht aus **zweiatomigen Molekülen** mit einer **Dreifachbindung** = Verbindung zweier Tetraeder über **drei Spitzen = eine gemeinsame Fläche**

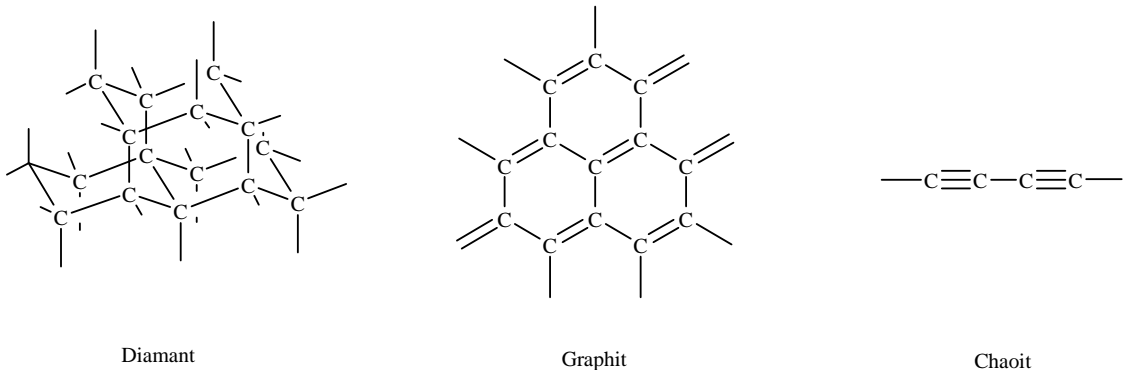


Eigenschaften und Bedeutung

- **Eigenschaften:** **Stickstoff** N_2 (**Nitrogenium** von $\nu\tau\rho\nu\nu\ \gamma\epsilon\iota\nu\omicron\mu\alpha\iota$ = Salpeterbildner), ist ein sehr reaktionsträges, farb- und geruchloses Gas. Die **Wasserlöslichkeit** nimmt mit **wachsender Druck** stark **zu**. Er muss daher beim **Tauchen** durch **Helium** ersetzt werden, da er sonst den Sauerstoff aus dem Blut verdrängen würde.
- **Vorkommen:** In der **Atmosphäre** als N_2 , in **Organismen** gebunden in **Eiweißen** und im **Boden** in Form von **Nitraten** (\rightarrow 5.4.). Die Umwandlung dieser Verbindungen im **Stickstoffkreislauf** erfolgt ausschließlich durch **Bakterien!**
- **Herstellung:** Mit dem **Linde-Verfahren** durch **Destillation** flüssiger Luft.
- **Verwendung:** Als **Schutzgas** und **Kältemittel** sowie zur Herstellung von **Ammoniak**

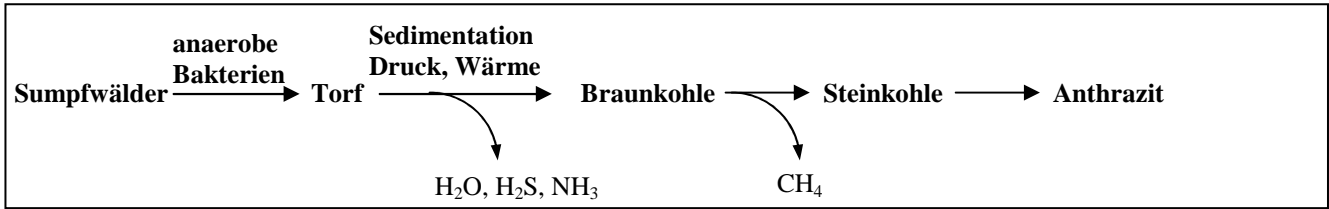
8.5. Atomgitter

Kohlenstoff **C** (lat. **carbo** = **Kohle**) tritt in verschiedenen Erscheinungsformen (**Modifikationen**) auf, die alle sehr reaktionsträge sind mit der Ausnahme der **Verbrennungsreaktion**, die zu dem chemisch noch stabileren „Kohlenstoffdioxid“ führt.

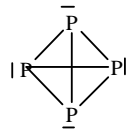


Modifikation	Diamant (griech. διαφανης = transparent , αδαμας = unbesiegbar)	Graphit (griech. γραφειν = schreiben)	Chaoit
Struktur	dreidimensionales Gitter mit Einfachbindungen	zweidimensionale Schichten mit Doppelbindungen	eindimensionale Ketten mit Dreifachbindungen
Entstehung	bei hohen Drücken stabilste Form (Fundorte in alten Vulkansloten)	bei Normalbedingungen stabilste Form (Fundorte in vielen Sedimenten als Kohle)	Bei hohen Drücken und Temperaturen stabilste Form (\rightarrow Meteoritenkrater)
Schmelzpunkt	1500 °C Umwandlung in Graphit	3000 °C	3500 °C ?
Farbe	farblos	schwarz	weiß
Härte	härtester Stoff, den es gibt	weich, schmierig	?
Dichte	3,51 g/cm ³	2,26 g/cm ³	3,43 g/cm ³ (berechnet)
Leitfähigkeit	elektrischer Isolator, aber sehr guter Wärmeleiter (!)	hohe elektrische Leitfähigkeit entlang der Schichten, Verwendung als Elektrodenmaterial	?

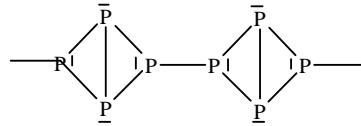
Entstehung der Kohle



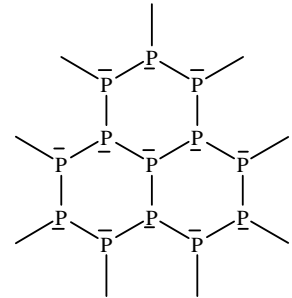
Phosphor P (lat. **phosphorus** = Lichtträger, da weißer Phosphor phosphoresziert) ist ein in mehr als 10 verschiedenen **Modifikationen** auftretender, flüchtiger Feststoff: Die wichtigsten sind:



weißer Phosphor



roter Phosphor

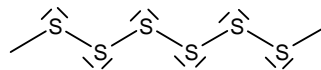
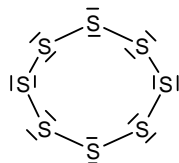


schwarzer Phosphor

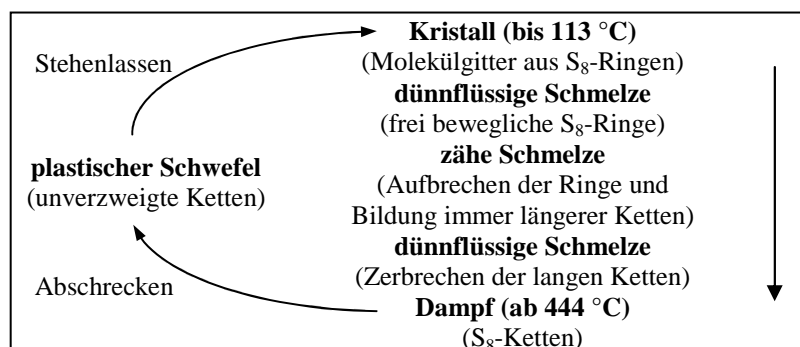
Modifikation	weißer Phosphor	roter Phosphor	schwarzer Phosphor
Struktur	einzelne P ₄ -Tetraeder	Ketten und Ringe	Schichten
Herstellung	Kristallisieren aus der Schmelze	Erhitzen von weißem P unter Luftausschluß	Erhitzen von weißem P unter Luftausschluß und hohem Druck
Dichte	1,82 g/cm ³	2,16 g/cm ³	2,69 g/cm ³
Schmelzpunkt	44 °C	550 °C → schwarzer P	610 °C
Löslichkeit	CS ₂ (880g/100g !)	-	-
Reaktivität	selbstentzündlich, giftig	stabil	stabil

- **Vorkommen:** Calciumphosphat **Apatit** Ca₃(PO₄)₂ auf der ganzen Erde in Mineralien, Pflanzen und Tieren.
- **Herstellung** Durch Reduktion von **Apatit** mit Reduktionsmittel **Koks** und Schlackebildner **Sand** im elektrischen Ofen bei 1500 °C: $2 \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6 \text{SiO}_2 + 10 \text{C} \rightarrow 6 \text{CaSiO}_3 + 10 \text{CO} + \text{P}_4$
- **Bedeutung:** **Phosphat** PO₃⁴⁻ (700g/1g) ist in **Milch**, **Fleisch** und **Hülsenfrüchten** enthalten und ist als Ca₃(PO₄)₂ am Aufbau von **Knochen** und **Zähnen** beteiligt; Phosphatgruppen (ATP) dienen im Stoffwechsel aller Lebewesen als Speicher für chemische Energie.

Schwefel S (lat. sulfur) ist ein gelber, flüchtiger, reaktiver aber relativ ungiftiger **Feststoff**. Aufgrund des großen Umfangs kann S **keine stabilen Doppelbindungen** ausbilden und bildet stattdessen **gewellte S₈-Ringe** oder **Ketten**:



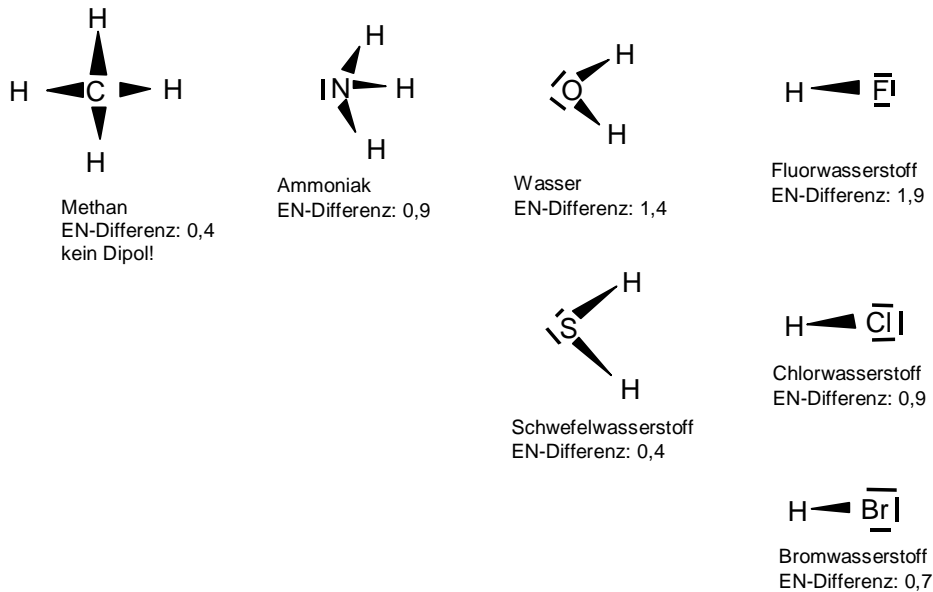
Beim langsamen Erwärmen von Schwefel wird er erst **dünnflüssig**, dann **zähflüssig** und dann wieder **dünnflüssig**. Bei der Umwandlung von Ketten und Ringen ineinander entstehen nämlich wechselweise **kleine leicht bewegliche** (⇒ **dünnflüssige** Schmelze) als auch **große schwer bewegliche** Moleküle (⇒ **dickflüssige** Schmelze)



- **Löslichkeit:** unlöslich in Wasser, kaum löslich in Benzin (0,25 g/100 g) und CCl_4 (0,86 g/100g), aber gut löslich in Schwefelkohlenstoff CS_2 (35 g/100 g).
- **Vorkommen:** In **Organismen** als wichtiger Bestandteil der **Eiweiße** und als Abbauprodukt anaerober **Bakterien** oberhalb von **Gips-** und **Öllagerstätten**.
- **Förderung:** Mit dem **Frasch-Verfahren** durch Einblasen von überhitztem Wasserdampf, der den Schwefel bei 120 °C schmilzt und an die Oberfläche drückt.
- **Bedeutung:** Herstellung von **Schwefelsäure** und **Vulkanisierung** (Härtung) von **Gummi** für die **Reifenherstellung**.

8.6. polare Elektronenpaarbindungen

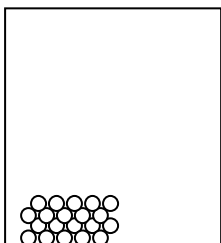
Sind an einer Elektronenpaarbindung Atome mit **unterschiedlichen Elektronegativitäten** beteiligt, so ist der bevorzugte Aufenthaltsort der Bindungselektronen zum **elektronegativeren** Atom hin verschoben und die Elektronenpaarbindung erhält einen **polaren Charakter**.



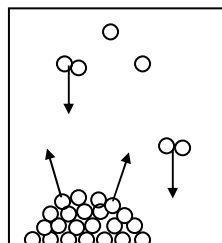
- Durch die unsymmetrische Ladungsverteilung verhält sich das Molekül wie ein elektrischer **Dipol**, dessen negatives Ende durch das Atom mit der größeren EN gebildet wird.
- Der Dipolcharakter nimmt mit wachsender **EN-Differenz** zu; er ist im H_2S sehr schwach ausgeprägt und in HF am stärksten. Die Verschiebung des bindenden Elektronenpaares zum elektronegativeren Element hin wird dabei durch **Keile** dargestellt:
- In **Methan** CH_4 sind die positiv polarisierten H-Atome **gleichmäßig** um das negativ polarisierte C-Atom verteilt und neutralisieren sich daher gegenseitig. CH_4 bildet daher **keinen Dipol!**

9. Zwischenmolekulare Kräfte

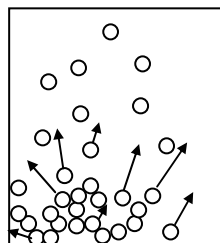
9.1. Schmelzen und Verdampfen von Stoffen



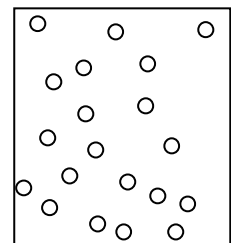
fester Zustand
geordnetes Kristallgitter
Teilchen schwingen um
Ruhelage



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 der 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.

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.

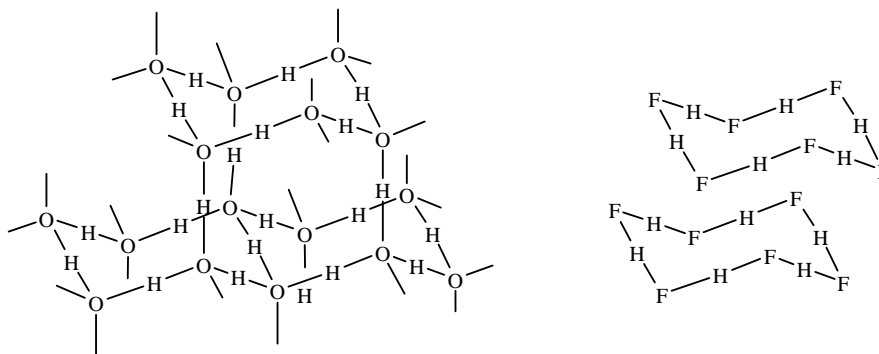


Erklärung:

- 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 $\text{SO}_2 + \text{H}_2 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3$.

3. Anzahl der möglichen H-Brücken pro Molekül:

Beispiel: H_2O mit $\Delta EN = 1,4$ siedet bei $100\text{ }^\circ\text{C}$, HF mit $\Delta EN = 1,9$ aber schon bei $20\text{ }^\circ\text{C}$.

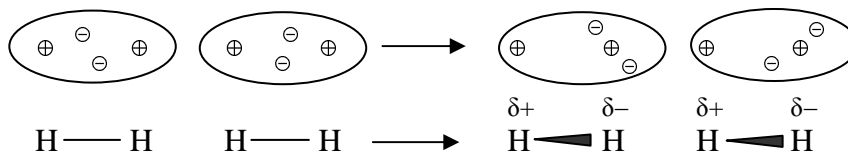


Erklärung:

- H_2O 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 tetraedrisch 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.
- NH_3 hat **drei H-Atome** und damit **eines zuviel**, um eine stabile tetraedrische Struktur bilden zu können.

9.3. Van-der-Waals-Kräfte

Auch zwischen **unpolaren Molekülen** wirken Kräfte, die durch die Anziehung zwischen den **Elektronen** des einen und den **Protonen** des anderen Moleküls durch **gegenseitige Polarisierung** der Orbitale entstehen.



- Diese **Van-der-Waals-Kräfte** sind im Allgemeinen sehr viel kleiner als Dipol-Dipol-Kräfte, wachsen jedoch mit zunehmender **Elektronenzahl** und **Oberfläche** der Moleküle stark an.
- **Beispiel:** wachsende Siedepunkte der Halogene: F_2 : -188°C , Cl_2 : -34°C , Br_2 : 59°C und I_2 : 184°C

9.4. Lösungsvorgänge

Ein Stoff A löst sich in Stoff B, wenn die Anziehungskräfte A - B so groß sind, dass **viele** Teilen B **ein** Teilchen A aus seinem Verband herausreißen können.

Beispiel:

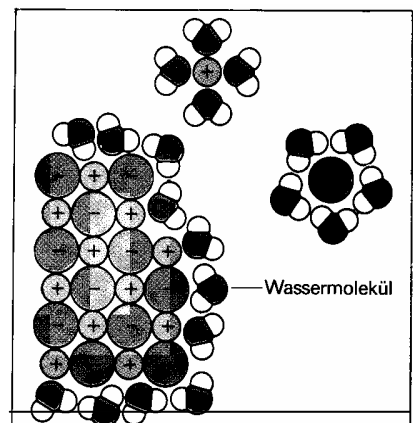
Salz A löst sich in Wasser B, wenn die **polaren Wassermoleküle** mit ihren positiven bzw. negativen Enden die **geladenen Salzionen** aus dem **Ionengitter** herausbrechen und lösen können. Dabei wirken die folgenden Kräfte:

A - A: Ionenbindung Ion - Ion

A - B: elektrische Anziehung Ion - Molekül

B - B: Dipol-Dipol-Kraft Molekül - Molekül

Das Salz löst sich nur dann in Wasser, wenn die Anziehung A - B nicht zu klein ist gegenüber A - A und B - B.



In der Regel gilt: Polares löst sich in Polarem und Unpolares löst sich in Unpolarem: **Gleiches löst sich in Gleichem.**

- **Polare** Stoffe heißen auch **hydrophil** (wasserliebend) oder **lipophil** (fettliebend)
- **Unpolare** Stoffe heißen auch **lipophil** (fettliebend) oder **hydrophob** (wasserfeindlich)

9.5. Destillation

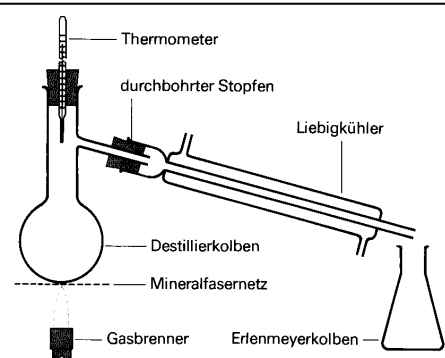
Destillation von Rotwein

Bei der **Destillation** werden Stoffe mit **unterschiedlichen Siedepunkte** durch **Verdampfen** und anschließendes **Kondensieren** voneinander getrennt

Beispiel:

Wasser H_2O : 4 H-Brücken pro Molekül \Rightarrow Sp 100°C

Ethanol $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$: 2 H-Brücken pro Molekül \Rightarrow Sp 78°C



9.6. Extraktion

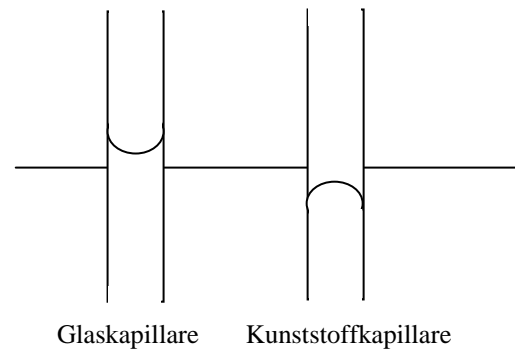
- Bei der Zubereitung von **Kaffee** oder **Tee extrahiert** man wasserlösliche Inhaltsstoffe wie z.B. Koffein mit heißem Wasser aus getrockneten Blättern.
- Die **Wasserstoffbrücken** zwischen Wassermolekülen und Koffeinmolekülen sind stärker als die Kräfte, die das Koffeinmolekül im Blatt fixiert haben.
- Bei der Extraktion von **Olivenöl** mit Alkanen (oder Dichlormethan) aus Oliven werden dagegen die **van-der-Waals-Kräfte** zwischen den unpolaren Molekülen des Olivenöls und des Alkans genutzt. Das Lösungsmittel wird anschließend durch **Destillation** wieder abgetrennt und zurück gewonnen.

9.7. Kapillarwirkung

- Wasser steigt in dünnen Glaskapillaren auf und wird von Filterpapier oder Baumwollpullovern leicht aufgesogen.
- In Kunststoffkapillaren steigt es dagegen nicht auf; Pullover aus Wolle oder Polyester saugen kein Wasser auf.

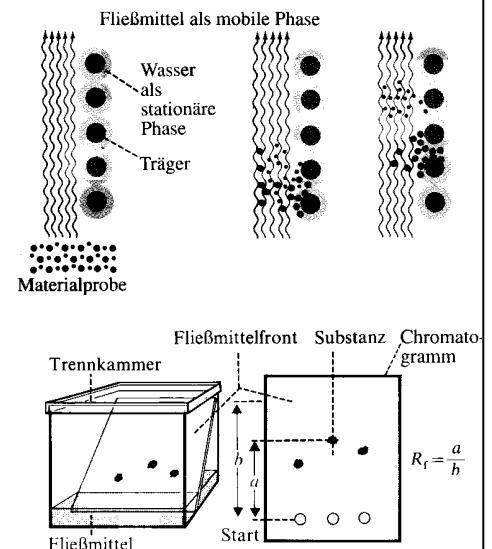
Erklärung:

- **Polare Stoffe** wie Glas (SiO_2) und Papier bzw. Baumwolle (Cellulose $[\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5]_n$) **ziehen Wasser an**.
- **Unpolare Stoffe** (Kunststoffe und Eiweiße/Proteine) **stoßen Wasser ab**, da sie keine H-Brücken ausbilden und das Wasser sich zu dicken Tropfen zusammenzieht.



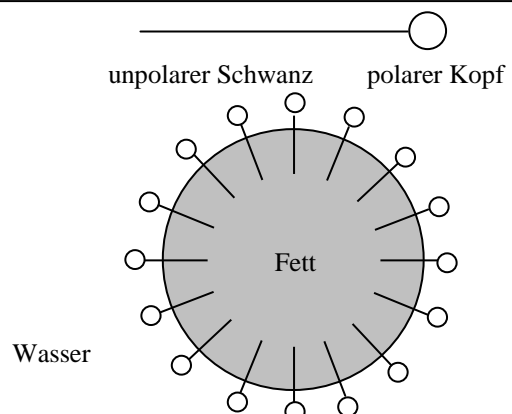
9.8. Chromatographie

- Bei der Chromatographie werden Stoffe mit unterschiedlicher **Polarität** getrennt.
- Das Stoffgemisch wird in einem **Fließmittel (mobile Phase)** gelöst, das durch **Kapillarwirkung** an einer porösen **stationären Phase** aufsteigt.
- Mobile und stationäre Phase unterscheiden sich in ihrer **Polarität** und üben daher verschieden starke Anziehungskräfte auf die Komponenten des Gemisches aus. Je nach Polarität werden die Komponenten durch die stationäre Phase verschieden stark gebremst.
- Unter konstanten Bedingungen (gleiches Chromatographiepapier, gleiche stationäre Phase, gleiches Fließmittel, gleiche Temperatur) sind die Trennergebnisse **reproduzierbar**. Die Lage der Substanzflecke kann durch den **R_f -Wert** (retention factor) charakterisiert werden.



9.9. Tenside

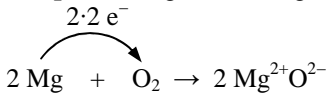
- **Waschmittel** enthalten große Moleküle (**Tenside**) mit einem **polaren, hydrophilen Kopf** und einem langen, **unpolaren, lipophilen Schwanz**.
- Die Tensidmoleküle stecken mit dem **unpolaren Schwanz** im **Fettropfen** und ragen mit den **polaren Köpfen** in das **Wasser**. Sie geben den Fettropfen dadurch eine **polare Hülle**. Die polaren Wassermoleküle können den Fettropfen mit H-Brücken **festhalten** und **abtransportieren**.



10. Redoxreaktionen

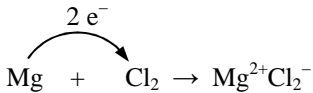
10.1. Redoxgleichungen

Beispiel 1: Magnesium reagiert mit Sauerstoff zu Magnesiumoxid



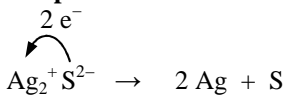
⇒ Magnesium wird oxidiert

Beispiel 2: Magnesium reagiert mit Iod zu Magnesiumdichlorid



⇒ Magnesium wird „oxidiert“

Beispiel 3: Silbersulfid zerfällt zu Silber und Schwefel



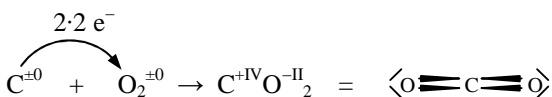
⇒ Silber wird „reduziert“

Definitionen

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

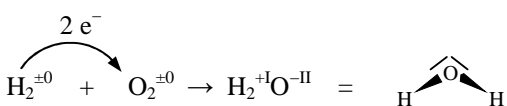
10.2. Oxidationszahlen

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



⇒ Kohlenstoff wird oxidiert

Beispiel 2: Wasserstoff reagiert mit Sauerstoff zu Wasserstoffdisauerstoff = Wasser



⇒ Wasserstoff wird oxidiert

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 (Ausnahme: OF₂, H₂O₂, ...)
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** des Teilchens

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

11. Säure-Base-Reaktionen

11.1. Säuren und Basen

Beispiele:

saure Lösungen	basische Lösungen (Laugen)
Salzsäure = HCl in H ₂ O	Natronlauge = NaOH in H ₂ O
Salpetersäure = HNO ₃ in H ₂ O	Kalilauge = KOH in H ₂ O
Kohlensäure = H ₂ CO ₃ in H ₂ O	Kalkwasser = Ca(OH) ₂ in H ₂ O
Schwefelsäure = H ₂ SO ₄ in H ₂ O	Barytwasser = Ba(OH) ₂ in H ₂ O
Phosphorsäure = H ₃ PO ₄ in H ₂ O	Salmiakgeist = NH ₃ in H ₂ O
Essigsäure = CH ₃ COOH in H ₂ O	

Vorsicht: Laugen verursachen irreparable Netzhautablösungen. Beim Umgang mit Laugen daher immer Schutzbrille tragen und hinterher die Hände abspülen

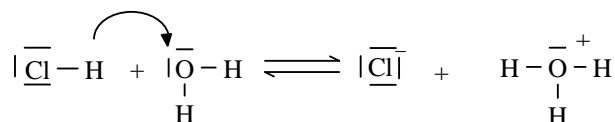
Säure-Base-Indikatoren sind Farbstoffe, die durch charakteristische Farbänderungen anzeigen, ob eine Lösung sauer, neutral oder basisch reagiert.

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

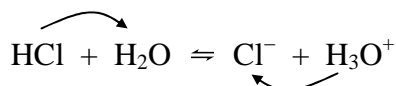
Der Indikator reagiert auf ein **säure- oder basetypisches Teilchen**, das in allen sauren oder basischen Lösungen vorkommen muss. Da sowohl Säuren als auch Basen ihre Wirkung nur in wässriger Lösung entfalten, kann man schließen, dass das säure bzw. basetypischen Teilchen durch eine Reaktion mit **Wasser** entstehen.

Säuretypische Teilchen wandern zum Minuspol und sind also **positiv geladen**. Die **basetypischen Teilchen** wandern dagegen zum Pluspol und sind daher **negativ geladen**.

Wasser und Chlorwasserstoffgas reagieren zu **Salzsäure**:



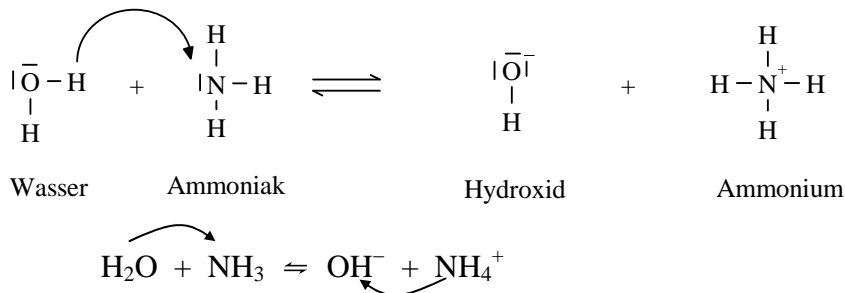
Chlorwasserstoff Wasser Chlorid Hydroxonium



Säuren geben in wässriger Lösung Protonen an Wassermoleküle ab.

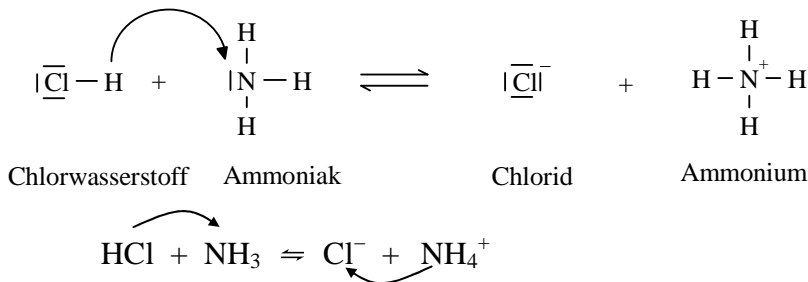
Dabei entstehen **Hydroxonium-Ionen H₃O⁺**: Man erhält eine **saure Lösung**

Ammoniakgas und Wasser reagieren zu Salmiakgeist:



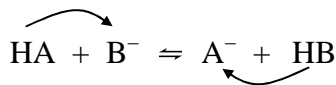
Basen nehmen in wässriger Lösung Protonen von Wassermolekülen auf. Dabei entstehen **Hydroxid-Ionen OH⁻**: Man erhält eine **Lauge**.

Ammoniakgas und Chlorwasserstoffgas reagieren zu Ammoniumchlorid:



Allgemeine Säure-Base-Reaktion:

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**.



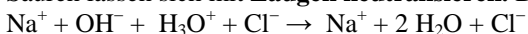
Säuren sind Protonenspende
Basen sind Protonenfänger

Eigenschaften von konzentrierter Schwefelsäure

- Schwefelsäure ist eine **starke Säure** und oxidiert mit ihren H⁺-Ionen **unedle Metalle** wie z.B. Eisen:
 $H_2SO_4 + Fe \rightarrow Fe^{2+} + SO_4^{2-} + H_2$
- Schwefelsäure ist ein **starkes Oxidationsmittel** und oxidiert mit ihren SO₄²⁻-Ionen auch **edle Metalle** wie z.B. Kupfer:
 $H_2SO_4 + Cu \rightarrow Cu^{2+} + SO_3^{2-} + H_2O$
- Schwefelsäure ist stark **hygroscopisch** (wasserentziehend). Organische Stoffe werden durch Oxidation und Wasserentzug verkohlt.
- „**Nie das Wasser in die Säure, sonst passiert das Ungeheure**“: Schwefelsäure reagiert unter starker Wärmeentwicklung mit **Wasser** (Lösungsvorgang). Gießt man Wasser in konzentrierte Schwefelsäure, so verdampft dieses sofort und reißt dabei Schwefelsäure mit sich aus dem Reaktionsgefäß.
- Konzentrierte Schwefelsäure hat eine fast doppelt so große **Dichte** wie Wasser: Bei c = 95 % ist ρ = 1,84 g/cm³.

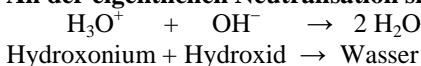
11.2. Neutralisation und Maßanalyse

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



Natronlauge + Salzsäure → wässrige Lösung von Natriumchlorid = Kochsalz

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

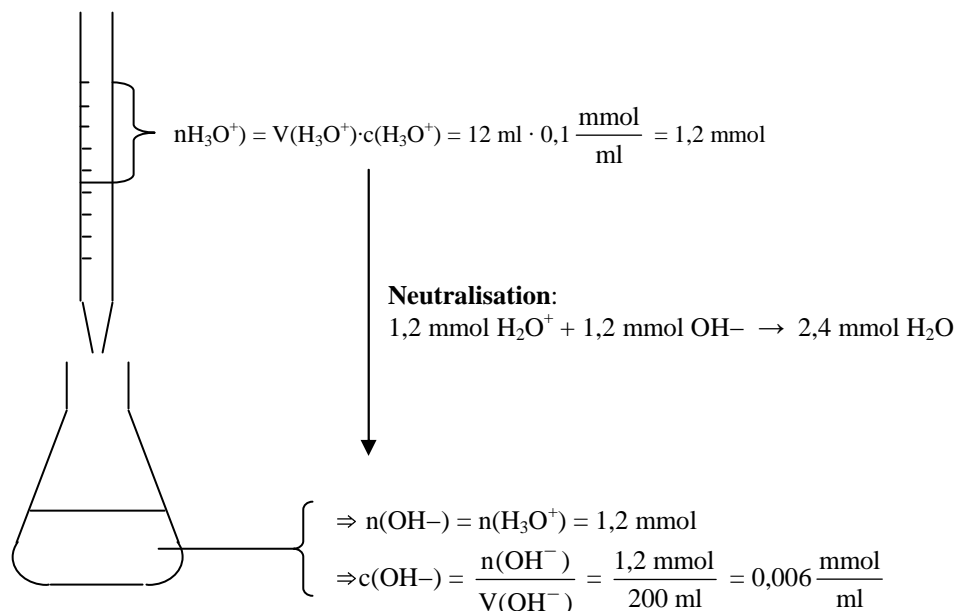


Als **Maßanalyse** oder **Titration** (von lat **titulus** = **Aufschrift** \Rightarrow **Bestimmung der Aufschrift**) bezeichnet man die Bestimmung der **Teilchenzahl n** in einer Lösung durch **Neutralisation** mit einer **Maßlösung** mit bekannter **Konzentration c**. Der **Endpunkt** der Neutralisation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

Beispiel:

Für die Neutralisation von 200 ml einer unbekanntenen 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 der Menge $n(\text{OH}^-)$ und die Konzentration $c(\text{OH}^-)$ der Hydroxid-Ionen in der Lauge.



Antwort:

Die Lauge enthält 1,2 mmol Hydroxid-Ionen und hat eine Konzentration von 0,006 mmol/ml = 6 mmol/l.

11.3. Der pH-Wert

Der pH-Wert (von **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

Übungsaufgaben

1. Stoffeigenschaften

Aufgabe 1: Teilchenmodell

Erkläre die folgenden Begriffe

Atom, Element, Ordnungszahl, Massenzahl, Mol, Molekül, Verbindung und Ion.

Aufgabe 2: Angabe von Stoffmengen in Mol

Wie viel g wiegen die folgenden Stoffmengen?

- | | |
|-------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------|
| a) 1 Mol Aluminium Al | d) 1 Mol Natriumchlorid NaCl |
| b) 1 Mol Ethan C ₂ H ₆ | e) 2 Mol Kohlensäure H ₂ CO ₃ |
| c) 1 Mol Schwefelsäure H ₂ SO ₄ | f) 0,3 Mol Dialuminiumtrioxid Al ₂ O ₃ |

Aufgabe 3: Angabe von Stoffmengen in Mol

Wie viel Mol Formeleinheiten enthalten die folgenden Stoffmengen?

- | | |
|-----------------------------------------------|-------------------------------------------------------|
| a) 20 g Natrium Na | d) 100 g Tetrachlorkohlenstoff CCl ₄ |
| b) 20 g Wasser H ₂ O | e) 50 g Salpetersäure HNO ₃ |
| c) 20 g Dischwefelkohlenstoff CS ₂ | f) 120 g Phosphorsäure H ₃ PO ₄ |

Aufgabe 4: Diffusion

- Was ist Diffusion?
- Nenne drei Situationen aus dem Alltag, bei denen Diffusion zu beobachten ist.
- Wie lässt sich die Diffusion erklären?

Aufgabe 5: Aggregatzustände

- Benenne die drei Aggregatzustände und ihre sechs Übergänge.
- Nenne jeweils eine Alltagssituation, in der ein Stoff schmilzt, verdampft, erstarrt oder kondensiert.
- Nenne einen Stoff, der beim Erwärmen sublimiert.
- Nenne die Schmelzpunkte von Wasser, Kochsalz und Eisen
- Nenne die Siedepunkte von Sauerstoff, Stickstoff, Kohlenstoffdioxid, Wasser und Alkohol.
- Beschreibe und vergleiche den Schmelzvorgang und den Verdampfungsvorgang anhand des Teilchenmodells.
- Beschreibe den Vorgang des Kondensierens mit dem Teilchenmodell.
- Worin besteht der Unterschied zwischen Verdunsten und Verdampfen?

2. Stoffgemische

Aufgabe 1: Lösungsvorgänge

Beschreibe die Kristallisationsvorgang mit dem Teilchenmodell und nenne drei Maßnahmen, mit denen sich große und schöne Kristalle erzeugen lassen.

Aufgabe 2: Konzentrationsangaben

- Wie viel ml Alkohol enthält ein Glas (200 ml) 12-prozentigen Weins?
- Wie viel g Alkohol hat man bei 1 Promille in 6 Litern Blut?
- Wie viel g Kochsalz benötigt man für die Herstellung von 500 ml einer isotonischen (0,34 %igen) Kochsalzlösung?
- Wie viel g Glucose enthalten 6 Liter Blut eines gesunden Erwachsenen mit einem Bluglucosespiegel von 1 %?
- Wie viel g Zucker nimmt man mit einer 0,33 l-Flasche Cola (11 % Zucker) zu sich?

Aufgabe 3: Reinstoff und Mischung

Kennzeichne die folgenden Stoffgemische mit Fachbegriffen:

- Blut
- Beton
- Wodka
- Most
- rostfreier Stahl

Aufgabe 4: Trennverfahren

Gib jeweils ein geeignetes Reinigungsverfahren an:

- Autoabgase
- Altöl
- Schrott
- Blut

3. Chemische Reaktionen

Aufgabe 1: Reaktionsgleichungen

Ergänze die fehlenden Koeffizienten:

- a) $_ \text{Cu} + _ \text{S} \rightarrow _ \text{Cu}_2\text{S}$
b) $_ \text{Hg} + _ \text{O}_2 \rightarrow _ \text{HgO}$
c) $_ \text{P} + _ \text{O}_2 \rightarrow _ \text{P}_2\text{O}_5$
d) $_ \text{KI} + _ \text{PbSO}_4 \rightarrow _ \text{PbI}_2 + _ \text{K}_2\text{SO}_4$
e) $_ \text{NaCl} + _ \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow _ \text{HCl} + _ \text{Na}_2\text{SO}_4$
f) $_ \text{KF} + _ \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow _ \text{HF} + _ \text{K}_3\text{PO}_4$
g) $_ \text{KOH} + _ \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow _ \text{H}_2\text{O} + _ \text{K}_2\text{CO}_3$
h) $_ \text{KMnO}_4 + _ \text{HCl} \rightarrow _ \text{MnO}_2 + _ \text{KOH} + _ \text{H}_2\text{O} + _ \text{Cl}_2$

Aufgabe 2: Reaktionsgleichungen

Ergänze die fehlenden Koeffizienten und rechne die Reaktionsgleichung auf die angegebene Stoffmenge um:

- a) $_ \text{Na} + _ \text{Cl}_2 \rightarrow _ \text{NaCl}$ für 60 g Natrium
b) $_ \text{K} + _ \text{O}_2 \rightarrow _ \text{K}_2\text{O}$ für 100 g Kalium
c) $_ \text{Ca} + _ \text{F}_2 \rightarrow _ \text{CaF}_2$ für 20 Liter Fluorgas
d) $_ \text{Zn} + _ \text{S} \rightarrow _ \text{ZnS}$ für 30 g Zinksulfid
e) $_ \text{Al} + _ \text{O}_2 \rightarrow _ \text{Al}_2\text{O}_3$ für 50 g Dialuminiumtrioxid
f) $_ \text{H}_2 + _ \text{O}_2 \rightarrow _ \text{H}_2\text{O}$ für 1 Liter Wasser
g) $_ \text{N}_2 + _ \text{H}_2 \rightarrow _ \text{NH}_3$ für 20 Liter Ammoniakgas
h) $_ \text{NaOH} + _ \text{HCl} \rightarrow _ \text{NaCl} + _ \text{H}_2\text{O}$ für 50 g Natriumchlorid
i) $_ \text{AlCl}_3 + _ \text{H}_2\text{O} \rightarrow _ \text{Al}_2\text{O}_3 + _ \text{HCl}$ für 50 g Aluminiumtrichlorid

Aufgabe 3: Energieformen

- a) Nenne fünf verschiedenen Energieformen
b) Nenne zwei Vorgänge, bei denen Wärmeenergie in mechanische Energie umgewandelt wird und umgekehrt.
c) Nenne zwei Vorgänge, bei denen chemische Energie in mechanische Energie umgewandelt wird und umgekehrt.
d) Nenne zwei Vorgänge, bei denen elektrische Energie in chemische Energie umgewandelt wird und umgekehrt.
e) Nenne die Formen, in denen ein Mensch Energie mit der Umgebung austauscht.
f) Welche Energieformen sind beim Entzünden eines Feuerzeugs beteiligt?

Aufgabe 4: Wärmekapazität

- a) Erkläre am Beispiel Wasser die spezifische Wärmekapazität eines Stoffes und wie man sie bestimmt.
b) Erkläre am Beispiel Eisen die Wärmeleitfähigkeit eines Stoffes und wie man sie bestimmt.
c) Wie viel Joule benötigt man, um eine Tasse Wasser ($V = 0,2$ Liter, $\rho = 1$ g/cm³, $c = 4,2$ J/K·g) von 20°C auf 100°C zu erwärmen?
d) Um wie viel Grad steigt die Temperatur eines Aquariums mit 500 Litern Inhalt, wenn 1 kWh = 360 kJ an elektrischer Energie zum Heizen aufgewendet wurden?
e) Um wie viel Grad steigt die Temperatur von Mineralwasser ($V = 0,7$ Liter, $\rho = 1$ g/cm³, $c = 4,2$ J/K·g) in einer Flasche, die durch das Stehen an der Sonne eine Energie von 100 kJ aufgenommen hat?
f) Ein 50 kg schwerer Junge besteht zu 60 % aus Wasser ($c = 4,2$ J/K·g) Wie viel Energie benötigt er, um seine Körpertemperatur um bei einer fiebrigen Grippe von 36,8°C auf 38,3°C zu erhöhen? Wie viel g Kartoffeln (300 kJ/100 g) oder wie viel g Schokolade (2300 kJ/100 g) müsste er essen, um diesen Energieverlust wieder auszugleichen?
g) Ein ausgekühlter Wanderer sitzt in einer Berghütte. In der Berghütte befinden sich noch 100 m³ kalte Luft ($\vartheta = 10^\circ\text{C}$, $\rho = 1$ g/dm³, $c = 1$ J/g·K) und ein Propangaskocher mit 200 g Propan (Brennwert 32,5 kJ/g). Vor der Hütte steht ein Faß, das mit 10 °C kaltem Regenwasser gefüllt ist ($c = 4,2$ J/g·K). Um wie viel Grad erwärmt sich die Luft in der Hütte, wenn er den Propangaskocher als Heizung verwendet? Wie viel Liter Regenwasser kann er mit dem Propangaskocher auf 90°C erwärmen und als Teewasser verwenden? Welche Methode ist sinnvoller, um wieder warm zu werden?

Aufgabe 5: Energieumsatz bei chemischen Reaktionen

1. Berechne die Reaktionswärme, die bei der Verbrennung von 10 g des angegebenen Brennstoffes frei werden.
2. Gib an, um wie viel Grad man 5 Liter Wasser mit der freigesetzten Wärmemenge erwärmen kann ($c = 4,2$ J/g·K).

- a) Methan $\text{CH}_4 + _ \text{O}_2 \rightleftharpoons _ \text{CO}_2 + _ \text{H}_2\text{O}$ mit $\Delta H = - 889,5$ kJ/Mol
b) Ethan $\text{C}_2\text{H}_6 + _ \text{O}_2 \rightleftharpoons _ \text{CO}_2 + _ \text{H}_2\text{O}$ mit $\Delta H = - 2330,6$ kJ/Mol
c) Propan $\text{C}_3\text{H}_8 + _ \text{O}_2 \rightleftharpoons _ \text{CO}_2 + _ \text{H}_2\text{O}$ mit $\Delta H = - 1431,8$ kJ/Mol
d) Butan $\text{C}_4\text{H}_{10} + _ \text{O}_2 \rightleftharpoons _ \text{CO}_2 + _ \text{H}_2\text{O}$ mit $\Delta H = - 3393,0$ kJ/Mol
e) Methanol $\text{CH}_3\text{OH} + _ \text{O}_2 \rightleftharpoons _ \text{CO}_2 + _ \text{H}_2\text{O}$ mit $\Delta H = - 1452,0$ kJ/Mol
f) Ethanol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + _ \text{O}_2 \rightleftharpoons _ \text{CO}_2 + _ \text{H}_2\text{O}$ mit $\Delta H = - 972,6$ kJ/Mol
g) Wasserstoff $\text{H}_2 + _ \text{O}_2 \rightleftharpoons _ \text{H}_2\text{O}$ mit $\Delta H = - 571,2$ kJ/Mol

4. Atombau

Aufgabe 1: Elementarteilchen

- Nenne die drei klassischen Elementarteilchen und vergleiche ihre Massen und Ladungen.
- Welche Masse haben 7 Mol Protonen?
- Wieviele Neutronen haben die Masse 10 g?
- Wieviele Elektronen haben die Masse 10 g?

Aufgabe 2: Das Atommodell von Rutherford

- Aluminium hat die Ordnungszahl 13 und die Massenzahl 27. Welche drei Aussagen lassen sich daraus über das Element machen?
- Welche Masse haben 10 Kohlenstoffatome (${}^6\text{C}$) ?
- Welche Masse haben 5 mol Neonatome (${}^{10}\text{Ne}$)?
- Wieviele Atome sind durchschnittlich in 10 g Kupfer (${}^{29}\text{Cu}$) enthalten?
- Wieviele Neutronen enthält ein Kupferatom (${}^{29}\text{Cu}$) ?
- Wieviel Protonen enthält ein Goldatom (${}^{79}\text{Au}$) ?
- Wieviele Elektronen sind durchschnittlich in 1 kg Eisen (${}^{26}\text{Fe}$) enthalten?
- Wieviel Neutronen enthalten 20 g Mangan (${}^{25}\text{Mn}$) im Durchschnitt ?

Aufgabe 3: Das Atommodell von Bohr

Zeichne jeweils ein Schalenmodell der folgenden Atome:.

- | | | |
|---------------------------------|---------------------------------|-------------------------------|
| a) Wasserstoff ${}^1\text{H}$: | b) Lithium ${}^3\text{Li}$ | c) Kohlenstoff ${}^6\text{C}$ |
| d) Natrium ${}^{11}\text{Na}$: | e) Magnesium ${}^{12}\text{Mg}$ | f) Schwefel ${}^{16}\text{S}$ |

Aufgabe 4: Ionisierungsenergien

Zeichne jeweils ein Schalenmodell der beiden Atome und entscheide, welches von ihnen die höhere Ionisierungsenergie hat. Begründe Deine Entscheidung mit Hilfe der folgenden Regeln: Die elektrische Anziehung zweier Teilchen nimmt mit wachsender Ladung der Teilchen zu und mit wachsendem Abstand der Teilchen ab.

- | | | | |
|----------------------------------------|-------------------------------------------|---------------------------------------|----------------------------------------------|
| a) ${}^3\text{Li}$ und ${}^4\text{Be}$ | b) ${}^3\text{Li}$ und ${}^{11}\text{Na}$ | c) ${}^3\text{Li}$ und ${}^9\text{F}$ | d) ${}^{10}\text{Ne}$ und ${}^{11}\text{Na}$ |
|----------------------------------------|-------------------------------------------|---------------------------------------|----------------------------------------------|

Aufgabe 5: Der Verlauf der Ionisierungsenergien und Grenzen des Bohrschen Modells

- Zeichne ein Schalenmodell des Argonatoms und des Kaliumatoms nach der $2n^2$ -Regel.
- Welches Atom müsste nach dieser Darstellung die höhere Ionisierungsenergie besitzen?
- Wie müsste das Kaliumatom aussehen, wenn man den tatsächlichen Verlauf der Ionisierungsenergie von Argon nach Kalium berücksichtigt?
- Für welche Elemente gilt das Bohrsche Schalenmodell nicht mehr?

Aufgabe 6: Das Orbitalmodell

Zeichne jeweils ein Kästchenschema und bezeichne alle besetzten Orbitale:

- | | |
|-------------------------------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------------|
| a) Stickstoff ${}^7\text{N}$ und Phosphor ${}^{15}\text{P}$ | b) Natrium ${}^{11}\text{Na}$, Kalium ${}^{19}\text{K}$ und Rubidium ${}^{37}\text{Rb}$ |
|-------------------------------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------------|

Aufgabe 7: Das Orbitalmodell

Begründe mit Hilfe des Kästchenschemas, wie viele Elektronen **mindestens** aufgenommen oder abgegeben werden müssen, um eine stabile Anordnung mit **vollbesetzten Unterniveaus** zu erhalten. Gib außerdem die Ladung des dabei entstehenden Ions an.

- | | | | |
|----------------------------------------------------------------|------------------------------------------|-----------------------------------------|-------------------------------------------------------------------|
| a) ${}^3\text{Li}$, ${}^{11}\text{Na}$ und ${}^{19}\text{K}$ | c) ${}^5\text{B}$ und ${}^{13}\text{Al}$ | e) ${}^7\text{N}$ und ${}^{15}\text{P}$ | g) ${}^{21}\text{Sc}$, ${}^{24}\text{Cr}$ und ${}^{25}\text{Mn}$ |
| b) ${}^4\text{Be}$, ${}^{12}\text{Mg}$ und ${}^{20}\text{Ca}$ | d) ${}^6\text{C}$ und ${}^{14}\text{Si}$ | f) ${}^8\text{O}$ und ${}^{16}\text{S}$ | |

Aufgabe 8: Die Edelgasregel

Die Edelgase mit voll besetzten s- und p-Unterniveaus sind besonders stabil und haben in ihrer Periode jeweils die höchsten Ionisierungsenergien. Die übrigen Atome suchen durch Abgabe oder Aufnahme von Elektronen die Konfiguration des nächstgelegenen Edelgases zu erreichen. Ist die Zahl der aufzunehmenden oder abzugebenden Elektronen zu groß, so begnügen sie sich mit halb- oder voll besetzten s- oder p- oder d-Unterniveaus, um eine möglichst **gleichmäßige** und **stabile** Verteilung der Elektronen zu erreichen. Erkläre mit Hilfe eines Kästchenschemas, warum

- Zinn ${}^{50}\text{Sn}$ die Ionen Sn^{2+} und Sn^{4+} , aber weder Sn^+ noch Sn^{3+} bildet.
- Antimon ${}^{51}\text{Sb}$ die Ionen Sb^{3+} und Sb^{5+} , aber weder Sb^{2+} noch Sb^{4+} bildet.
- Zink ${}^{30}\text{Zn}$ ausschließlich das Ion Zn^{2+} bildet.
- Silber ${}^{47}\text{Ag}$ ausschließlich das Ion Ag^+ bildet.
- Mangan ${}^{25}\text{Mn}$ bevorzugt die Ionen Mn^{2+} , Mn^{5+} oder Mn^{7+} bildet.

5. Das Periodensystem der Elemente

Aufgabe 1: Der Aufbau des PSE

- Beschreibe und erkläre den Verlauf der Atomradien im PSE.
- Beschreibe und erkläre den Verlauf der Ionisierungsenergien und Elektronegativitäten im PSE mit Hilfe der Atomradien.
- Wie unterscheiden sich Metalle von Nichtmetallen?
- Beschreibe und erkläre den Verlauf des Metallcharakters im PSE mit Hilfe der Atomradien und Ionisierungsenergien.

Aufgabe 2: Atomradius und EN

Welches der beiden Elemente hat die größere Elektronegativität und welches hat den größeren Atomradius?

- Li und Na
- Li und Be
- S und F₂
- O₂ und F₂
- K und Al

Aufgabe 3: Die Edelgasregel

Gib an, wieviele Elektronen die folgenden Elemente abgeben oder aufnehmen müssen, um die Schale des nächsten Edelgases zu erreichen. Gib außerdem die Ladung des dabei entstehenden Ions an:

- Li
- Be
- Al
- C
- N₂
- O₂
- F₂

Aufgabe 4: Die Edelgasregel

Gib eine Regel an, mit der man die Ionenladung aus der Gruppennummer ableiten kann.

Aufgabe 5: Reaktivität und Atomradius

Entscheide, welches der beiden angegebenen Atome leichter mit anderen Atomen reagiert. Begründe unter Verwendung der Begriffe Metall/Nichtmetall, Atomradius und Edelgaskonfiguration.

- O₂ und F₂
- O₂ und S
- Mg und Ca
- Mg und Al

Aufgabe 6: Wasserstoff

- Beschreibe drei Eigenschaften von Wasserstoff.
- Beschreibe die Herstellung und den Nachweis von Wasserstoffgas mit einem Energiediagramm
- Berechne die Dichte von Wasserstoff aus der molaren Masse und dem molaren Volumen unter Normalbedingungen.
- Wie viel Liter Wasserstoffgas kann man unter Normalbedingungen aus einem Liter Wasser gewinnen?

Aufgabe 7: Die 8. Hauptgruppe

- Gib die Namen und ihre Herkunft sowie eine typische Verwendung der ersten drei Elemente der 8. Hauptgruppe an.
- Begründe die Reaktionsträgheit der ersten beiden Edelgase mit Hilfe des Schalenmodells.
- Beschreibe die Gewinnung der Edelgase aus Luft.

Aufgabe 8: Die 7. Hauptgruppe

- Gib die Namen und ihre Herkunft sowie eine typische Verbindung für die ersten vier Elemente der 7. Hauptgruppe an.
- Beschreibe die Reaktion von Halogenen mit Metallen an einem einfachen Beispiel.
- Beschreibe eine Nachweismethode für Cl⁻, Br⁻ und I⁻-Ionen.
- Begründe die Abnahme der Reaktivität der Halogene von oben nach unten mit Hilfe der Atomradien und der Edelgasregel.
- Warum nehmen die Dichte sowie die Schmelz- und Siedepunkte bei den Halogenen nach unten hin zu?

Aufgabe 9: Die 1. Hauptgruppe

- Gib die Namen und eine typische Verbindung für die ersten drei Elemente der 1. Hauptgruppe an.
- Begründe die Zunahme der Reaktivität der Alkalimetalle von oben nach unten mit Hilfe der Atomradien und der Edelgasregel.
- Beschreibe die Reaktion von Alkalimetallen mit Wasser unter Nennung der zwei Reaktionsprodukte.

Aufgabe 10: Die 2. Hauptgruppe

- Gib die Namen und eine typische Verbindung für die ersten drei Elemente der 2. Hauptgruppe an.
- Begründe die Zunahme der Reaktivität der Erdalkalimetalle von oben nach unten mit Hilfe der Atomradien und der Edelgasregel.
- Beschreibe die Reaktion von Erdalkalimetallen mit Wasser unter Nennung der zwei Reaktionsprodukte.

6. Ionenbindung

Aufgabe 1: Ionenbindung

- Erkläre an einem Beispiel, durch welche Kräfte die Teilchen in einem Salz zusammengehalten werden.
- Unter welchen Bedingungen leiten Salze den elektrischen Strom? Begründe!
- Warum sind Metalle biegsam und Salze spröde?

- d) Erkläre mit Hilfe der Bindungsmodelle, warum (viele) Salze sich in Wasser lösen, Metalle dagegen nicht.

Aufgabe 2: Verhältnisformeln

Bestimme die Verhältnisformel des Produktes und gib seinen Namen an. Ergänze dann die fehlenden Koeffizienten in der Reaktionsgleichung und rechne auf die angegebenen Mengen um.

- a) $_ \text{Na} + _ \text{Cl}_2 \rightarrow ______$ für 60 g Natrium Na
 b) $_ \text{K} + _ \text{O}_2 \rightarrow ______$ für 100 g Kalium K
 c) $_ \text{Ca} + _ \text{F}_2 \rightarrow ______$ für 20 Liter Fluorgas F_2
 d) $_ \text{Pb} + _ \text{S} \rightarrow ______$ für 30 g Produkt
 e) $_ \text{Al} + _ \text{O}_2 \rightarrow ______$ für 50 g Produkt
 f) $_ \text{Mg} + _ \text{N}_2 \rightarrow ______$ für 20 Liter Stickstoffgas N_2

7. Metallbindung

Aufgabe 1: Metallbindung

- a) Durch welche Kräfte werden Metalle zusammengehalten?
 b) Zeichne einen Ausschnitt aus einem Magnesiumkristall mit 4 Mg-Atomen.
 c) Wie viele frei bewegliche Leiterelektronen enthält 1 g Magnesium?

Aufgabe 2: Eigenschaften der Metalle

- a) Nenne 5 typische Eigenschaften von Metallen
 b) Wie erklärt man sich die gute elektrische Leitfähigkeit der Metalle?
 c) Wie erklärt man sich die gute Verformbarkeit der Metalle?

8. Elektronenpaarbindung

Aufgabe 1: Elektronenpaarbindung

- a) Wie erreichen Metallatome die Edelgaskonfiguration, wenn sie auf andere Metallatome treffen?
 b) Wie erreichen Nichtmetallatome die Edelgaskonfiguration, wenn sie auf Metallatome treffen?
 c) Wie erreichen Nichtmetallatome die Edelgaskonfiguration, wenn sie auf andere Nichtmetallatome treffen?
 d) Durch welche Kräfte werden die beiden Kerne in einem Wasserstoffmolekül zusammengehalten?
 e) Warum gibt es das Molekül NH_3 , aber kein NH_2 und auch kein NH_4 ?

Aufgabe 2: Struktur- und Summenformeln

Gib jeweils die Strukturformel, die Summenformel und den Namen des Reaktionsproduktes an. Ergänze dann die fehlenden Koeffizienten in der Reaktionsgleichung:

- a) $_ \text{C} + _ \text{H}_2 \rightarrow ______$
 b) $_ \text{C} + _ \text{O}_2 \rightarrow ______$
 c) $_ \text{C} + _ \text{S} \rightarrow ______$
 d) $_ \text{C} + _ \text{F}_2 \rightarrow ______$
 e) $_ \text{P} + _ \text{H}_2 \rightarrow ______$
 f) $_ \text{Se} + _ \text{H}_2 \rightarrow ______$
 g) $_ \text{Cl}_2 + _ \text{O}_2 \rightarrow ______$
 h) $_ \text{Cl}_2 + _ \text{H}_2 \rightarrow ______$

Aufgabe 3: Atomgitter

Erkläre den Begriff der Modifikation in der Chemie an einem selbst gewählten Beispiel

Aufgabe 4: polare Elektronenpaarbindungen

Zeichne die Strukturformeln der folgenden Moleküle, gib, wenn möglich, Plus- und Minuspol an und ordne mit Hilfe der EN-Differenzen nach Polarität:

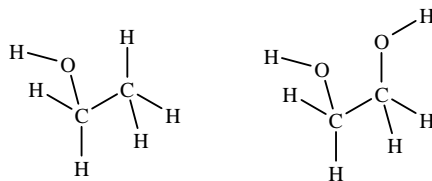
- a) H_2O , Cl_2O , F_2O b) H_2S , H_2Se , SF_2 c) CH_4 , CCl_4 , CH_2Cl_2 d) PH_3 , NH_3 , NF_3

9. Zwischenmolekulare Kräfte

Aufgabe 1: Dipol-Dipol-Kräfte

Gib jeweils die Strukturformeln mit der Polarität der Bindungen an und ordne nach Siedepunkten. Begründe mit Hilfe der **Dipol-Dipol-Kräfte**:

- a) HF und HCl
 b) H_2O und H_2S
 c) NF_3 und OF_2
 d) HCl und NH_3
 e) $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ und $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$ (siehe rechts)
 f) CH_4 und H_2S



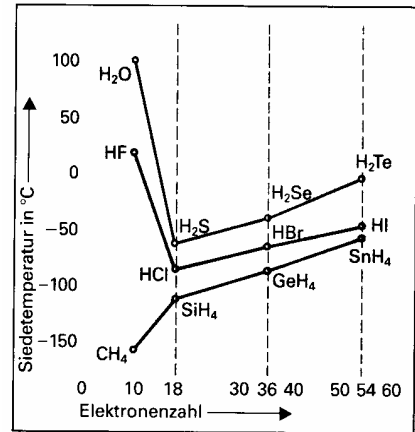
Aufgabe 2: Van-der-Waals-Kräfte

Gib jeweils die Strukturformeln mit der Polarität der Bindungen an und ordne nach Siedepunkten. Begründe mit Hilfe der **Dipol-Dipol-Kräfte** und der **Van-der-Waals-Kräfte**:

- a) CH_4 , C_2H_6 , C_3H_8 b) OF_2 und SCl_2 c) NF_3 und PCl_3 d) CF_4 , CCl_4 und CH_3F

Aufgabe 3: Siedepunkte

In dem nebenstehenden Diagramm sind die Siedetemperaturen einiger Wasserstoffverbindungen der 4., 6., und 7. Hauptgruppe eingezeichnet. Entscheide jeweils, ob für die Zu- oder Abnahme der Siedepunkte die **Van-der-Waals-** oder die **Dipol-Dipol-Kräfte** ausschlaggebend sind.



- a) Abnahme $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$:
 b) Zunahme $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{Se} \rightarrow \text{H}_2\text{Te}$
 c) Abnahme $\text{HF} \rightarrow \text{HCl}$
 d) Zunahme $\text{HCl} \rightarrow \text{HBr} \rightarrow \text{HI}$
 e) Zunahme 7. Hauptgruppe \rightarrow 6. Hauptgruppe
 f) Zunahme $\text{CH}_4 \rightarrow \text{SiH}_4$ im Vergleich zur Abnahme $\text{HF} \rightarrow \text{HCl}$.

Aufgabe 4: Siedepunkte

Vergleiche die Siedepunkte der folgenden Verbindungen und entscheide, ob für ihren Verlauf die **Van-der-Waals-** oder die **Dipol-Dipol-Kräfte** ausschlaggebend sind.

- a) I_2 (184 °C) \rightarrow IBr (116 °C) \rightarrow ICl (100 °C) \rightarrow IF (zersetzt sich beim Erwärmen in I_2 und F_2)
 b) CH_3I (42 °C) \rightarrow CH_3Br (4 °C) \rightarrow CH_3Cl (-24 °C) \rightarrow CH_3F (-78 °C).
 c) NH_3 (-33 °C) \rightarrow PH_3 (-88 °C) \rightarrow AsH_3 (-62 °C) \rightarrow SbH_3 (-17 °C).
 d) NF_3 (-129 °C) \rightarrow NCl_3 (-40 °C) \rightarrow NH_3 (-33 °C)

Aufgabe 5: Löslichkeit

Vervollständige die Tabelle und begründe durch Vergleich der zwischenmolekularen Kräfte, warum sich die Stoffkombinationen lösen bzw. nicht lösen:

Stoffkombination	Kraft A - A	Kraft B - B	Kraft A - B	Verhalten und Begründung
polar - polar: Salz A - Wasser B	Ionenbindung	Dipol-Dipol	Ion-Dipol	Löst sich, wenn $A-B > A-A, B-B$
polar - unpolar: Salz A - Benzin B				
unpolar - polar: Fett A - Wasser B				
unpolar - unpolar: Fett A - Benzin B				

Aufgabe 6: Löslichkeit

Zwei Reagenzgläser sollen gereinigt werden. Reagenzglas A enthält Phosphorreste, Reagenzglas B dagegen Kaliumchloridreste. Als Reinigungsmittel stehen Benzin und Wasser zur Verfügung. Gib an, welches Lösungsmittel für welches Reagenzglas geeignet ist und begründe Deine Entscheidung.

Aufgabe 7: Bindungsarten, zwischenmolekulare Kräfte, Siedepunkte, Löslichkeit

- Gib jeweils die Reaktionsgleichung und die Summenformel des Endproduktes an.
- Gib für alle beteiligten Stoffe die Bindungsart an.
- Beschreibe die Struktur aller beteiligten Stoffe (Strukturformel, Zeichnung bzw. Stichworte genügen!)
- Beschreibe jeweils die Kräfte, die die Teilchen der drei Endprodukte im festen Zustand zusammenhalten.
- Ordne die drei Endprodukte nach Siedepunkten und begründe.
- Welches der drei Endprodukte löst sich am besten in polaren Lösungsmitteln? Begründe.
- Welches der drei Endprodukte löst sich am besten in unpolaren Lösungsmitteln? Begründe.

- a) $__ \text{Li} + __ \text{F}_2 \rightarrow ?$ b) $__ \text{Ca} + __ \text{Cl}_2 \rightarrow ?$ c) $__ \text{C} + __ \text{S} \rightarrow ?$
 $__ \text{Na} + __ \text{Cl}_2 \rightarrow ?$ $__ \text{O}_2 + __ \text{Cl}_2 \rightarrow ?$ $__ \text{C} + __ \text{Cl}_2 \rightarrow ?$
 $__ \text{Cl}_2 + __ \text{F}_2 \rightarrow ?$ $__ \text{S} + __ \text{Cl}_2 \rightarrow ?$ $__ \text{C} + __ \text{N}_2 \rightarrow ?$

10. Redoxreaktionen

Aufgabe 1: Redoxgleichungen

1. Stelle den Oxidationsvorgang und den Reduktionsvorgang durch Pfeile dar.
2. Gib Oxidationsmittel und Reduktionsmittel an
3. Ergänze die Koeffizienten in der Gesamtgleichung:
a) $_ \text{Mg} + _ \text{O}_2 \rightarrow _$ c) $_ \text{Li} + _ \text{N}_2 \rightarrow _$
b) $_ \text{Na} + _ \text{S} \rightarrow _$ d) $_ \text{Pb} + _ \text{S} \rightarrow _$

Aufgabe 2: Oxidationszahlen

Gib die Oxidationszahlen aller beteiligten Atome an

- a) Calciumcarbonat CaCO_3
- b) Kaliumnitrit KNO_2
- c) Kaliumpermanganat KMnO_4
- d) Kaliumdichromat $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

Aufgabe 3: Oxidationszahlen

Entwickle eine Strukturformel und gib die Oxidationszahlen aller beteiligten Atome an

- a) Methan CH_4
- b) Ethan C_2H_6
- c) Methanol CH_3OH
- d) Formaldehyd/Methanal CH_2O
- e) Kohlendioxid CO_2
- f) Kohlensäure H_2CO_3

Aufgabe 4: Oxidationszahlen

1. Stelle den Oxidationsvorgang und den Reduktionsvorgang durch Pfeile dar.
2. Gib Oxidationsmittel und Reduktionsmittel an
3. Ergänze die Koeffizienten in der Gesamtgleichung:

- a) $_ \text{C}_2\text{H}_4 + _ \text{H}_2 \rightarrow _ \text{C}_2\text{H}_6$
- b) $_ \text{Cl}_2 + _ \text{H}_2\text{O} \rightarrow _ \text{HOCl} + _ \text{HCl}$
- c) $_ \text{CH}_4 + _ \text{NH}_3 \rightarrow _ \text{HCN} + _ \text{H}_2$
- d) $_ \text{CH}_4 + _ \text{O}_2 \rightarrow _ \text{CO}_2 + _ \text{H}_2\text{O}$
- e) $_ \text{C}_3\text{H}_8 + _ \text{O}_2 \rightarrow _ \text{CO}_2 + _ \text{H}_2\text{O}$
- f) $_ \text{CH}_4 + _ \text{Cl}_2 \rightarrow _ \text{CH}_3\text{Cl} + _ \text{HCl}$

11. Säure-Base-Reaktionen

Aufgabe 1: Säuren und Basen

- a) Nenne die Summenformel und den Namen von fünf Säuren.
- b) Nenne die Summenformel und den Namen von fünf Laugen.
- c) Was sind Indikatoren?
- d) Beschreibe die Reaktion von Fluorwasserstoff mit Wasser durch Strukturformeln und benenne die Endprodukte.
- e) Beschreibe die Reaktion von Stickstoffwasserstoff mit Wasser durch Strukturformeln und benenne die Endprodukte.
- f) Beschreibe die Reaktion von Bromwasserstoff mit Stickstoffwasserstoff durch Strukturformeln und benenne die Endprodukte.

Aufgabe 2: Neutralisation von Halogenwasserstoffsäuren

Beschreibe die folgenden Reaktionen durch eine Reaktionsgleichung und benenne alle Ionen.

- a) Natronlauge + Fluorwasserstoffsäure
- b) Kalilauge + Salzsäure
- e) Kalklauge + Fluorwasserstoffsäure
- f) Salmiakgeist + Bromwasserstoffsäure

Aufgabe 3: Neutralisation von Halogenwasserstoffsäuren

- a) Für die Neutralisation von 150 ml Salzsäure wurden 30 ml einer 0,1-molaren Natronlauge verbraucht. Berechne die Konzentration der Salzsäure.
- b) Für die Neutralisation von 200 ml Fluorwasserstoffsäure wurden 40 ml einer 0,1-molaren Natronlauge verbraucht. Berechne die Konzentration der Fluorwasserstoffsäure.

Aufgabe 4: Oxide als Säuren und Basen

Beschreibe die folgenden Reaktionen durch eine Reaktionsgleichung und benenne alle Ionen.

- a) Natronlauge + Ameisensäure
- b) Natronlauge + Kohlensäure
- c) Kalilauge + salpetrige Säure
- d) Kalilauge + Salpetersäure
- e) Natronlauge + phosphorige Säure
- f) Natronlauge + Phosphorsäure
- g) Kalilauge + schweflige Säure
- h) Kalilauge + Schwefelsäure

Aufgabe 5: Neutralisation von Sauerstoffsäuren

- a) Für die Neutralisation von 150 ml Kohlensäure wurden 30 ml einer 0,1-molaren Natronlauge verbraucht. Berechne die Konzentration der Kohlensäure.
- b) Für die Neutralisation von 100 ml Phosphorsäure wurden 15 ml einer 0,1-molaren Kalilauge verbraucht. Berechne die Konzentration der Phosphorsäure.

Das griechische Alphabet

A, α	alpha	I, ι	iota	P, ρ	rho
B, β	beta	K, κ	kappa	Σ, σ, ς	sigma
Γ, γ	gamma	Λ, λ	lambda	T, τ	tau
Δ, δ	delta	M, μ	my	Υ, υ	upsilon
E, ε	epsilon	N, ν	ny	Φ, φ	phi
Z, ζ	zeta	Ξ, ξ	xi	X, χ	chi
H, η	eta	O, ο	omikron	Ψ, ψ	psi
Θ, θ	theta	Π, π	pi	Ω, ω	omega